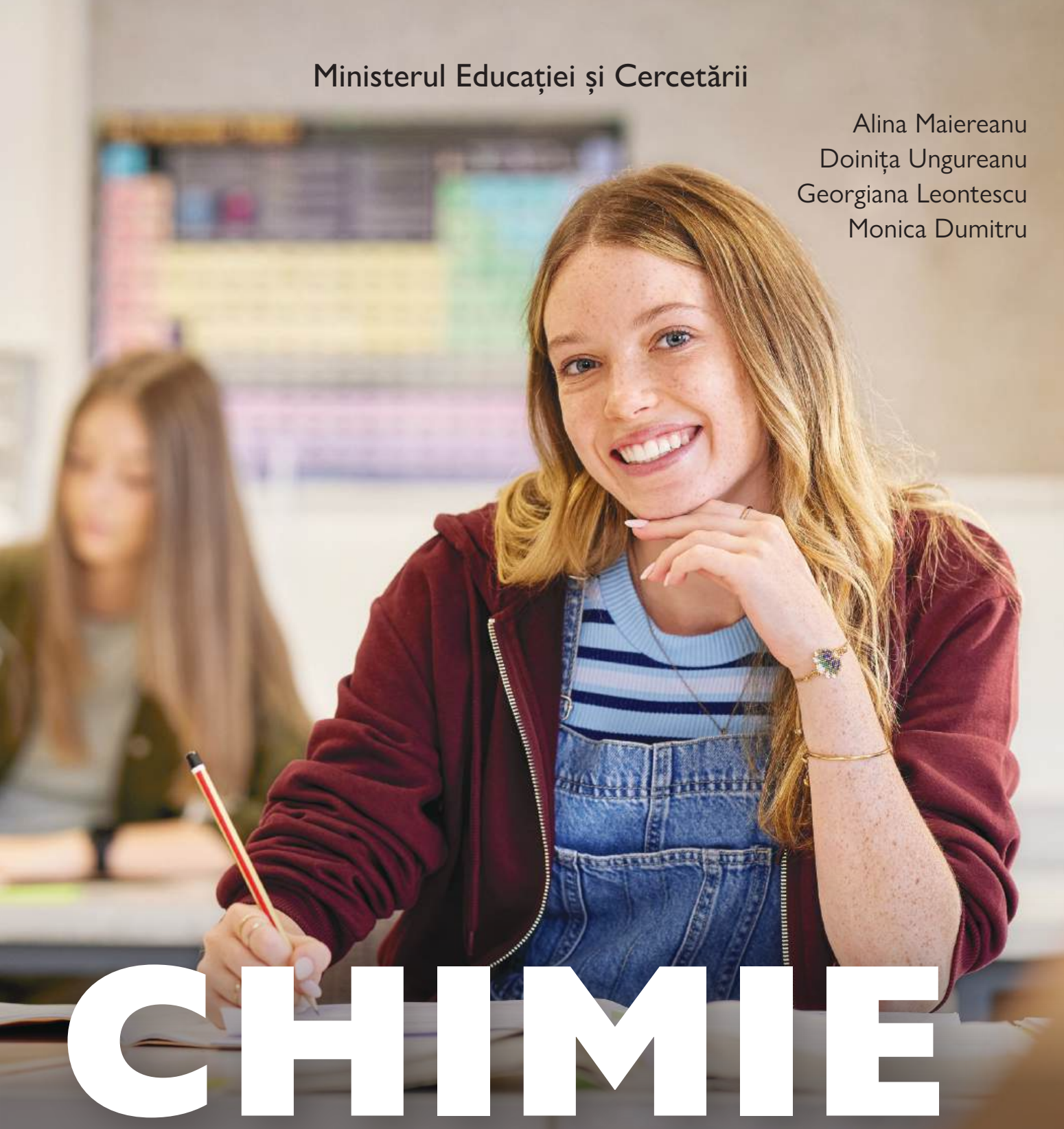


Ministerul Educației și Cercetării

Alina Maieranu
Doinița Ungureanu
Georgiana Leontescu
Monica Dumitru



CHIMIE

Trunchi comun și curriculum
de specialitate (TC+CS), filiera
teoretică, profilul real, specializarea
matematică-informatică – clasa a IX-a

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației și Cercetării.

Acest proiect de manual școlar este realizat în conformitate cu Programa școlară aprobată prin Ordinul ministrului educației și cercetării nr. 6930/19.12.2025

Numărul de telefon 119 – număr unic de telefon la nivel național pentru cazurile de abuz împotriva copiilor

Numărul de telefon 116.111 – număr de asistență pentru copii, în conformitate cu Legea nr. 272/2004 privind protecția și promovarea drepturilor copilului, republicată, cu modificările și completările ulterioare

Ministerul Educației și Cercetării

Alina Maieranu
Doinița Ungureanu
Georgiana Leontescu
Monica Dumitru



CHIMIE

**Trunchi comun și curriculum
de specialitate (TC+CS), filiera
teoretică, profilul real, specializarea
matematică-informatică – clasa a IX-a**

Manualul școlar a fost aprobat de Ministerul Educației și Cercetării prin Ordinul de ministru nr. _____
Manualul este distribuit elevilor în mod gratuit, atât în format tipărit, cât și în format digital,
și este transmisibil timp de opt ani școlari, începând din anul școlar 2026-2027.
Inspectoratul Școlar _____
Colegiul/Liceul _____

ACEST MANUAL A FOST FOLOSIT DE:

Anul	Numele elevului	Clasa	Anul școlar	Aspectul manualului*	
				la primire	la predare
1.					
2.					
3.					
4.					
5.					
6.					
7.					
8.					

- * Pentru precizarea aspectului manualului se va folosi unul dintre următorii termeni: *nou, bun, îngrijit, neîngrijit, deteriorat*.
- Cadrele didactice vor verifica dacă informațiile înscrise în tabelul de mai sus sunt corecte.
 - Elevii nu vor face niciun fel de însemnări pe manual.

Descrierea CIP a Bibliotecii Naționale a României

Chimie: trunchi comun și curriculum de specialitate (TC + CS), filiera teoretică – profilul real, specializarea matematică-informatică: clasa a IX-a / Alina Maieranu, Doinița Ungureanu, Georgiana Leontescu, Monica Dumitru. – București: Booklet, 2026
ISBN 978-630-347-298-0

- I. Maieranu, Alina
- II. Ungureanu, Doinița
- III. Leontescu, Georgiana
- IV. Dumitru, Monica

54

Referenți științifici:

lector dr. Groze Alina-Claudia, Departamentul de Chimie,
Facultatea de Informatică și Științe, Universitatea din Oradea
prof. gradul I, dr. Carmen-Luiza Gheorghe, Liceul Teoretic de
Informatică „Alexandru Marghiloman, Seminarul Teologic
„Chesarie Episcopul”, Buzău

Redactor: Alexandra Stătescu
Corector: Dorina Lipan
Copertă: Silvia Olteanu
Tehnoredactare: Nicoleta Tudorie
Video: Quartz Film Studio
Digital: MyKoolio
Voce: Ramona Mihai

Credite foto: Adobe Stock, Wikimedia Commons



Pentru comenzi:
tel.: 021.430.30.95/021.440.10.02
e-mail: comenzi@booklet.ro
site: www.booklet.ro

© Editura Booklet. Toate drepturile asupra lucrării aparțin editurii.
Este interzisă reproducerea integrală sau parțială a lucrării, sub
orice formă, fără acordul scris al editurii.



CUPRINS

Competențe	4	5.4 Molecule nepolare. Molecule polare	94
Ghid de utilizare a manualului digital	5	5.5 Legătura covalentă coordinativă	98
Recapitulare și evaluare inițială	6	Recapitulare – Evaluare – Proiect	102
Unitatea 1		Unitatea 6	
<i>Clasificarea reacțiilor chimice în chimia anorganică</i>	7	<i>Legături chimice. Legătura metalică</i>	103
1.1 Clasificarea reacțiilor chimice în chimia anorganică	7	6.1 Legătura metalică	103
1.2 Reacții exoterme și reacții endoterme	10	6.2 Proprietățile fizice ale metalelor	105
1.3 Reacții lente și reacții rapide. Catalizatori	13	Recapitulare – Evaluare – Proiect	109
<i>Investigație – Identificarea catalizatorilor reacției</i>		Unitatea 7	
de descompunere a apei oxigenate	15	<i>Interacțiuni intermoleculare</i>	110
1.4 Reacții ireversibile și reacții reversibile	17	7.1 Legătura de hidrogen. Legătura dipol-dipol.	
1.5 Număr de oxidare. Reguli de determinare a numărului		Forțe London	110
de oxidare. Reacții cu și fără modificarea numărului		7.2 Influența interacțiunilor intermoleculare asupra	
de oxidare	20	proprietăților fizice ale substanțelor	115
Recapitulare – Evaluare – Proiect	25	7.3 Proprietățile fizice ale apei	118
Unitatea 2		Recapitulare – Evaluare – Proiect	122
<i>Reacții redox</i>	27	Unitatea 8	
2.1 Oxidare. Reducere. Agent oxidant. Agent reducător.	27	<i>Soluții</i>	123
Stabilirea coeficienților ecuației unei reacții redox	33	8.1 Soluții apoase utilizate în viața cotidiană	123
2.2 Aplicații ale reacțiilor redox. Pile electrice	39	8.2 Solvenți polari și solvenți nepolari. Solubilitatea	
2.3 Electroliza	44	unei substanțe. Factori care influențează	
Recapitulare – Evaluare – Proiect		solubilitatea unei substanțe	126
Unitatea 3		8.3 Dizolvarea substanțelor ionice în apă. Dizolvarea sub-	
<i>Învelișul de electroni al atomului.</i>		stanțelor cu molecule polare în apă	131
<i>Caracter metalic. Caracter nemetalic</i>	46	8.4 Efecte termice la dizolvare în apă	134
3.1 Învelișul de electroni al atomului	46	8.5 Concentrația molară a unei soluții	137
3.2 Configurația electronică a elementelor chimice din	49	8.6 Prepararea unor soluții apoase	140
perioadele 1, 2 și 3 ale Tabelului periodic	52	Recapitulare – Evaluare – Proiect	143
3.3 Corelația dintre structura învelișului de electroni și		Unitatea 9	
poziția elementului în Tabelul periodic	55	<i>Soluții de acizi tari și de baze tari</i>	144
3.4 Rază atomică. Variația razei atomice pentru elementele	59	9.1 Ionizarea în soluție apoasă a acizilor monoprotici	
chimice din grupele principale	63	tari și a bazelor monoprotice tari.	
3.5 Raza ionică	67	Produsul ionic al apei	144
3.6 Caracter metalic. Variația caracterului metalic	71	9.2 Calculul pH-ului soluțiilor apoase ale acizilor tari	
în perioadă		monoprotici și ale bazelor tari monoprotice	147
3.7 Caracter nemetalic. Variația caracterului nemetalic		Recapitulare – Evaluare – Proiect	150
în grupă și în perioadă		Unitatea 10	
Recapitulare – Evaluare – Proiect		<i>Starea gazoasă</i>	151
Unitatea 4		10.1 Caracterizarea stării gazoase. Parametri de stare	151
<i>Legături chimice. Legătura ionică</i>	73	10.2 Ecuația de stare a gazului ideal	154
4.1 Clasificarea legăturilor chimice. Legătura ionică	73	10.3 Legea presiunilor parțiale	157
4.2 Proprietățile substanțelor ionice	77	10.4 Frație molară. Masă molară medie	160
4.3 Cristalul de clorură de sodiu.		10.5 Densitatea gazelor.	
Proprietăți fizice ale clorurii de sodiu	81	Densitate absolută și densitate relativă	163
Recapitulare – Evaluare – Proiect	84	Recapitulare – Evaluare – Proiect	165
Unitatea 5		Recapitulare finală	166
<i>Legături chimice. Legătura covalentă</i>	85	Evaluare finală	167
5.1 Legătura covalentă	85		
5.2 Electronegativitatea	89	Fișe pentru observarea sistematică a activității și a	
5.3 Legătura covalentă nepolară. Legătura covalentă polară	92	comportamentului elevilor	168



COMPETENȚE GENERALE ȘI SPECIFICE



CG. 1. Identificarea unor substanțe, fenomene chimice, procese întâlnite în viața de zi cu zi

- CS. 1.1. Identificarea tipului unei reacții chimice după unul sau mai multe criterii de clasificare
- CS. 1.2. Recunoașterea unor reacții cu modificarea numărului de oxidare întâlnite în procese naturale sau tehnologice/ industriale
- CS. 1.3. Recunoașterea unor proprietăți ale elementelor în funcție de configurația electronică
- CS. 1.4. Identificarea tipurilor legăturilor chimice/interacțiunilor intermoleculare în diferite specii chimice
- CS. 1.5. Identificarea domeniilor de utilizare a unor soluții în contexte cotidiene, având în vedere proprietățile acestora
- CS. 1.6. Identificarea modului în care proprietățile gazelor influențează diverse fenomene din viața de zi cu zi

CG. 2. Explicarea comportării unor substanțe chimice sau sisteme chimice în funcție de structura lor

- CS. 2.1. Compararea reacțiilor în funcție de caracteristicile lor
- CS. 2.2. Reprezentarea proceselor chimice care au loc în reacții cu modificarea numărului de oxidare
- CS. 2.3. Explicarea unor proprietăți ale substanțelor pe baza structurii învelișului electronic al elementelor chimice
- CS. 2.4. Explicarea proprietăților/comportării substanțelor în funcție de natura legăturii chimice/interacțiunii intermoleculare
- CS. 2.5. Explicarea proceselor care au loc la dizolvarea unei substanțe într-un anumit solvent
- CS. 2.6. Explicarea variației parametrilor de stare a unui gaz la modificarea valorii unuia dintre aceștia

CG. 3. Utilizarea conceptelor și a algoritmilor specifici în formularea explicațiilor, în rezolvarea de probleme, în conducerea investigațiilor și în raportarea de rezultate

- CS. 3.1. Utilizarea algoritmilor de stabilire a numărului de oxidare și a coeficienților stoechiometrici ai ecuației unei reacții
- CS. 3.2. Utilizarea conceptelor specifice și a algoritmilor în activități experimentale în care sunt implicate reacții cu modificarea numărului de oxidare
- CS. 3.3. Reprezentarea grafică a configurației electronice pentru diferite specii chimice utilizând notații specifice chimiei
- CS. 3.4. Utilizarea modelelor/algoritmilor pentru reprezentarea formării ionilor/moleculelor și pentru denumirea substanțelor
- CS. 3.5. Utilizarea conceptelor/algoritmilor în realizarea unor experimente pentru prepararea unor soluții de diferite concentrații
- CS. 3.6. Utilizarea conceptelor specifice chimiei pentru caracterizarea stării gazoase

CG. 4. Exprimarea informațiilor, concluziilor și demersurilor de rezolvare pentru o situație dată, în limbajul specific chimiei

- CS. 4.1. Explicarea caracteristicilor unei reacții chimice în limbaj specific

- CS. 4.2. Formularea, în termeni specifici chimiei, a explicațiilor și concluziilor privind desfășurarea reacțiilor cu modificarea numărului de oxidare

- CS. 4.3. Elaborarea concluziilor, utilizând terminologia specifică, după analiza și soluționarea unei situații-problemă

- CS. 4.4. Utilizarea limbajului specific în studiul proprietăților/comportării unei substanțe în funcție de tipul de legătură chimică/interacțiune intermoleculară

- CS. 4.5. Formularea concluziilor rezultate din date experimentale/dintr-un demers investigativ în care sunt implicate soluții, în limbajul specific

- CS. 4.6. Exprimarea, în limbaj chimic, a ecuației de stare a gazului ideal și a relațiilor dintre parametrii de stare în rezolvarea problemelor care descriu comportarea gazelor

CG. 5. Rezolvarea de probleme în scopul stabilirii unor corelații relevante, demonstrând raționamente deductive și inductive

- CS. 5.1. Aplicarea algoritmilor în rezolvarea unor probleme de calcul stoechiometric pe baza ecuației unei reacții chimice

- CS. 5.2. Rezolvarea problemelor de calcul stoechiometric pe baza ecuației unei reacții redox

- CS. 5.3. Rezolvarea unor situații-problemă având în vedere corelația dintre structura substanțelor și proprietăți ale acestora

- CS. 5.4. Justificarea comportamentului chimic/proprietăților substanțelor, în funcție de tipul de legătură chimică/interacțiune intermoleculară

- CS. 5.5. Integrarea relațiilor matematice în rezolvarea unor probleme de calcul referitoare la concentrația molară, coeficientul de solubilitate, pH-ul soluțiilor apoase de acizi și baze tari

- CS. 5.6. Rezolvarea de probleme în care sunt implicate transformări de stare ale gazelor

CG. 6. Propunerea unor măsuri de prevenire a consecințelor proceselor și acțiunii produselor chimice asupra propriei persoane și asupra mediului, pentru dezvoltare durabilă și sustenabilă

- CS. 6.1. Evaluarea efectelor unor reacții chimice care pot avea loc între diferite substanțe utilizate frecvent în viața cotidiană

- CS. 6.2. Propunerea unor soluții pentru diminuarea impactului unor produse chimice asupra mediului

- CS. 6.3. Evaluarea riscurilor asociate utilizării necorespunzătoare a unor produse chimice

- CS. 6.4. Justificarea implicațiilor pe care le are apa asupra vieții, prin proprietățile sale determinate de interacțiunile intermoleculare

- CS. 6.5. Evaluarea impactului și efectelor utilizării soluțiilor acide/bazice asupra mediului și sănătății

- CS. 6.6. Elaborarea unor măsuri pentru prevenirea accidentelor care pot apărea în timpul utilizării substanțelor gazoase

GHID DE UTILIZARE A MANUALULUI DIGITAL

Manualul digital reproduce integral versiunea tipărită, oferind elevilor posibilitatea de a accesa diverse activități multimedia interactive de învățare (AMII). Astfel, aceștia vor putea să deschidă elemente grafice, să urmărească videoclipuri, să rezolve exerciții interactive și să navigheze prin manual.

Simboluri:



1. Elemente grafice (AMII statice):

imagini, informații și activități suplimentare



2. Elemente video (AMII animate):

videoclipuri cu informații și activități suplimentare, curiozități



3. Exerciții interactive (AMII interactive):

exerciții de alegere multiplă, de tip adevărat sau fals, de asociere, de completare etc.

Cum se folosește manualul digital?

1. Meniul superior



Mărire/micșorare – se mărește sau se micșorează fereastra.



Pagina următoare – se accesează pagina următoare paginii curente.



Căutare – pot fi efectuate căutări în manualul digital după cuvinte-cheie.



Salt la ultima pagină – se accesează ultima pagină a manualului digital.



Cuprins – deschide cuprinsul manualului digital.



Adnotări – deschide o galerie de instrumente, cu funcții diferite, ce permit operații în timp real: sublinieri, adnotări, încercuiri, demarcări, mascări, evidențieri etc.



Înapoi la prima pagină – se revine la prima pagină a manualului digital.



Tipărește pagini din manualul digital.



Pagina anterioară – se accesează pagina anterioară paginii curente.



Indicații – se accesează ecranul cu indicații.

2. Ajutor în rezolvarea exercițiilor interactive (AMII interactive):

Deschide exercițiul interactiv dând click pe . Citește cerința, apoi utilizează mouse-ul și/sau tastatura pentru a rezolva exercițiile conform instrucțiunilor. Apasă butonul **Verifică** pentru a vedea dacă ai ales corect. Pentru toate tipurile de exerciții apare  în cazul răspunsului corect și  în cazul răspunsului greșit. Pentru a relua rezolvarea exercițiului, apasă butonul **Mai încercă** sau reîncarcă pagina.

3. Ajutor în accesarea elementelor video (AMII animate):

Apasă butonul  pentru a deschide videoclipul. Butonul **Play (Vizualizare)** este localizat pe bara de jos a ferestrei, alături de **Volum** și de opțiunea **Afișare completă** pe ecran. Pentru a opri temporar videoclipul, apasă butonul **Pauză**, de pe bara de jos a ferestrei. Pentru a închide videoclipul și a reveni la activitatea anterioară, apasă butonul  din colțul din dreapta sus al ferestrei.

4. Ajutor în accesarea elementelor grafice (AMII statice):

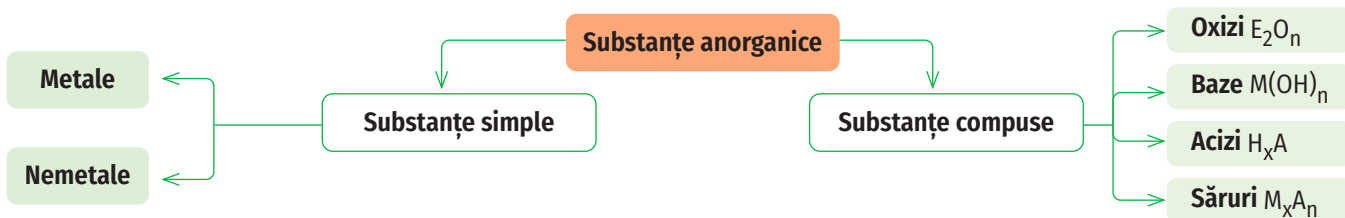
Apasă butonul . Imaginea se va deschide într-o fereastră nouă. Apasă butonul  din colțul din dreapta sus, pentru a închide aplicația.

RECAPITULARE ȘI EVALUARE ÎNȚIALE

Recapitulare inițială



Substanțele anorganice se clasifică în substanțe simple, formate dintr-un singur tip de atomi, și substanțe compuse, formate din atomi diferiți.



Reacțiile chimice sunt procese chimice prin care una sau mai multe substanțe (reactanți) se transformă în alte substanțe cu compoziție și proprietăți diferite (produși de reacție).

Reactanți → Produși de reacție

Ecuatiile reacțiilor chimice se reprezintă utilizând simboluri chimice și formule chimice pentru reactanți și produși de reacție. Numărul atomilor din fiecare element chimic care intră în reacție este egal cu numărul atomilor din acel element care rezultă din reacție.

Cantitățile de reactanți și de produși de reacție sunt proporționale cu coeficienții stoechiometrici din ecuația chimică.

Evaluare inițială

1. Stabilește dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F): 20 puncte (4 p. x 5)

- Molecula acidului sulfuric este formată din cinci atomi.
- Elementele din grupa a 2-a a Tabelului periodic sunt metale.
- Într-o soluție apoasă cu pH = 3, fenolftaleina are culoarea roșu-carmin.
- Masa de impurități din 80 g calcar de puritate 90% este 8 g.
- Clorura de sodiu este un compus ionic.

2. În coloana A sunt scrise ecuațiile chimice ale unor reacții studiate, iar în coloana B sunt scrise tipurile de reacții chimice. Asociază fiecărei cifre din coloana A litera corespunzătoare tipului de reacție chimică din coloana B. O literă din coloana B se poate folosi de mai multe ori. 20 puncte (4 p. x 5)

A	B
I. $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$	a. reacție de combinare
II. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$	b. reacție de descompunere
III. $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu(OH)}_2 \downarrow$	c. reacție de substituție
IV. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$	d. reacție de schimb
V. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	

3. Într-un vas cu 340 g de soluție de azotat de argint, de concentrație procentuală de masă 5%, se introduce o sârmă de cupru cu masa de 5 g. 20 puncte (10 p. x 2)

- Scris ecuația reacției chimice care are loc pe suprafața sârmei de cupru.
- Calculează masa finală a sârmei, considerând că soluția de azotat de argint s-a consumat integral.

4. Alama este un aliaj format în principal din cupru și zinc. O piesă cu masa de 96,6 g confecționată din alama este tratată cu o soluție de acid clorhidric. Masa amestecului de reacție scade cu 1,2 g. 30 puncte (10 p. x 3)

- Scris ecuația reacției chimice care are loc.
- Calculează masa de soluție de acid clorhidric de concentrație procentuală de masă 36,5% utilizată.
- Determină raportul molar Cu:Zn.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

1.1 Clasificarea reacțiilor chimice în chimia anorganică • 1.2 Reacții exoterme și reacții endoterme • 1.3 Reacții lente și reacții rapide. Catalizatori • 1.4 Reacții ireversibile și reacții reversibile • 1.5 Număr de oxidare. Reguli de determinare a numărului de oxidare. Reacții cu și fără modificarea numărului de oxidare

1.1 Clasificarea reacțiilor chimice în chimia anorganică

Diversitatea reacțiilor chimice este determinată de reactivitatea chimică a particulelor (atomi, ioni sau molecule), manifestată prin capacitatea acestora de a interacționa din punct de vedere chimic.

De exemplu, la prepararea unor prăjituri pufoase, se utilizează bicarbonatul de sodiu, care reacționează cu oțetul (figura 1). Ecuația reacției chimice care are loc este:



Fig. 1. Reacția bicarbonatului de sodiu cu oțetul



Această reacție poate fi caracterizată prin următoarele aspecte:

- are loc între doi reactanți și, în urma ei, se formează mai mulți produși de reacție;
- se desfășoară instantaneu;
- temperatura scade în timpul reacției;
- se observă efervescență.

Care dintre aceste aspecte poate constitui un criteriu de clasificare a reacțiilor chimice?

Învăț

Reacțiile chimice sunt procese chimice prin care una sau mai multe substanțe se transformă în alte substanțe, care au compoziție și proprietăți diferite. Reacțiile chimice se deosebesc unele de altele prin mai multe aspecte care pot fi utilizate drept criterii de clasificare.

După efectul termic ce însoțește o reacție chimică, reacțiile pot fi endoterme sau exoterme.

Reacțiile endoterme sunt procesele chimice în care reactanții absorb căldură din mediul înconjurător, de exemplu: descompunerea termică a calcarului (carbonatul de calciu).



Reacția se utilizează la fabricarea cimentului și la producerea varului.

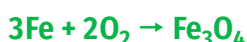
Reacțiile exoterme sunt procesele chimice în care se eliberează energie sub formă de căldură, așa cum este, de exemplu, arderea gazului metan.



Reacția se utilizează la producerea energiei necesare în industrie, la încălzirea locuințelor și la funcționarea motoarelor.

După viteza de desfășurare, reacțiile chimice pot fi lente sau rapide.

Reacțiile lente sunt procese chimice care au loc într-un interval mare de timp, desfășurându-se treptat și uneori fiind greu de observat imediat. Un exemplu de reacție lentă este reacția de oxidare a fierului în prezența apei și a oxigenului din aer, proces care duce la formarea ruginii. În absența apei, fierul reacționează cu oxigenul, formând oxid feroferic, conform ecuației reacției chimice:

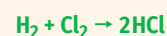


ÎMI AMINTESC



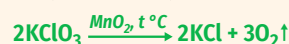
După modul de desfășurare, reacțiile chimice pot fi încadrate în patru tipuri în funcție de numărul și de tipul reactanților și ale produșilor de reacție.

Reacțiile de combinare sunt reacții în care două sau mai multe substanțe se unesc și formează un singur produs de reacție. De exemplu, sinteza acidului clorhidric din hidrogen și clor are loc conform ecuației chimice:



Această reacție se utilizează în industria chimică la obținerea acidului clorhidric, care este materie primă pentru fabricarea materialelor plastice și a coloranților.

Reacțiile de descompunere sunt procesele în care o substanță compusă se descompune în substanțe simple sau compuse.



Această reacție este utilizată pentru obținerea oxigenului în laborator și ca sursă de oxigen în pirotehnică.

ÎMI AMINTESC



Reacțiile de substituție

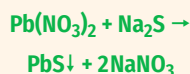
sunt procese în care un element mai reactiv înlocuiește un element mai puțin reactiv dintr-un compus. De exemplu, reacția de substituție a cuprului din sulfatul de cupru cu zinc (figura 2) are loc conform ecuației chimice:



Fig. 2. Reacția zincului cu sulfatul de cupru

Reacțiile de substituție se utilizează în metalurgie la purificarea și recuperarea metalelor.

Reacțiile de schimb sunt procese în care două substanțe compuse schimbă între ele atomi sau grupe de atomi și formează alte două substanțe compuse. De exemplu, în urma reacției dintre azotatul de plumb și sulfura de sodiu, se formează precipitatul de sulfură de plumb.



Reacția este importantă în analize chimice la identificarea ionilor de plumb și la controlul poluării apelor cu plumb în stațiile de epurare.

Reacțiile rapide sunt acele procese chimice care au loc aproape instantaneu după contactul reactanților. De exemplu, reacția de neutralizare dintre hidroxidul de sodiu și acidul clorhidric (figura 3) este o reacție rapidă, utilizată pentru neutralizarea substanțelor acide sau bazice, în analize chimice și la tratarea apei.

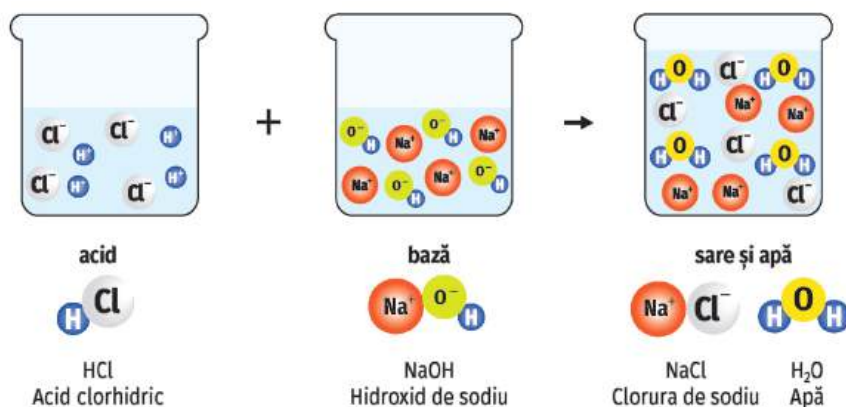


Fig. 3. Reacția dintre acidul clorhidric și hidroxidul de sodiu

După sensul de desfășurare, reacțiile chimice pot fi ireversibile sau reversibile.

Reacțiile ireversibile sunt reacții chimice care se desfășoară într-un singur sens. Un exemplu de reacție ireversibilă este reacția dintre clorura de bariu și sulfatul de sodiu (figura 4), în urma căreia se obține precipitatul de sulfat de bariu:



Reacția se utilizează la identificarea ionului de bariu, a acidului sulfuric și a sulfatilor solubili.

Reacțiile reversibile sunt reacțiile chimice care pot avea loc în ambele sensuri.

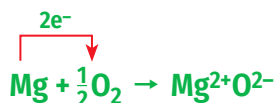
Un exemplu de reacție reversibilă este sinteza amoniacului din elemente, care are loc conform ecuației chimice:



Amoniacul este folosit pentru producerea îngrășămintelor chimice, acidului azotic, materialelor plastice, explozivilor și a detergentilor.

După transferul de electroni care poate avea loc între reactanți, reacțiile chimice pot avea loc cu transfer de electroni sau fără transfer de electroni.

Reacțiile cu transfer de electroni sunt procese în care o specie chimică cedează electroni, iar altă specie chimică îi acceptă. De exemplu, la arderea unei panglici de magneziu în oxigen are loc un transfer de electroni de la magneziu la oxigen.



Reacția de ardere a magneziului este utilizată pentru producerea artificilor.

Reacțiile fără transfer de electroni sunt procese în care nu are loc un schimb de electroni între reactanți.



Fig. 4. Precipitarea sulfatului de bariu

REȚIN

Reacțiile chimice se pot clasifica după mai multe criterii:

- după numărul și tipul substanțelor participante la reacție: reacții de combinare, reacții de descompunere, reacții de substituție și reacții de schimb;
- după efectul termic ce însoțește reacția chimică: reacții exoterme, reacții endoterme;
- după viteza de desfășurare a reacției chimice: reacții rapide, reacții lente;
- după sensul de desfășurare a reacției chimice: reacții ireversibile, reacții reversibile;
- după transferul de electroni dintre reactanți: reacții cu transfer de electroni, reacții fără transfer de electroni.

ÎMI AMINTESC

- Dacă din reacție rezultă o substanță gazoasă care se degajă, după formula substanței gazoase se scrie „↑”.
- Dacă din reacție rezultă o substanță greu solubilă care se depune, după formula acesteia se scrie „↓”.
- Căldura degajată sau absorbită în timpul unei reacții chimice se notează cu Q.
- Pentru reacțiile reversibile, între reactanți și produși se folosește semnul „⇌”, iar pentru reacțiile ireversibile se folosește semnul „→”.
- Condițiile de reacție se scriu pe săgeată (catalizatori, temperatură, presiune).

PORTOFOLIUL MEU

Studiază reacțiile chimice utilizând instrumente digitale și simulări interactive. Observă și analizează diferențele dintre diferite tipuri de reacții și realizează o fișă de documentare. Ce vei face?

- Alege o platformă de simulări interactive.
- Selectează cel puțin trei reacții chimice.
- Pentru reacțiile chimice selectate apreciază și notează următoarele aspecte: timpul de desfășurare a reacției chimice; efectul termic (degajare sau absorbție de căldură); caracterul reversibil sau ireversibil al reacției chimice.

Aplic

- Precizează care dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F), după modelul dat:
 - Reacția dintre un acid tare și o bază tare este exotermă. (A)
 - Descompunerea calcarului este o reacție endotermă.
 - Ruginirea fierului este un proces rapid.
 - Arderea magneziului este o reacție endotermă.
 - Reacția de formare a unui precipitat este o reacție ireversibilă.
 - Formarea acidului clorhidric din hidrogen și clor este o reacție de combinare.
 - Reacțiile de substituție depind de reactivitatea relativă a metalelor.
- Asociază cifrele corespunzătoare ecuațiilor chimice din coloana A cu literele corespunzătoare tipurilor de reacții chimice din coloana B, după modelul dat. O cifră din coloana A poate fi asociată cu mai multe litere din coloana B.

A	B
I. $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{MgO} + \text{CO}_2 \uparrow$	a. Reacție de combinare
II. $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	b. Reacție de descompunere
III. $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$	c. Reacție de substituție
IV. $\text{Al} + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \frac{3}{2}\text{H}_2 \uparrow$	d. Reacție de schimb
V. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$	e. Reacție reversibilă
VI. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	f. Reacție ireversibilă
VII. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$	g. Reacție endotermă
	h. Reacție exotermă

- Se neutralizează 200 g de soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală de masă 49% cu hidroxid de sodiu solid.
 - Încadrează această reacție într-unul din tipurile de reacții cunoscute.
 - Determină masa de H_2SO_4 din soluție.
 - Calculează masa de NaOH necesară pentru reacția completă.
 - Determină masa de NaOH de puritate 80% care se utilizează.
 - Calculează masa de Na_2SO_4 obținută în reacție.
- Într-o fabrică de materiale de construcții, calcarul este încălzit în cuptoare speciale pentru a obține var nestins, folosit la fabricarea cimentului și la tratarea solurilor acide. Un lot de 500 kg de calcar de puritate 85% este supus procesului de calcinare cu un randament de reacție de 90%.
 - Calculează masa de CaCO_3 care se transformă.
 - Calculează masa soluției de hidroxid de calciu de concentrație procentuală de masă 2% ce s-ar putea obține din varul nestins rezultat.
 - Calculează numărul de moli de gaz obținut.

MĂ INFORMEZ

Combustibilii reprezintă substanțe care, prin ardere, eliberează energie sub formă de căldură.

Combustibilii sunt utilizați pentru producerea energiei electrice, încălzire, transport și procese industriale. Eficiența unui combustibil este determinată de o mărime fizică numită putere calorică.

Puterea calorică reprezintă cantitatea de căldură degajată prin arderea completă a unei unități de masă sau de volum de combustibil. Aceasta se exprimă, de obicei, în kilojouli pe kilogram (kJ/kg) sau kilojouli pe metru cub (kJ/m³). Cu cât puterea calorică a unui combustibil este mai mare, cu atât energia obținută prin arderea lui este mai mare, iar combustibilul este considerat mai eficient.

Combustibil	Putere calorică (MJ/kg)
Hidrogen	120-142
Metan	50-55
Propan	46-50
Butan	45-49
Benzină	44-46
Motorină	42-45
Cărbune	24-35
Etanol	26-30
Lemn uscat	14-18

1.2 Reacții exoterme și reacții endoterme

Pentru a ne încălzi locuințele sau pentru a găti, putem folosi amestecuri de gaze combustibile, lemne sau cărbuni.

În ce condiții se transformă calcarul în cuptorul de var pentru a obține varul nestins?

Învăț



De-a lungul timpului, captarea și stocarea energiei au fost o preocupare constantă a oamenilor de știință. Într-o reacție chimică, energia totală se conservă, însă energia chimică se transformă în alte forme de energie, precum energia termică, luminoasă sau electrică (figura 1). Prin urmare, conținutul energetic al reactanților diferă de cel al produșilor de reacție.

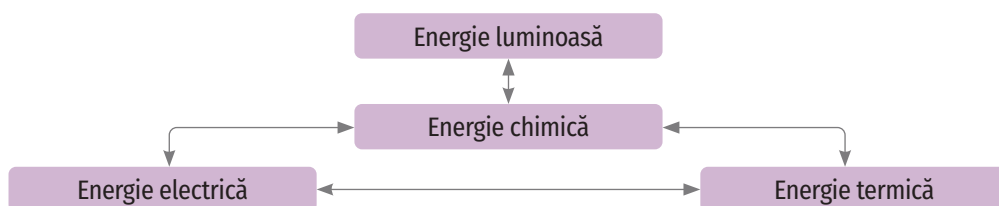


Fig. 1. Transformarea energiei chimice în alte forme de energie

Efectul termic al unei reacții chimice reprezintă cantitatea de căldură (notată cu Q) care se degajă sau se absoarbe în timpul desfășurării acelei reacții (figura 2).

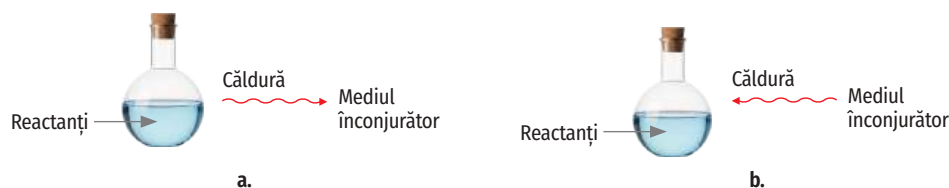


Fig. 2. (a) Reacții exoterme, (b) reacții endoterme

Reacțiile exoterme sunt procesele chimice în care se eliberează energie sub formă de căldură.

Reacțiile exoterme se pot reprezenta astfel:



Reacțiile endoterme sunt procesele chimice în care reactanții absorb energie din mediul înconjurător.

Reacțiile endoterme se pot reprezenta astfel:



Ecuatiile chimice în care se precizează efectul termic (Q) se numesc ecuații termochimice.

În ecuațiile termochimice, se precizează și starea fizică a substanțelor cu ajutorul unor simboluri scrise între paranteze, după formula substanței: (s) – solid, (l) – lichid, (g) – gaz, (aq) – soluție apoasă.

De exemplu, ecuația termochimică a reacției dintre carbonatul de calciu și acidul clorhidric se scrie astfel:



Descopăr în laborator



Studiul efectului termic ce însoțește o reacție chimică – activitate experimentală pe grupe

Substanțe și ustensile necesare: soluție de acid clorhidric de concentrație procentuală de masă 5%, soluție de hidroxid de sodiu de concentrație procentuală de masă 5%, clorat de potasiu, dioxid de mangan; cilindru gradat, pahare Berzelius, eprubete, stativ pentru eprubete, termometru, spatulă, clește de lemn, bețișor de lemn, chibrit.

Realizați activitățile experimentale și completați informațiile care lipsesc sau alegeți variantele potrivite din tabel.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuația reacției chimice	Concluzii
1. Reacția dintre hidroxid de sodiu și acid clorhidric	Introdu într-un pahar 20 mL soluție de HCl, măsoară și notează temperatura soluției, t_1 . Adaugă un volum egal de soluție de NaOH. Măsoară și notează temperatura t_2 , după amestecarea celor două soluții.	$t_1 = \rule{1cm}{0.4pt}$ $t_2 = \rule{1cm}{0.4pt}$ După amestecarea celor două soluții, temperatura $\rule{1cm}{0.4pt}$.	$\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \rightarrow \rule{1cm}{0.4pt} + \rule{1cm}{0.4pt}$	Temperatura t_1 este mai mică/mare decât temperatura t_2 . Reacția de neutralizare are loc cu absorbție/degajare de căldură din/în mediul exterior. Energia reactanților este mai mică/mare decât cea a produșilor de reacție. Are loc o reacție exotermă/endotermă.
2. Descompunerea termică a cloratului de potasiu	Introdu o cantitate mică de KClO_3 într-o eprubetă. Adaugă o cantitate mică de MnO_2 drept catalizator. Încălzește eprubeta la flacăra. Gazul degajat se verifică cu un bețișor cu puncte de incandescență.	Bețișorul cu puncte de incandescență se $\rule{1cm}{0.4pt}$, indicând formarea $\rule{1cm}{0.4pt}$. În eprubetă, rămâne un reziduu de culoare $\rule{1cm}{0.4pt}$.	$\text{KClO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\text{MnO}_2, t^\circ\text{C}} \rule{1cm}{0.4pt}(\text{s}) + \rule{1cm}{0.4pt}(\text{g})$	Reacția de descompunere s-a desfășurat prin absorbție/cedare de căldură. Energia reactanților este mai mică/mare decât cea a produșilor de reacție. Are loc o reacție exotermă/endotermă.

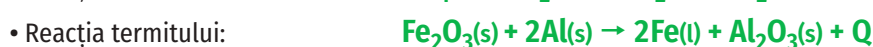
Învăț

În primul experiment a avut loc o reacție de neutralizare dintre un acid tare și o bază tare, cu degajare de căldură. Ecuația termochimică a acestei reacții este:

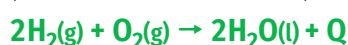


În reacțiile **exoterme** sau exoenergetice, energia produșilor de reacție este mai mică decât energia reactanților, se degajă căldură și temperatura mediului crește.

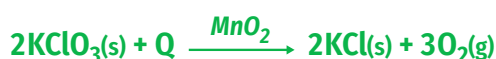
Exemple de reacții exoterme:



• Unele reacții de formare a substanțelor compuse din substanțe simple:



În al doilea experiment a avut loc o reacție de descompunere, care s-a desfășurat cu absorbție de căldură. Ecuația termochimică a acestei reacții este:



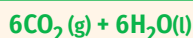
În reacțiile **endoterme** sau endoenergetice, energia produșilor de reacție este mai mare decât energia reactanților, se absoarbe căldură din mediu și temperatura mediului scade.

MĂ INFORMEZ

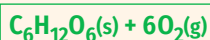


Fotosinteza este un fenomen endoterm. Prin fotosinteză, plantele verzi, algele și unele bacterii transformă energia luminoasă în energie chimică, sintetizând substanțe organice din dioxid de carbon și apă, în prezența luminii și a clorofilei.

Ecuția chimică generală a fotosintezei este:



↓ lumină



Procesul are loc în cloroplaste și implică transformări energetice complexe. Fotosinteza este o reacție endotermă deoarece procesul necesită absorbție de energie din mediul exterior, sub formă de energie luminoasă. Aproximativ 2800 kJ sunt absorbiți pentru formarea unui mol de glucoză. Energia chimică a produsului (glucoza) este mai mare decât energia substanțelor reactante (CO_2 și H_2O).

PORTOFOLIUL MEU

Realizează o fișă în care să analizezi impactul utilizării combustibililor tradiționali asupra mediului înconjurător și să prezinți alternativele moderne de producere a energiei (figura 3) și adaug-o la portofoliul tău.



Fig. 3. Alternative de producere a energiei

Exemple de reacții endoterme:

- Descompunerea unor baze greu solubile:



- Descompunerea unor carbonați:



- Descompunerea unor azotați:



Studiul reacțiilor termochimice permite determinarea și controlul transformărilor energetice care au loc în industria chimică. Cunoașterea efectului termic permite optimizarea consumului de energie și creșterea randamentului proceselor industriale (arderea combustibililor, sinteza substanțelor chimice, producerea energiei electrice).

De asemenea, procese vitale, precum respirația celulară și fotosinteza, sunt însoțite de transformări energetice de natură termochimică.

REȚIN

- După efectul termic ce o însoțește, o reacție chimică poate fi exotermă sau endotermă.
- Reacțiile exoterme sunt reacții care au loc cu degajare de căldură. Exemple de reacții exoterme: reacția de neutralizare, reacția metalelor alcaline cu apa, arderea, reacția termitului.
- Reacțiile endoterme sunt reacții care au loc cu absorbție de căldură. Exemple de reacții endoterme: fotosinteza, descompunerile termice.

Aplic



- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Reacțiile chimice sunt însoțite de efecte termice.
 - Reacția de ardere a gazului metan este exotermă.
 - Reacția de neutralizare este endotermă.
 - În reacțiile exoterme se degajă căldură.
 - În reacțiile endoterme se absoarbe căldură.
 - În reacțiile exoterme, temperatura mediului scade.
- Fierul obținut prin aluminotermie are aplicații importante în tehnică, în special la sudarea șinelor și a pieselor metalice masive. Procedul se bazează pe o reacție exotermă care asigură temperatura necesară obținerii fierului în stare topită. Se supun reacției cu aluminiu 500 kg de oxid de fier (III) de puritate 80%. În urma reacției se obține fier cu un randament de 75%.**
 - Să se determine masa de oxid de fier (III) pur care participă la reacție.
 - Să se determine masa teoretică de fier care se poate obține.
 - Să se determine masa de fier obținută, ținând cont de randamentul reacției.
- Într-o termocentrală, cărbunele este ars pentru a produce energie termică. Componenta combustibilă principală a cărbunelui este carbonul. O masă de 2,4 kg de cărbune care conține 75% carbon se arde. Pentru reținerea dioxidului de carbon, gazele rezultate sunt trecute printr-o soluție de hidroxid de sodiu de concentrație procentuală de masă 20%, când se formează sarea neutră.**
 - Calculează cantitatea de gaz degajat (în mol).
 - Calculează masa soluției de hidroxid de sodiu necesară.

1.3 Reacții lente și reacții rapide. Catalizatori

Reacțiile chimice dintre substanțe se produc în intervale de timp diferite.

- În cât timp observi apariția cenușii la arderea unei bucăți de hârtie?
- Cât timp trece până putem observa ruginirea unui cui din fier?
- Cum pot fi accelerate reacțiile chimice?

Învăț



Reacțiile chimice sunt fenomene care se petrec în timp și se caracterizează prin viteză, numită viteză de reacție.

Viteza de reacție este mărimea care reprezintă variația în timp a concentrației unui reactant sau a unui produs de reacție.

După viteza de desfășurare, reacțiile chimice se clasifică în reacții rapide și reacții lente.

Reacțiile rapide sunt acele transformări chimice caracterizate printr-o viteză mare de reacție. În general, aceste reacții se desfășoară într-un interval de timp foarte scurt, variind de la fracțiuni de secundă până la câteva secunde. Din această categorie fac parte reacțiile de precipitare, reacțiile de ardere, exploziile, reacțiile de neutralizare.

Exemple de reacții rapide:

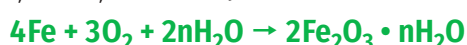
- Arderea metanului: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- Reacția dintre sodiu și apă: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
- Reacția de neutralizare a acidului clorhidric cu hidroxid de sodiu: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- Arderea magneziului: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
- Arderea hidrogenului în oxigen: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Reacțiile lente sunt reacții chimice care se desfășoară într-un timp îndelungat, de la minute până la ani. Acestea au viteză mică de reacție și nu pot fi observate imediat. Reacțiile lente apar frecvent în natură, de exemplu, fermentația zaharurilor, oțetirea vinului, formarea stalactitelor și stalagmitelor, formarea petrolului și a cărbunelui.

Coroziunea reprezintă procesul lent de oxidare a metalelor în contact cu oxigenul, apa, dioxidul de carbon, săruri sau diferite substanțe chimice.

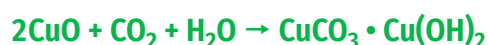
Coroziunea se desfășoară pe perioade lungi (luni sau ani), nu produce efecte vizibile imediat și depinde de condițiile mediului (umiditate, temperatură, salinitate).

În prezența apei și a oxigenului din aer se formează oxid de fier (III) hidratat sau rugină. Ecuația reacției chimice prin care fierul se transformă în rugină este:



Un alt exemplu de coroziune este coclirea cuprului. Inițial, la suprafața metalului are loc reacția cu oxigenul din aer, cu formarea oxidului de cupru (II) de culoare neagră, conform ecuației reacției chimice: $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$

Ulterior, în prezența apei și a dioxidului de carbon din aer, se formează carbonatul bazic de cupru de culoare verde care protejează metalul. Ecuația reacției chimice care are loc este:



Spre deosebire de ruginirea fierului (care distruge metalul în profunzime deoarece rugina este poroasă și lasă oxigenul să treacă), stratul de cocleală de pe cupru este aderent și impermeabil. Odată format, el izolează cuprul de dedesubt și oprește coroziunea ulterioară. Din acest motiv, acoperișurile vechi din cupru sau statuile rezistă sute de ani în aer liber.

MĂ INFORMEZ

Artificiile sunt dispozitive pirotehnice care funcționează pe baza unor reacții chimice rapide. Din punct de vedere chimic, artificiiile conțin amestecuri de combustibili (cărbune, sulf, metale pulverizate) și oxidanți (de obicei, azotați sau perclorați).



Fig. 1. Artificii

Culorile artificiiilor (figura 1) apar deoarece atomii unor elemente chimice sunt încălziți foarte puternic. La temperaturi ridicate, aceștia emit lumină, iar fiecare element produce o culoare specifică. În tabelul 1 sunt prezentate culorile artificiiilor obținute prin utilizarea unor metale și săruri ale metalelor.

Culoare	Substanțe
roșu	SrCl_2
portocaliu	$\text{CaCO}_3, \text{CaCl}_2$
galben	NaCl
verde-gălbui	$\text{BaCl}_2, \text{Ba(NO}_3)_2$
verde	$\text{CuCl}_2, \text{CuSO}_4$
violet	KCl, KNO_3
alb strălucitor	Mg, Al

Tabelul nr. 1. Substanțe utilizate în producerea artificiiilor

Descopăr în laborator



Studiul unor reacții lente și rapide – activitate experimentală în echipă

Substanțe și ustensile necesare: soluție de acid sulfuric, soluție de clorură de bariu, cui de fier; eprubete, pahar Berzelius, pipete, stativ pentru eprubete.

Realizați activitățile experimentale și completați informațiile care lipsesc sau alegeți variantele potrivite din tabel.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuația reacției chimice	Concluzii
1. Reacția dintre clorura de bariu și acidul sulfuric	Într-o eprubetă, introdu 3-4 mL de soluție de clorură de bariu și 3-4 mL de soluție de acid sulfuric.	Se formează un _____ de culoare _____, imediat ce soluțiile vin în contact.	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{_____} + \text{_____}$	Reacția dintre cele două substanțe este <i>lentă/rapidă</i> . Reacția se poate folosi la identificarea ionului Ba^{2+} / SO_4^{2-} / Cl^- .
2. Studiarea ruginirii fierului	Introdu un cui de fier într-un vas cu apă. Lasă vasul deschis și observă cuiul timp de câteva zile. Compară cu un cui păstrat într-un vas uscat.	După un anumit timp, pe suprafața cuiului apare un strat de culoare _____. Cuiul ținut în mediu uscat _____ și-a modificat aspectul.	$\text{_____ Fe} + \text{_____ O}_2 + \text{_____ H}_2\text{O} \rightarrow \text{_____ Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Fierul reacționează <i>lent/rapid</i> cu oxigenul și apa, formând rugină. Reacția <i>depinde/nu depinde</i> de prezența umezelii și a oxigenului.

Prima reacție este rapidă și este însoțită de apariția imediată a unui precipitat alb de sulfat de bariu, cu aspect lăptos, ușor de recunoscut. Reacția este folosită pentru identificarea ionilor sulfat.

În a doua reacție, ruginirea fierului este un proces chimic lent de oxidare, care are loc în prezența oxigenului și a apei. Fierul reacționează cu oxigenul din aer, iar în prezența umidității se formează inițial hidroxizi de fier, care ulterior se transformă în oxid de fier (III) hidratat, cunoscut sub numele de rugină.

MĂ INFORMEZ

Viteza de desfășurare a reacțiilor poate fi mărită prin:

- acțiunea catalizatorilor;
- creșterea concentrației reactanților;
- creșterea temperaturii;
- creșterea suprafeței de contact dintre reactanți, folosind soluții.

Învăț

În numeroase procese chimice, reacțiile au loc foarte lent sau necesită condiții extreme de temperatură și presiune. Pentru a face aceste reacții mai eficiente și mai economice, se utilizează catalizatori, substanțe care măresc viteza de reacție.

Catalizatorii sunt substanțe care măresc viteza de reacție. Catalizatorii pot fi metale (figura 2), oxizi metalici (figurile 3, 5 și 6), săruri (figura 7) sau acizi, dar pot fi și de natură organică (figura 4), de exemplu, enzimele produse de bacteriile care catalizează reacțiile de fermentație.



Fig. 2. Nichel



Fig. 3. Oxid de aluminiu

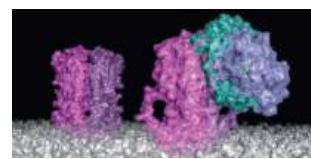


Fig. 4. Enzime



Fig. 5. Oxid de fier (III)



Fig. 6. Oxid de cupru (II)



Fig. 7. Sulfat de mercur (II)

Catalizatorii prezintă următoarele caracteristici:

- nu se consumă în timpul reacției chimice;
- se regăsesc la sfârșitul reacției în aceeași cantitate;
- măresc viteza unei reacții posibile;
- se folosesc în cantități foarte mici;
- nu influențează efectul termic al unei reacții chimice;
- sunt specifici, deoarece interacționează cu anumite substanțe;
- sunt selectivi, deoarece favorizează o anumită reacție chimică dintre mai multe posibile.

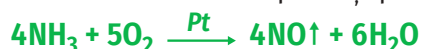
Reacțiile care au loc în prezența catalizatorilor se numesc reacții catalitice. Formula chimică a catalizatorului se notează în ecuația reacției chimice pe săgeată.

Exemple de reacții catalitice:

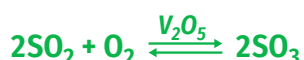
- Sinteza amoniacului în prezența fierului depus pe suport de oxid de aluminiu:



- Oxidarea amoniacului în prezența platinei:



- Obținerea trioxidului de sulf prin oxidarea dioxidului de sulf în prezența pentaoxidului de vanadiu:



- Descompunerea apei oxigenate poate fi catalizată de dioxidul de mangan, iodura de potasiu sau de enzime:



- Transportul dioxidului de carbon în sânge:



MĂ INFORMEZ

Petrolul s-a format din organisme marine microscopice, precum planctonul. Aceste microorganisme au trăit în mări și oceane cu milioane de ani în urmă, iar după moarte s-au depus pe fundul apelor, fiind acoperite treptat de sedimente (figura 8). Presiunea ridicată, temperatura crescută și lipsa de oxigen au provocat transformări chimice complexe, conducând la formarea petrolului și a gazelor naturale din materia organică. Petrolul format a fost reținut sub un strat impermeabil, în zăcăminte. Durează milioane de ani ca microorganismele să se transforme în petrol. Deoarece se formează atât de lent, petrolul este considerat o resursă neregenerabilă.

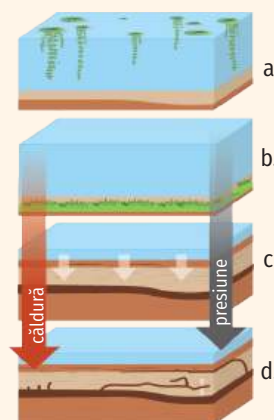


Fig. 8. Formarea petrolului și a gazelor naturale

Investigație

Identificarea catalizatorilor reacției de descompunere a apei oxigenate – activitate experimentală pe grupe

Realizați experimental descompunerea apei oxigenate cu și fără catalizator.

Substanțe și ustensile necesare: soluție de apă oxigenată 3%, dioxid de mangan, nisip, pilitură de fier, soluție diluată de sulfat de cupru (II); cronometru, eprubete, stativ pentru eprubete, bețișor de lemn, spatule, chibrit.

Ce veți face?

În fiecare eprubetă introduceți 5 mL apă oxigenată 3% și adăugați o cantitate mică dintr-o substanță diferită. Observați apariția bulelor de gaz și viteza degajării gazului, eventual creșterea temperaturii.

La eprubetele cu degajare intensă de gaz apropiați un bețișor cu puncte de incandescență de gura eprubetei.

Notați observațiile într-un tabel precum cel de mai jos și consemnați concluziile.

Nr. crt.	Substanța adăugată	Observații experimentale	Concluzii
	dioxid de mangan		
	nisip		
	pilitură de fier		
	soluție de sulfat de cupru (II)		

MĂ INFORMEZ

Enzimele sunt proteine cu rol de catalizatori ai reacțiilor chimice care au loc în organismele vii.

Caracteristici generale:

- cresc viteza reacțiilor până la nivelul adecvat unei bune desfășurări a funcțiilor vitale (la nivelul organismului, vitezele de reacție pot crește de la 10^3 până la 10^{16} ori față de reacțiile necatalizate);
- au specificitate deosebită, în sensul că sunt capabile să fixeze pe suprafața lor numai compușii organici cu anumite structuri, să determine doar scindarea anumitor legături și să conducă doar la formarea anumitor compuși;
- activitatea catalitică a enzimelor se bazează pe formarea unui complex activat enzimă-substrat, formă în care capacitatea substratului organic de a se transforma pe o cale bine determinată este mărită considerabil.

Exemple de enzime:

proteaza pentru transformarea proteinelor în peptide, *zaharaza* pentru transformarea zaharozei în glucoză și fructoză, *amilaza* pentru transformarea amidonului în dextrine și glucoză, *anhidraza* carbonică pentru reacția dioxidului de carbon cu apa.

REȚIN

- **Reacțiile rapide** sunt caracterizate printr-o viteză mare de reacție și se desfășoară într-un interval de timp foarte scurt, variind de la fracțiuni de secundă până la câteva secunde. Exemple: reacții de precipitare, reacții de ardere, reacții de neutralizare.
- **Reacțiile lente** au viteză mică de reacție, nu pot fi observate imediat și se desfășoară într-un timp îndelungat, de la minute până la ani. Exemple: fermentația zaharurilor, oțetirea vinului, coroziunea metalelor.
- **Catalizatorii** sunt substanțe care măresc viteza de reacție.

Aplic

1. **Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**



- a. Reacțiile rapide se desfășoară într-un timp foarte scurt.
- b. Ruginirea fierului este o reacție chimică rapidă.
- c. Arderea combustibililor este o reacție chimică rapidă.
- d. Reacțiile lente pot dura zile, luni sau chiar ani.
- e. Reacțiile rapide nu pot produce lumină sau căldură.
- f. Fermentația zaharurilor este o reacție chimică lentă.
- g. Exploziile sunt reacții chimice rapide.
- h. Toate reacțiile chimice au aceeași viteză de desfășurare.
- i. Reacțiile lente nu au loc în natură.

2. **Asociază cifrele corespunzătoare tipului de reacție din coloana A și coloana C cu literele corespunzătoare ecuațiilor reacțiilor chimice din coloana B.**

A	B	C
I. Reacții rapide	A. $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 2\text{nH}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O}$	a. Arderea metanului
II. Reacții lente	B. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	b. Ruginirea fierului
	C. $2\text{Cu} + \text{O}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$	c. Reacția potasiului cu apa
	D. $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$	d. Arderea magneziului
	E. $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$	e. Coclirea cuprului
	F. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	f. Arderea hidrogenului

3. **Exemplifică trei fenomene chimice care se desfășoară în timp îndelungat și trei fenomene chimice care se desfășoară în timp scurt, după modelul dat:**

Timp îndelungat	Timp scurt
Fermentația laptelui	Reacția dintre Na și H ₂ O
...	...

4. **Înainte de apariția blițurilor, pentru a obține lumină puternică la fotografiere se folosea arderea magneziului, reacție care produce o lumină albă intensă. Un fotograf arde 60 g de magneziu de puritate 80%, în prezența oxigenului în exces.**

- a. Determină masa de magneziu pur care participă la reacție.
- b. Determină cantitatea de magneziu.
- c. Determină masa de oxid de magneziu obținută.

1.4 Reacții ireversibile și reacții reversibile

- Ai observat că din apa minerală carbogazoasă se degajă bule de gaz când sticla este deschisă și apa este turnată în pahar?
- Știi că prăjiturile își măresc volumul la coacere dacă adaugi în compoziția lor praf de copt?
- De ce într-o soluție de clorură de sodiu tratată cu o soluție de azotat de argint (figura 1) în cantități stoechiometrice nu se mai găsește clorură de sodiu la sfârșitul reacției?



Fig. 1. Reacția dintre NaCl și AgNO₃

Învăț



În viața de zi cu zi, observăm numeroase transformări chimice, precum arderea combustibililor, ruginirea fierului sau fermentația fructelor. Aceste transformări implică consumul unor substanțe și formarea altor substanțe.

Iată câteva exemple:

- Arderea gazului metan se explică prin reacția metanului cu oxigenul din aer cu formare de dioxid de carbon și vapori de apă, degajare de căldură și lumină. Această reacție chimică are loc într-un singur sens: odată ars, gazul nu mai poate reveni la forma inițială.
- Coacerea brișelor are loc prin numeroase reacții chimice. Aluatul își schimbă structura, se formează substanțe noi, iar procesul nu poate fi inversat, astfel încât să obținem făină, apă și celelalte ingrediente folosite.
- Ruginirea unui obiect din fier lăsat în aer liber se explică prin reacția fierului cu oxigenul și apa din atmosferă. Procesul este practic ireversibil.
- Pe de altă parte, există și transformări care pot avea loc în ambele sensuri.
- Vaporizarea și condensarea apei sunt două transformări fizice care au loc în sensuri opuse. Apa lichidă se transformă în vapori prin vaporizare, iar vaporii pot reveni la stare lichidă prin condensare. În natură, acest proces face parte din circuitul apei.
- Băuturile carbogazoase conțin dioxid de carbon. Când deschidem o sticlă de băutură carbogazoasă, dioxidul de carbon dizolvat începe să se degaje. Dacă sticla este închisă ermetic și presiunea este menținută, o parte din gaz se poate dizolva din nou în lichid. Acesta este un exemplu de proces reversibil.

În concluzie, anumite reacții chimice se produc doar într-o singură direcție, până la transformarea completă a substanțelor inițiale. Alte reacții chimice pot evolua atât spre formarea produșilor, cât și în sens invers, spre reactanți, în funcție de condițiile în care are loc procesul.

După sensul în care se desfășoară, reacțiile chimice se clasifică în:

- reacții ireversibile, care au loc într-un singur sens;
- reacții reversibile, care pot avea loc în ambele sensuri, în anumite condiții.

Reacțiile ireversibile sau reacțiile totale sunt reacțiile chimice care se desfășoară cantitativ într-un singur sens, de la reactanți către produșii de reacție. În cazul acestor procese, cel puțin unul dintre reactanți se consumă complet.

În reacțiile ireversibile, produșii formați nu mai pot reface reactanții inițiali. Revenirea la substanțele inițiale devine dificilă sau, practic, imposibilă atunci când unul dintre produșii de reacție:

- se degajă și părăsește sistemul sub formă de gaz;
- se separă din amestec sub formă de precipitat;
- este o substanță foarte stabilă din punct de vedere chimic (de exemplu, apa).

Îndepărtarea unuia dintre produși din mediul de reacție împiedică desfășurarea transformării în sens invers, ceea ce face ca reacția să evolueze până aproape de consumarea completă a reactanților.

ÎMI AMINTESC

Transformările de stare de agregare sunt procese fizice prin care, sub influența temperaturii și a presiunii, o substanță trece dintr-o stare de agregare (solidă, lichidă sau gazoasă) în alta, fără a-și schimba compoziția chimică.

Topirea și solidificarea

Prin topire, o substanță trece din stare solidă în stare lichidă, absorbind căldură.

Prin solidificare, o substanță trece din stare lichidă în stare solidă, cedând căldură; de exemplu, apa devine gheață la temperaturi sub punctul de îngheț.

Vaporizarea și condensarea

Vaporizarea este transformarea unei substanțe din stare lichidă în stare gazoasă. Are loc prin fierbere sau evaporare, de exemplu, fierberea apei la 100 °C.

Prin condensare, vaporii se transformă în lichid, de exemplu, formarea picăturilor de rouă.

Sublimarea și desublimarea

Prin sublimare, o substanță solidă devine direct gaz, fără a mai trece prin starea lichidă, de exemplu, dioxidul de carbon solid (gheața carbonică).

Procesul invers se numește desublimare și constă în transformarea vaporilor direct în solid.

MĂ INFORMEZ



Echilibrul chimic

În reacțiile reversibile, concentrațiile reactanților și produșilor de reacție ajung la anumite valori, atingând o stare de echilibru: o compoziție constantă în timp, la o anumită temperatură și la o anumită presiune.

Starea de echilibru se menține atât timp cât condițiile de reacție nu variază. La variația concentrației, presiunii sau temperaturii are loc o variație a compoziției sistemului, conform principiului lui Le Châtelier: *Dacă un sistem aflat în echilibru suferă o constrângere, echilibrul se deplasează în sensul diminuării constrângerii.*

Influența concentrației

asupra echilibrului chimic
Dacă într-un sistem aflat în echilibru, concentrația unui component:

- crește, echilibrul se deplasează în sensul consumării celui component;
- scade, echilibrul se deplasează în sensul formării celui component.

Influența temperaturii

asupra echilibrului chimic
Echilibrul se deplasează în sensul reacției:

- endoterme, la creșterea temperaturii;
- exoterme, la scăderea temperaturii.

Influența presiunii

asupra echilibrului chimic pentru reacțiile care au loc cu variația numărului de moli de gaz
Echilibrul se deplasează spre formarea unui număr:

- mai mic de moli de gaz, la creșterea presiunii;
- mai mare de moli de gaz, la scăderea presiunii.

Reacțiile ireversibile se notează convențional cu o singură săgeată orientată de la reactanți către produșii de reacție:

Reactanți → Produși de reacție

Astfel de reacții sunt frecvente în procesele de neutralizare, la descompunerile termice și la obținerea precipitatelor. În practică, multe reacții considerate ireversibile pot fi forțate să se desfășoare invers doar în condiții speciale (temperaturi foarte ridicate, presiuni mari sau catalizatori adecvați), însă ele se comportă ca reacții totale, în condiții obișnuite.

Exemple de reacții ireversibile:

- Reacții cu formare de precipitate:

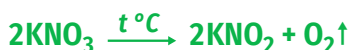
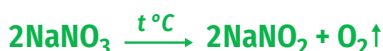


- Reacția de descompunere a hidrogenocarbonatului de amoniu:



- Reacția de descompunere a unor azotați:

– Azotații metalelor alcaline (cu excepția azotatului de litiu) se descompun în azotii metalelor și oxigen:



– Azotații metalelor alcalino-pământoase, precum și azotații multor metale se descompun în oxizi și oxigen:



– Azotații metalelor mai puțin reactive se descompun, formând metalul liber:



- Reacții de ardere:



Reacțiile reversibile sunt reacțiile chimice care se pot desfășura în ambele sensuri în aceleași condiții de lucru. În cazul acestor reacții, reactanții se transformă în produșii de reacție, iar produșii formați pot să se transforme din nou în reactanți. În amestecul de reacție sunt prezente simultan toate speciile chimice participante la reacție.

Reacțiile reversibile se notează convențional cu două săgeți opuse:

Reactanți ⇌ Produși de reacție

Reacția are loc simultan în ambele sensuri, fiecare sens fiind caracterizat de propria viteză de reacție. Inițial predomină reacția în sens direct, dar, pe măsură ce produșii se formează, începe să devină semnificativă și reacția în sens invers. După un anumit timp, viteza reacției în sens direct devine egală cu viteza reacției în sens invers, iar concentrațiile reactanților și ale produșilor rămân constante în timp, deși transformările continuă la nivel microscopic. Această stare de echilibru se menține cât timp condițiile externe rămân neschimbate. Modificarea temperaturii, a presiunii sau a concentrației uneia dintre substanțe determină schimbarea compoziției amestecului de reacție.

Reacțiile reversibile au o importanță deosebită în chimia industrială și în procesele biochimice, deoarece permit controlul cantității de produși obținuți prin alegerea condițiilor de lucru adecvate.

Exemple de reacții reversibile:

- Reacția de sinteză a amoniacului: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
- Reacția de descompunere a acidului iodhidric (figura 2):
 $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$
- Reacția de descompunere a acidului carbonic:
 $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- Reacția de sinteză a trioxidului de sulf:
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$
- Reacția clorului cu apa: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$
- Reacția de dimerizare a dioxidului de azot: $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$



Fig. 2. Reacția de descompunere a acidului iodhidric

REȚIN

- Reacțiile ireversibile sunt reacții care se desfășoară într-un singur sens, sunt totale; acestea se reprezintă astfel: **Reactanți** → **Produși de reacție**
- Reacțiile reversibile sunt reacții care se desfășoară în ambele sensuri, au loc parțial și se reprezintă astfel: **Reactanți** $\rightleftharpoons$ **Produși de reacție**

Aplic

- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Reacțiile ireversibile au loc într-un singur sens.
 - Reacțiile reversibile pot avea loc în ambele sensuri.
 - În reacțiile reversibile, reactanții se transformă complet în produși de reacție.
 - Arderea lemnului este o reacție reversibilă.
 - În reacțiile ireversibile, produșii nu mai pot reveni la reactanți, în condiții obișnuite.
 - Reacția dintre hidrogen și oxigen cu formarea apei este ireversibilă, în condiții obișnuite.
 - Reacțiile reversibile sunt reprezentate printr-o singură săgeată.
- Precizează care dintre următoarele reacții chimice sunt reversibile sau ireversibile.**

a. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ – <i>reacție reversibilă</i>	f. $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$
b. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	g. $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$
c. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$	h. $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow$
d. $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$	i. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$
e. $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}\downarrow$	j. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- Un compus (A) are compoziția procentuală de masă: 40% Ca, 12% C și 48% O. Prin încălzire, compusul (A) se descompune. Din 250 g de compus (A), de puritate 80% se obțin 84 g de oxid metallic.**
 - Determină formula chimică a compusului (A).
 - Scrie ecuația reacției chimice și precizează tipul reacției.
 - Calculează masa de compus (A) pur din probă.
 - Calculează masa de oxid metallic care se poate obține.
 - Calculează randamentul reacției.
 - Calculează cantitatea de dioxid de carbon formată (în mol).

PORTOFOLIUL MEU

Întocmește o fișă de documentare privind reacțiile chimice reversibile și ireversibile, utilizând informații din manual, materiale auxiliare și surse digitale sigure.

Pe baza informațiilor colectate, realizează un poster cu titlul „Reacții chimice reversibile și ireversibile în viața de zi cu zi”, care să includă:

- definiția reacțiilor chimice reversibile și ireversibile;
- exemple din viața cotidiană pentru fiecare tip de reacție;
- reprezentări grafice, imagini sau scheme explicative;
- rolul și importanța acestor reacții în activitățile zilnice.

Posterul trebuie să fie clar, atractiv vizual, corect din punct de vedere științific.

Adaugă această fișă la portofoliul tău.

ÎMI AMINTESC

- Valența reprezintă capacitatea de combinare a unui atom cu alți atomi, identici sau diferiți.
- Formula chimică exprimă compoziția calitativă și cantitativă a unei substanțe. Ea indică elementele chimice componente și proporția numerică în care atomii acestora participă la formarea moleculei sau a compusului ionic.
- Compușii ionici sunt alcătuiți din ioni pozitivi și negativi aranjați într-o rețea cristalină (figura 1). De exemplu, clorura de sodiu (Na^+Cl^-) este un compus ionic.



Fig. 1. Clorura de sodiu este formată din ioni de sodiu (●) și ioni de clor (●)

- Compușii moleculari sunt alcătuiți din molecule. De exemplu, molecula de apă, H_2O (figura 2), este alcătuită din doi atomi de hidrogen și un atom de oxigen.

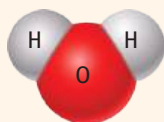


Fig. 2. Molecula de apă

1.5 Număr de oxidare. Reguli de determinare a numărului de oxidare. Reacții cu și fără modificarea numărului de oxidare

- Cum stochează energie bateria unui telefon și cum o eliberează?
- Ce se întâmplă cu electronii substanțelor din baterii în timpul acestor procese?

Învăț

Atomii pot accepta sau pot ceda electroni când participă la reacții chimice.

Pentru a putea urmări transferul de electroni, se poate utiliza numărul de oxidare, notat prescurtat N.O.

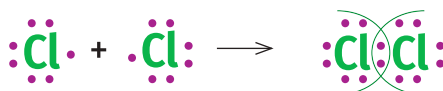
Numărul de oxidare al unui element chimic reprezintă sarcina electrică reală pe care o are ionul său într-un compus ionic sau sarcina electrică formală pe care o are atomul său într-un compus molecular.

De exemplu, la formarea compusului ionic clorură de sodiu, atomul de sodiu cedează electronul de pe ultimul strat atomului de clor, rezultând un ion pozitiv de sodiu și un ion negativ de clor, care se atrag prin forțe electrostatice.

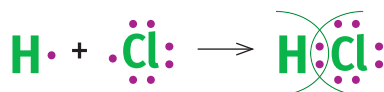


Astfel, sodiul are numărul de oxidare +1 (egal cu sarcina ionului Na^+) și clorul are numărul de oxidare -1 (egal cu sarcina ionului Cl^-).

La formarea moleculei de clor, atomii pun în comun câte un electron pentru a forma o configurație stabilă de octet. Fiecare atom de clor are numărul de oxidare 0.



La formarea moleculei de acid clorhidric, fiecare atom pune în comun câte un electron, dar electronii sunt deplasați către atomul de clor, deoarece este mai atrăgător de electroni. Numărul de oxidare al hidrogenului este +1, iar numărul de oxidare al clorului este -1.



• Numărul de oxidare se exprimă printr-un număr întreg, care poate fi pozitiv, negativ sau zero.

• N.O. indică numărul de electroni cedați, acceptați sau puși în comun de atomul acelui element.

• Semnul „+” sau „-” indică sensul deplasării totale sau parțiale a celui număr de electroni de la atomul elementului.

• Numărul de oxidare se notează deasupra simbolului chimic.

• La scrierea numerelor de oxidare, semnul precedă cifra. De exemplu: $\text{N.O.}_{\text{Na}^+} = +1$; $\text{N.O.}_{\text{Al}^{3+}} = +3$.

Reguli de determinare a numărului de oxidare

Învăț

Determinarea numărului de oxidare se face pe baza următoarelor **reguli**:

1. În substanțele simple, atomii au numărul de oxidare egal cu 0.

De exemplu: $\overset{0}{\text{Mg}}, \overset{0}{\text{C}}, \overset{0}{\text{Cl}_2}, \overset{0}{\text{O}_2}, \overset{0}{\text{P}_4}, \overset{0}{\text{N}_2}$

2. În compușii ionici, numărul de oxidare al unui metal este egal cu sarcina ionului. Astfel, în substanțele compuse, metalele alcaline au numărul de oxidare +1, iar metalele alcalino-pământoase au numărul de oxidare +2:

$\overset{+1}{\text{NaCl}}, \overset{+2}{\text{CaF}_2}$

3. Oxigenul are numărul de oxidare -2 în majoritatea substanțelor compuse. $\overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}, \overset{-2}{\text{CaO}}, \overset{-2}{\text{CO}_2}, \overset{-2}{\text{H}_2\text{SO}_4}, \overset{-2}{\text{SO}_3}$

Fac excepție unii compuși ca apa oxigenată sau peroxizii în care numărul de oxidare al oxigenului este -1. $\overset{-1}{\text{H}_2\text{O}_2}, \overset{-1}{\text{BaO}_2}$

4. Hidrogenul are numărul de oxidare +1 în majoritatea substanțelor compuse. $\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}, \overset{+1}{\text{CH}_4}, \overset{+1}{\text{H}_2\text{SO}_4}, \overset{+1}{\text{Fe(OH)}_3}$

Fac excepție hidrurile ionice (hidrurile metalelor alcaline și alcalino-pământoase, în care există anionul hidrură H^-) în care hidrogenul are numărul de oxidare -1.

De exemplu: $\overset{-1}{\text{NaH}}, \overset{-1}{\text{CaH}_2}$

5. Suma algebrică a numerelor de oxidare ale tuturor atomilor dintr-un compus este egală cu zero.

De exemplu: $\overset{+3}{\text{Fe}_2}\overset{-2}{\text{O}_3}$ $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3}$
 $(+3) \times 2 + (-2) \times 3 = 0$ $(+1) + (+5) + (-2) \times 3 = 0$

6. Într-un ion poliatomic suma algebrică a numerelor de oxidare ale tuturor atomilor este egală cu sarcina ionului.

De exemplu, suma numerelor de oxidare ale atomilor este egală cu -2 în ionul carbonat (atomul de carbon are N.O. = +4) și cu -1 în ionul clorat (atomul de clor are N.O. = +5).

$\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}_3}^{2-}$ $\overset{+5}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_3}^{-}$
 $(+4) + (-2) \times 3 = -2$ $(+5) + (-2) \times 3 = -1$

Aceste reguli pot fi aplicate pentru determinarea numărului de oxidare al unui element dintr-o substanță compusă, cunoscând numerele de oxidare ale celorlalte elemente componente.

Descopăr

1. Identifică N.O. ale tuturor elementelor din speciile chimice: $\text{Ca(NO}_3)_2$, KMnO_4 .

Etape de lucru	Rezolvare	
	$\text{Ca(NO}_3)_2$	KMnO_4
Identifică N.O. ale elementelor pentru care ai reguli	Calciul este element din grupa 2 (II A) și are N.O. = +2. Oxigenul are N.O. = -2.	K este element din grupa 1 și are N.O. = +1 O are N.O. = -2.
Scrie valoarea N.O. deasupra fiecărui element și notează cu x N.O. necunoscut.	$\overset{+2}{\text{Ca}}(\overset{-2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3})_2$	$\overset{+1}{\text{K}}\overset{-2}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}_4}$
Calculează N.O. al celui de-al treilea element prin diferență, știind că suma algebrică a tuturor numerelor de oxidare este egală cu zero.	$+2 + [x + (-2) \times 3] \times 2 = 0$ $x = +5$	$+1 + x + (-2) \times 4 = 0$ $x = +7$

Numărul de oxidare al unui atom este determinat de numărul de electroni de pe ultimul strat și poate fi determinat pe baza poziției elementului chimic în Tabelul periodic.

UNITATEA 1

2. Analizează informațiile din tabelul de mai jos pentru a descoperi cum se corelează numerele de oxidare ale elementelor din grupele principale cu poziția lor în Tabelul periodic.

Grupa	1	2	13	14	15	16	17
Element	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
N.O.	+1	+2	+3	–	–	–	–
Cifra unităților din numărul grupei	1	2	3				
18 – nr. grupei	–	–	–	4	5	6	7
N.O. în compuși cu metale sau cu hidrogen	–	–	–		+1 –3 Na ₃ P –3 +1 PH ₃	+1 –2 Na ₂ S +1 –2 H ₂ S	+1 –1 NaCl +1 –1 HCl
N.O. maxim față de oxigen	–	–	–	+4 –2 SiO ₂	+5 –2 P ₄ O ₁₀	+6 –2 SO ₃	+7 –2 Cl ₂ O ₇

Metalele din grupele principale au, de regulă, numere de oxidare pozitive egale cu cifra unității din numărul grupei.

În compușii cu metalele și hidrogenul, nemetalele au numere de oxidare negative egale cu diferența: 18 – numărul grupei.

În compușii cu oxigenul, nemetalele au număr de oxidare maxim pozitiv, egal cu cifra unităților din numărul grupei.

Reacții cu și fără modificarea numărului de oxidare

Descopăr în laborator

Efectuarea unor reacții chimice – activitate practică de laborator în echipă

Substanțe și ustensile necesare: panglică de magneziu, fenolftaleină; eprubete, stativ pentru eprubete, spatulă, clește metalic, chibrituri, spirtieră.

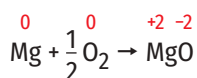
Realizați activitățile experimentale, completați informațiile și alegeți variantele potrivite din tabel.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuția reacției chimice	Concluzii
1. Reacția de ardere a magneziului.*	Prinde o panglică de magneziu cu un clește de fier și introdu-o în flacăra unei spirtiere. Pune pe o sticlă de ceas pulberea rezultată.	Magneziul arde cu o flacăra _____. Se formează o pulbere de culoare _____.	$Mg + O_2 \rightarrow$ _____	În reacția dintre magneziu și oxigen se formează <i>oxid de magneziu</i> / <i>hidroxid de magneziu</i> .
2. Reacția oxidului de magneziu cu apa	Într-o eprubetă introdu pulberea rezultată la primul experiment, adaugă apă distilată și 2-3 picături de fenolftaleină, apoi agită eprubeta.	Se observă apariția unei culori _____.	$MgO + H_2O \rightarrow$ _____	În reacția dintre oxidul de magneziu și apă se formează hidroxidul de magneziu, compus cu caracter <i>acid/bazic</i> .

* **Atenție!** Nu privi direct în flacăra! Folosește ochelari de protecție!

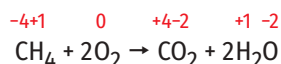
La primul experiment, când panglica de magneziu se aprinde, se observă o lumină albă orbitoare. Magneziul se combină cu oxigenul din aer și formează oxidul de magneziu.

Reacția dintre magneziu și oxigen are loc cu modificarea numerelor de oxidare.

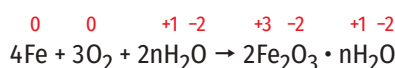


În viața de zi cu zi, întâlnim frecvent reacții care au loc cu modificarea numărului de oxidare, chiar dacă nu le observăm direct. Aceste reacții implică transfer de electroni și sunt însoțite, de cele mai multe ori, de degajare de energie sub formă de căldură sau lumină.

De exemplu, la arderea gazului metan are loc o reacție chimică cu transfer de electroni care poate fi urmărit prin variația numerelor de oxidare.

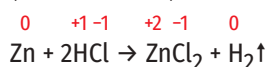


Reacția dintre fier și oxigen are loc cu transfer de electroni care poate fi urmărit prin variația numerelor de oxidare. Ruginirea fierului poate fi observată când fierul este lăsat în aer liber.

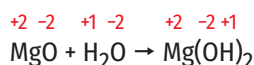


În prezența apei se formează oxidul de fier (III) hidratat, adică rugina.

Reacțiile de substituție au loc cu modificarea numărului de oxidare. De exemplu, în reacția dintre zinc și acid clorhidric, zincul și hidrogenul își schimbă numărul de oxidare.



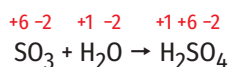
În al doilea experiment, între oxidul de magneziu și apă, nu are loc niciun transfer de electroni, iar numerele de oxidare ale elementelor nu se modifică.



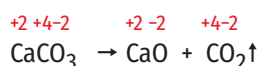
Alte reacții în care atomii elementelor chimice își păstrează numărul de oxidare sunt:

- reacții de combinare între unii oxizi ai nemetalelor și apă cu formare de oxiacizi.

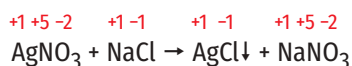
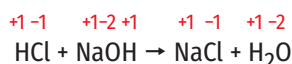
De exemplu, reacția dintre trioxidul de sulf și apă:



- unele reacții de descompunere, de exemplu descompunerea termică a carbonatului de calciu:



- reacții de schimb, cum ar fi unele reacții de neutralizare (de exemplu, reacția acidului clorhidric cu hidroxid de sodiu) sau reacții de precipitare (de exemplu, obținerea clorurii de argint):



REȚIN

- Numărul de oxidare (N.O.) reprezintă sarcina electrică reală a unui ion într-un compus ionic sau sarcina electrică formală a unui atom într-un compus molecular.
- N.O. este un număr întreg pozitiv, negativ sau zero.
- Numărul de oxidare al unui element chimic se notează deasupra simbolului chimic.
- După modificarea numărului de oxidare reacțiile chimice se clasifică în:
 - reacții cu modificarea numărului de oxidare;
 - reacții fără modificarea numărului de oxidare.

MĂ INFORMEZ



Ionii metalelor tranziționale absorb lumina diferit în funcție de structura exterioară a învelișului electronic și determină culori caracteristice.

Compușii care conțin ioni ai unor metale tranziționale au culori diferite în funcție de starea de oxidare a metalului:

- compușii care conțin ionul Fe^{2+} au culoarea verde. De exemplu: FeSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, FeCl_2 ;
- compușii care conțin ionul Fe^{3+} au culori de la galben-brun până la roșiat. De exemplu: FeCl_3 , Fe_2O_3 ;
- compușii care conțin Co^{2+} pot avea culoarea violet (de exemplu, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) sau albastru (de exemplu, CoCl_2);
- compușii care conțin ionul Ni^{2+} au culoarea verde. De exemplu: NiSO_4 , NiCl_2 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$;
- compușii care conțin ionul Cr^{3+} pot avea culoare verde. De exemplu $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$;
- compușii care conțin ionul $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ au culoare portocalie. De exemplu $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
- compușii care conțin ionii CrO_4^{2-} au culoare galbenă. De exemplu K_2CrO_4 (figura 3).



Fig. 3. K_2CrO_4

MĂ INFORMEZ

Compușii manganului au culori diferite în funcție de starea de oxidare a manganului. Aceștia sunt utilizați pe scară largă în industrie ca pigmenți și oxidanți. Stările de oxidare cele mai comune ale manganului variază de la +2 la +7.

- Carbonatul de mangan (MnCO_3) se prezintă, de obicei, sub formă de cristale roz.
- Dioxidul de mangan (MnO_2) este de culoare negru-brun.
- Manganatul de potasiu (K_2MnO_4) prezintă o culoare verde.
- Permanganatul de potasiu (KMnO_4) este violet.

PORTOFOLIUL MEU

Documentează-te despre numerele de oxidare ale halogenilor în diferiți compuși chimici. Folosește manualul, materiale auxiliare și surse digitale sigure. Pe baza informațiilor identificate, realizează o fișă care să conțină un tabel comparativ cu numerele de oxidare ale halogenilor în diferite substanțe compuse. Tabelul trebuie să includă denumirea elementului, valorile numerelor de oxidare și exemple de compuși în care acestea apar. Adaugă fișa realizată la portofoliul personal.

Aplic

1. Asociază cifrele corespunzătoare compușilor cu azot din coloana A cu literele corespunzătoare numerelor de oxidare ale azotului din coloana B.

A	B
I. KNO_3	a. -3
II. NaNO_2	b. +1
III. NO_2	c. +2
IV. N_2O	d. +3
V. NH_3	e. +4
	f. +5

2. Stabilește numărul de oxidare pentru atomii din următoarele specii chimice:

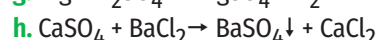
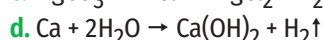
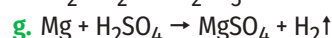
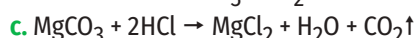
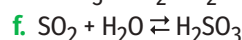
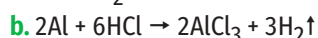
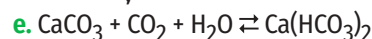
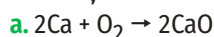
P_4O_{10} , Na_2O_2 , NH_4NO_3 , K_2CrO_4 .

3. Determină numărul de oxidare al sulfului în următoarele specii chimice:

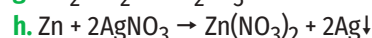
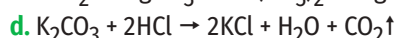
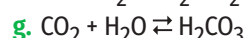
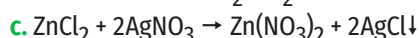
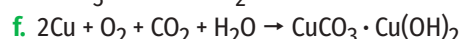
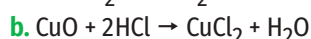
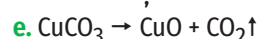
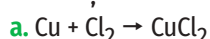
SO_3 , $(\text{SO}_3)^{2-}$, CaSO_4 , H_2S , Na_2S , SO_2 .

4. Așază următorii compuși în ordinea crescătoare a numerelor de oxidare ale azotului: HNO_3 , NO_2 , HNO_2 , Na_3N , N_2 .

5. Stabilește care dintre următoarele reacții au loc cu variația numerelor de oxidare.



6. Stabilește care dintre următoarele reacții au loc fără variația numerelor de oxidare.



7. Medicamentele antiacide sunt utilizate pentru a ameliora senzația de arsură sau indigestie provocată de excesul de acid clorhidric secretat de stomac. Un medicament antiacid se prezintă sub formă de comprimate care conțin câte 600 mg de carbonat de calciu și 58 mg de hidroxid de magneziu.

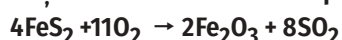
a. Scrie ecuațiile reacțiilor chimice care explică reducerea acidității gastrice produse de excesul de acid clorhidric de către medicamentul antiacid.

b. Stabilește dacă reacțiile de la punctul a. decurg cu sau fără variația numărului de oxidare.

c. Calculează masa de acid clorhidric care reacționează cu substanțele antiacide dintr-un comprimat.

8. Acidul sulfuric este produsul chimic cel mai folosit în industrie, fiind numit și „sângele industriei”. Procesul de obținere a acidului sulfuric are loc în mai multe etape:

A. Obținerea dioxidului de sulf prin arderea pirităi, FeS_2 , în exces de aer:



B. Oxidarea dioxidului de sulf la trioxid de sulf în prezența unui catalizator de V_2O_5 :



C. Reacția trioxidului de sulf cu apa: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

a. Precizează care dintre reacții au loc cu modificarea numerelor de oxidare.

b. Determină masa de acid sulfuric care se poate obține dintr-o tonă de pirită care conține 84% FeS_2 , știind că randamentul de obținere a acidului sulfuric prin acest procedeu este de 95%.



Recapitulare

Reacțiile chimice sunt procese chimice prin care una sau mai multe substanțe se transformă în alte substanțe cu compoziție și proprietăți diferite. Reacțiile chimice se deosebesc prin mai multe aspecte care pot fi utilizate drept criterii de clasificare.

După numărul și tipul de substanțe participante la reacție:

- reacții de combinare
- reacții de descompunere
- reacții de substituție
- reacții de schimb

Reacții chimice



După variația numărului de oxidare:

- reacții cu modificarea numerelor de oxidare
- reacții fără variația numărului de oxidare

După efectul termic ce însoțește o reacție:

- reacții exoterme – reacții care au loc cu degajare de căldură

Reactanți → Produși de reacție + Q

- reacții endoterme – reacții care au loc cu absorbție de căldură

Reactanți + Q → Produși de reacție

După viteza cu care se desfășoară:

- reacții lente
- reacții rapide

După sensul de desfășurare:

- reacții ireversibile – reacții care se desfășoară într-un singur sens

Reactanți → Produși de reacție

- reacții reversibile – reacții care se desfășoară în ambele sensuri

Reactanți ⇌ Produși de reacție

Numărul de oxidare (N.O.) reprezintă sarcina electrică reală a unui ion într-un compus ionic sau sarcina electrică formală a unui atom într-un compus molecular. Numărul de oxidare este un număr întreg pozitiv, negativ sau zero. Se notează deasupra simbolului chimic al elementului.

Proiect – Interviu cu o reacție chimică

Reacțiile chimice pot fi caracterizate prin: numărul și tipul de reactanți și produși de reacție; efectul termic ce însoțește reacția; viteza de reacție, sensul în care se desfășoară, transferul de electroni între reactanți, urmărit prin variația numerelor de oxidare.

Ce vei face?

Vei căuta și selecta informații despre o reacție chimică la alegere.

De ce vei face?

Te va ajuta să înțelegi mai bine caracteristicile și importanța reacțiilor chimice studiate. Vei aplica noțiunile teoretice în mod creativ pentru a-ți dezvolta capacitatea de analiză și exprimare științifică.

Cum vei face?

I. Vei forma o echipă cu doi colegi și vă veți împărți sarcinile de lucru.

II. Veți selecta o reacție chimică și o veți caracteriza prin mai multe aspecte.

III. Veți utiliza manualul de chimie, caietul de notițe, surse online educaționale și alte surse de documentare pentru a culege informații despre reacția chimică aleasă.

IV. Veți crea un dialog imaginar (întrebări și răspunsuri) în care reacția „răspunde” la întrebări despre condițiile de desfășurare, tipul reacției, produșii formați și importanța practică.

V. Veți descrie modul de desfășurare a reacției din punct de vedere chimic.

VI. Veți formula una sau mai multe concluzii personale referitoare la importanța reacției studiate.

VII. Proiectul va fi prezentat în fața clasei sub formă de poster sau prezentare multimedia (Prezi, PowerPoint etc.) Prezentarea va dura 8-10 minute.

Cum vei ști că ai reușit?

Criterii de autoevaluare	Realizat
Au fost respectate toate cerințele.	
Conținutul prezentat a fost corect din punct de vedere științific.	
Concluziile proiectului au fost relevante.	
Prezentarea a fost clară și ușor de urmărit.	
S-a respectat încadrarea în timpul alocat.	

Evaluare

1. Asociază cifrele corespunzătoare ecuațiilor reacțiilor chimice din coloana A cu literele corespunzătoare tipurilor de reacții chimice din coloana B. Unei cifre din coloana A îi pot corespunde mai multe litere din coloana B. **10 puncte (2 p. x 5)**

A	B
I. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{Q}$	a. reacție exotermă e. reacție lentă
II. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow + \text{Q}$	b. reacție endotermă f. reacție rapidă
III. $\text{MgCO}_3 + \text{Q} \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2\uparrow$	c. reacție reversibilă g. reacție cu modificarea numărului de oxidare
IV. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + \text{Q}$	d. reacție ireversibilă h. reacție fără modificarea numărului de oxidare
V. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$	

2. Alege răspunsul corect: **20 puncte (4 p. x 5)**

- A. Este o reacție care nu are loc cu variația numărului de oxidare:
- a. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$ c. $2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2\uparrow$
b. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ d. $\text{Zn} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$
- B. Despre catalizatori este adevărat că:
- a. scad viteza de reacție; c. se regăsesc cantitativ la sfârșitul reacției;
b. cresc cantitatea de căldură degajată; d. măresc timpul de desfășurare a reacției.
- C. Este reversibilă reacția:
- a. arderea metanului; c. neutralizarea acidului sulfuric cu hidroxid de sodiu;
b. descompunerea termică a calcarului; d. formarea acidului sulfuros din apă și dioxid de sulf.
- D. Numărul de oxidare al azotului este +3 în compusul:
- a. NO_2 b. NH_3 c. N_2 d. NaNO_2
- E. Este o reacție lentă:
- a. coroziunea metalelor; c. precipitarea clorurii de argint;
b. neutralizarea acidului clorhidric; d. arderea gazului metan.

3. Se consideră schema de reacții: **30 puncte (10 p. x 3)**



- a. Identifică substanțele notate cu litere și scrie ecuațiile reacțiilor chimice.
b. Stabilește numerele de oxidare ale elementelor chimice în substanțele notate cu litere.
c. Clasifică reacțiile după variația numărului de oxidare.

4. Alumiul este folosit în aluminotermie pentru obținerea unor metale din oxizi. **30 puncte (10 p. x 3)**

- a. Scrie ecuația reacției care are loc la obținerea fierului din oxidul de fier (III) prin procedeul aluminotermic.
b. Precizează tipul reacției chimice de la punctul a în funcție de criteriile de clasificare studiate.
c. Calculează masa de fier care rezultă prin tratarea oxidului de fier (III) cu 168,75 kg de aluminiu de puritate 80%, știind că reacția s-a desfășurat cu randament de 95%.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Identific tipul unei reacții chimice după unul sau mai multe criterii de clasificare.					
Compar reacțiile chimice în funcție de caracteristicile lor.					
Utilizez algoritmi de stabilire a numărului de oxidare.					
Explic caracteristicile unei reacții chimice în limbaj specific.					
Aplic algoritmi în rezolvarea unor probleme de calcul stoichiometric pe baza ecuației unei reacții chimice.					

2.1 Oxidare. Reducere. Agent oxidant. Agent reducător.

Stabilirea coeficienților ecuației unei reacții redox

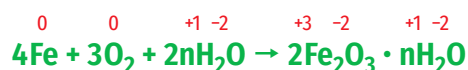
Cuiele de fier sunt lucioase, gri-argintii. Lăsate în ploaie și aer, capătă o culoare brun-roșiatică. În timp îndelungat, cuiele se acoperă cu un strat sfărâmicios de rugină, oxidul de fier (III) hidratat ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$).

- Cum a avut loc transformarea?
- Te-ai gândit că ruginirea nu este doar o schimbare de culoare, ci implică procese în care are loc un transfer de electroni?

Învăț



Reacția chimică globală prin care fierul se transformă în rugină are loc cu variația numerelor de oxidare, determinată de transferul de electroni între fier și oxigen.



În acest proces, numărul de oxidare al fierului crește, de la 0 la +3, deoarece atomii de fier cedează electroni. Electronii cedați de atomii de fier sunt preluați de moleculele de oxigen dizolvate în pelicula subțire de apă, care acoperă suprafața metalului. Numărul de oxidare al oxigenului scade, de la 0 la -2, deoarece atomii de oxigen acceptă electroni.



Numărul de electroni cedați de 4 atomi de fier este egal cu numărul de electroni acceptați de atomii din 3 molecule de oxigen.

Reacțiile care au loc cu transfer de electroni între reactanți se numesc reacții redox. Aceste reacții implică două procese care se desfășoară simultan: oxidarea și reducerea.

Oxidarea reprezintă procesul prin care o specie chimică cedează electroni. În timpul procesului, numărul de oxidare crește.

Reducerea reprezintă procesul prin care o specie chimică acceptă electroni, determinând scăderea numărului său de oxidare.

Termenul „redox” este o abreviere formată din „red” de la reducere și „ox” de la oxidare.

Atomul, ionul sau molecula care cedează electroni se numește **agent reducător**, deoarece electronii cedați vor fi acceptați în procesul de reducere.

Atomul, ionul sau molecula care acceptă electroni se numește **agent oxidant**, deoarece electronii acceptați provin din procesul de oxidare.

O reacție redox are loc prin transfer de electroni de la agentul reducător la agentul oxidant, așa cum reiese din figura 1.

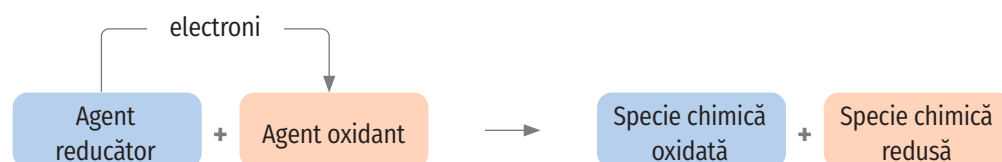


Fig. 1. Transferul de electroni în reacțiile redox

ÎMI AMINTESC

Reguli de stabilire a numerelor de oxidare

- În substanțele simple, atomii au N.O. = 0.
- În compușii ionici, numărul de oxidare al unui metal este egal cu sarcina ionului.
- Oxigenul are numărul de oxidare -2 în majoritatea substanțelor compuse. Fac excepție peroxizii în care numărul de oxidare al oxigenului este -1.
- Hidrogenul are numărul de oxidare +1 în majoritatea substanțelor compuse. Fac excepție hidrurile ionice, hidrogenul având numărul de oxidare -1.
- Într-un compus neutru, suma algebrică a numerelor de oxidare ale tuturor atomilor este egală cu zero.
- Într-un ion poliatomic, suma algebrică a numerelor de oxidare ale tuturor atomilor este egală cu sarcina ionului.

MĂ INFORMEZ

Exemple de agenți oxidanți:

- O_2 , H_2O_2 , Cl_2
- KMnO_4 în mediu acid, bazic sau neutru
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ în mediu acid
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})$
- HNO_3 concentrat
- H_2SO_4 concentrat

Exemple de agenți reducători:

- C, CO, H_2
- Metale
- KI

UNITATEA 2

Un alt exemplu de reacție redox este reacția dintre zinc și acidul clorhidric.



Reacția dintre zinc și acid clorhidric are loc cu transfer de electroni, care poate fi urmărit prin variația numerelor de oxidare.

$\overset{0}{\text{Zn}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Zn}} + 2e^-$ În procesul de oxidare, un atom de zinc cedează doi electroni și N.O. crește.

$2\overset{+1}{\text{H}} + 2e^- \rightarrow \overset{0}{\text{H}_2}$ În procesul de reducere, doi atomi de hidrogen acceptă cei doi electroni și N.O. scade.

În figura 2 se prezintă reacția dintre zinc (Zn) și acid clorhidric (HCl). Se formează clorură de zinc, care rămâne dizolvată în soluția din eprubetă, și hidrogen gazos, care este condus printr-un tub de sticlă și ajunge într-un vas cu soluție de săpun. Se formează bule de săpun umplute cu hidrogen. La apropierea unei flăcări, hidrogenul se aprinde.

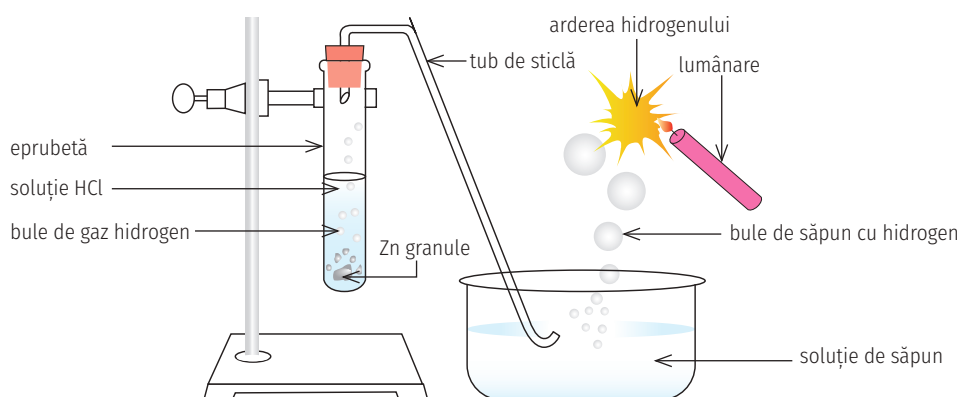


Fig. 2. Reacția dintre zinc și acid clorhidric

Descoperă în laborator



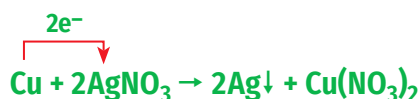
Studiul unor reacții chimice – activitate practică de laborator în echipă

Substanțe și ustensile necesare: soluție de azotat de argint, soluție de sulfat de cupru (II), sârmă de cupru, cui din fier; eprubete, stativ pentru eprubete.

Realizați activitățile experimentale, completați informațiile și alegeți variantele potrivite din tabel.

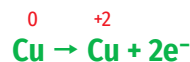
Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuatia reacției chimice	Concluzii
1. Reacția dintre cupru și azotat de argint	Într-o eprubetă, introdu o sârmă din cupru și adaugă soluție de azotat de argint.	Pe sârma de cupru se ____ un strat de culoare ____.	$\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ ____↓ + ____	În această reacție, <i>cuprul/argintul</i> substituie <i>argintul/cuprul</i> . Reacția dintre cupru și azotat de argint <i>are loc/nu are loc</i> cu transfer de electroni.
2. Reacția dintre fier și sulfat de cupru (II)	Într-o eprubetă, introdu un cui din fier și adaugă soluție de sulfat de cupru 10%.	Pe cuiul de fier se ____ un strat de culoare ____, iar soluția își schimbă culoarea din ____ în ____.	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ ____↓ + ____	În această reacție, <i>cuprul/fierul</i> substituie <i>fierul/cuprul</i> . Reacția dintre fier și sulfat de cupru <i>are loc/nu are loc</i> cu transfer de electroni.

În primul experiment, la introducerea unei sârme de cupru într-o soluție de azotat de argint, se observă că pe suprafața sârmei de cupru se depune argint. În același timp, soluția incoloră începe să capete o nuanță albastră, datorită formării ionilor Cu^{2+} în soluție.

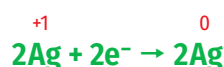


Între cupru și ionii de argint din soluție are loc o reacție chimică prin transfer de electroni.

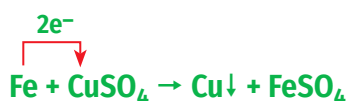
În procesul de oxidare, fiecare atom de Cu cedează doi electroni, formând ionul Cu^{2+} :



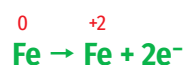
Electronii cedați de atomii de cupru sunt acceptați de ionii pozitivi de argint în procesul de reducere, rezultând argint:



În al doilea experiment, la introducerea unui cui de fier într-o soluție de sulfat de cupru (II), se observă că pe suprafața cuiului de fier se depune treptat un strat roșiatic de cupru metalic. În același timp, soluția își schimbă culoarea din albastru în verzui, datorită formării ionilor Fe^{2+} în soluție.



În procesul de oxidare, fiecare atom de fier cedează câte doi electroni, formând ionul Fe^{2+} :



Electronii cedați de atomii de fier sunt acceptați de ionii de cupru în procesul de reducere, rezultând cupru metalic.



Între fier și ionii de cupru din soluție are loc o reacție prin transfer de electroni de la atomii de fier la ionii de cupru.

Stabilirea coeficienților ecuației unei reacții redox

Învăț

Algoritmul de determinare a coeficienților ecuației unei reacții redox cuprinde următoarele etape:

Etape de lucru	Rezolvare
1. Scrie formulele reactanților și ale produșilor de reacție.	$\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Stabilește numerele de oxidare pentru toate elementele.	$\overset{0}{\text{S}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_4} + \overset{+4}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}_2} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$
3. Identifică elementele al căror număr de oxidare se modifică.	S de la 0 la +6 N de la +5 la +4
4. Pentru aceste elemente, scrie procesele de oxidare și reducere. Amplifică cele două procese, astfel încât numărul de electroni cedați să fie egal cu numărul de electroni acceptați.	$\overset{0}{\text{S}} - 6\text{e}^- \rightarrow \overset{+6}{\text{S}}$$\overset{+5}{\text{N}} + \text{e}^- \rightarrow \overset{+4}{\text{N}}$ proces de oxidare • 6 proces de reducere

ÎMI AMINTESC



Seria activității metalelor,

numită și seria Beketov-Volta, conține metalele ordonate în sensul descrescător al reactivității lor. Cu cât un metal este situat mai aproape de începutul seriei de activitate, cu atât este mai reactiv.

Crește reactivitatea chimică a metalelor

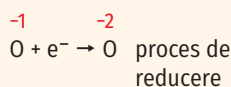
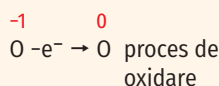
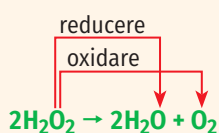
K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb	Reacționează cu apa → hidroxizi și hidrogen
H ₂ Cu Bi Sb Hg Ag Pt Au	Reacționează cu apa la temperaturi ridicate → oxizi și hidrogen
	Nu înlocuiesc hidrogenul din apă

Metalele situate înaintea hidrogenului în seria de activitate a metalelor îl înlocuiesc din apă și acizi. Un metal situat după hidrogen în serie nu-l înlocuiește din apă și acizi. Metalele cu reactivitate mică pot reacționa cu soluții concentrate de acid sulfuric și acid azotic (de exemplu, Ag), fără degajare de hidrogen. Un metal cu reactivitate mare poate substitui, din săruri și unii oxizi, un alt metal mai puțin reactiv.

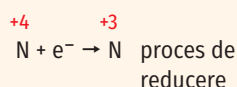
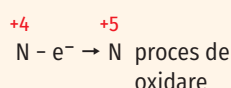
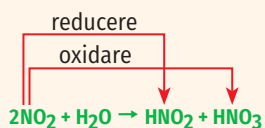
MĂ INFORMEZ

Reacția de disproporționare este un caz particular de reacție redox, în care o singură substanță poate fi atât oxidată, cât și redusă.

În reacția de descompunere, apa oxigenată participă atât la procesul de oxidare, cât și la procesul de reducere, transformându-se în apă și oxigen molecular.



În reacția dioxidului de azot cu apa, acesta se transformă în acid azotos și acid azotic.

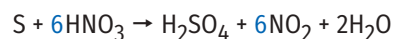


Etape de lucru

5. Stabilește coeficienții stoechiometrici pentru substanțele ce conțin elemente care și-au modificat numărul de oxidare prin scrierea numerelor folosite la amplificare în fața formulelor substanțelor.

6. Aplică legea conservării numărului de atomi și stabilește toți coeficienții stoechiometrici.

Rezolvare



Descopăr

Permanganatul de potasiu este un agent oxidant puternic, cu aplicații variate în industria farmaceutică, medicină, chimia analitică și tratarea apei potabile. Soluția acidă de permanganat de potasiu se utilizează în chimia analitică pentru determinarea cantitativă a ionilor Fe^{2+} din apă.

Stabilește coeficienții stoechiometrici în ecuația reacției chimice dintre permanganatul de potasiu și sulfatul de fier (II) în prezența acidului sulfuric.

Etape de lucru

1. Scrie formulele reactanților și ale produșilor de reacție.

2. Stabilește numerele de oxidare pentru toate elementele.

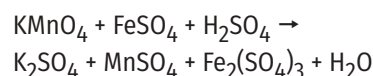
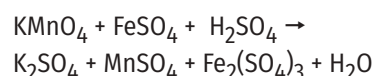
3. Identifică elementele al căror număr de oxidare se modifică.

4. Pentru aceste elemente, scrie procesele de oxidare și reducere. Amplifică cele două procese, astfel încât numărul de electroni cedați să fie egal cu numărul de electroni acceptați.

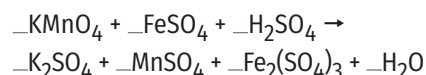
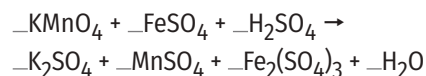
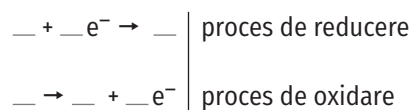
5. Stabilește coeficienții stoechiometrici pentru substanțele ce conțin elemente care și-au modificat numărul de oxidare prin scrierea numerelor folosite la amplificare în fața formulelor substanțelor.

6. Verifică legea conservării numărului de atomi.

Rezolvare



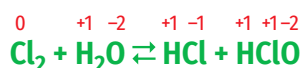
— de la — la —
— de la — la —



Învăț

Tratarea apei potabile cu clor – proces redox

La tratarea apei potabile cu clor are loc o reacție redox de tip disproporționare. În această reacție, clorul molecular, introdus în apă, reacționează cu apa și formează acid clorhidric și acid hipocloros:



Se observă, astfel, că același element chimic, clorul, suferă simultan două transformări:

- o parte dintre atomii de clor se reduc, trecând de la 0 la -1;
- o altă parte se oxidează, trecând de la 0 la +1.

Reacția se numește disproporționare, deoarece aceeași specie chimică joacă atât rol de oxidant, cât și de reducător.

Importanța practică a acestei reacții este foarte mare în procesul de potabilizare a apei (figura 3). Substanța cu efect dezinfectant principal este acidul hipocloros. Acesta are un puternic caracter oxidant și poate distruge bacteriile, virusurile și alte microorganisme patogene prezente în apă. Prin urmare, clorinarea apei nu urmărește doar introducerea clorului, ci mai ales formarea speciilor active de tip HClO , cu acțiune antimicrobiană.

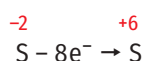
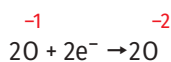
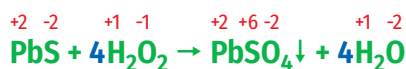


Fig. 3. Stație de tratare a apei potabile

Caracterul oxidant al apei oxigenate

Procesul de restaurare a unor obiecte de artă înnegrite, precum: picturi, icoane, fresce sau alte piese de patrimoniu care conțin compuși ai plumbului, are la bază tratarea acestora cu apă oxigenată. Înnegririle sunt cauzate de formarea sulfurii de plumb, care afectează calitatea picturii și reduce valoarea sa artistică.

Prin această intervenție, sulfura de plumb, de culoare neagră, formată în urma alterării chimice a suprafeței, este transformată în sulfat de plumb, substanță de culoare albă.



• 4 procese de reducere; H_2O_2 agent oxidant

proces de oxidare; S^{2-} agent reducător

În această reacție, apa oxigenată funcționează ca agent oxidant, fiind redusă la apă. Sulfura de plumb este oxidată de apa oxigenată, formând sulfat de plumb.

PORTOFOLIU

Realizează, în echipă cu un coleg, un poster sau colaj (format fizic sau digital) în care să prezentați cel puțin două reacții redox importante (de exemplu: sinteza amoniacului din azot și hidrogen, obținerea plumbului din galenă, obținerea fierului din oxizii săi).

Posterul trebuie să conțină:

- ecuațiile reacțiilor chimice;
- numerele de oxidare ale elementelor;
- identificarea proceselor de oxidare și reducere;
- o scurtă explicație a procesului.

REȚIN

- Numărul de oxidare indică starea de oxidare a unui element într-un compus și ajută la identificarea proceselor de oxidare și reducere.
- Oxidarea este procesul prin care o specie chimică cedează electroni și își mărește numărul de oxidare.
- Reducerea este procesul prin care o specie chimică acceptă electroni și își micșorează numărul de oxidare.
- Oxidarea și reducerea au loc simultan într-o reacție cu transfer de electroni.
- O reacție redox are loc prin transfer de electroni de la agentul reducător la agentul oxidant.

Aplic

1. Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):



- Reacțiile redox implică un transfer de electroni între reactanți.
- Oxidarea reprezintă procesul prin care o specie chimică cedează electroni.
- Reducerea reprezintă procesul prin care o specie chimică cedează electroni.
- Agentul oxidant acceptă electroni.
- Agentul reducător cedează electroni.
- Într-o reacție redox, oxidarea și reducerea au loc simultan.
- Substanța care se oxidează acționează ca agent oxidant.
- În reacțiile cu transfer de electroni, unele elemente își modifică numărul de oxidare.
- Oxigenul este agent oxidant în reacțiile chimice.
- Reacțiile de neutralizare sunt întotdeauna reacții redox.



Fig. 4. Praful de pușcă



Fig. 5. Reacția cuprului cu azotatul de argint

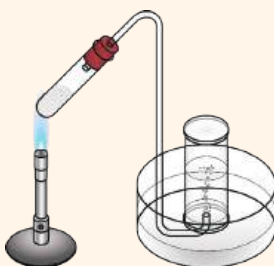


Fig. 6. Descompunerea cloratului de potasiu

2. Praful de pușcă (figura 4) cunoscut încă din China antică a fost unul dintre primele amestecuri chimice capabile să elibereze rapid cantități mari de gaze și energie. Praful de pușcă este alcătuit dintr-un amestec de carbon, azotat de potasiu și sulf, în proporții diferite. În urma reacției se formează sulfură de potasiu, azot și dioxid de carbon.
 - a. Scrie ecuația reacției chimice care are loc între componentele amestecului și stabilește coeficienții stoichiometrici prin metoda redox.
 - b. Precizează agentul oxidant și agentul reducător.
3. Stabilește în care dintre următoarele reacții acidul azotic este agent oxidant:
 - a. $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - b. $2\text{HNO}_3 + \text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\uparrow$
 - c. $4\text{HNO}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO}_2\uparrow + 4\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 - d. $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
 - e. $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Scrie ecuațiile următoarelor reacții chimice și stabilește coeficienții stoichiometrici prin metoda redox. Precizează agentul oxidant și agentul reducător, în fiecare caz.
 - a. obținerea clorurii de fier (III) din fier și clor;
 - b. obținerea amoniacului din azot și hidrogen;
 - c. reacția dintre zinc și sulfat de cupru (II) cu formare de cupru și sulfat de zinc;
 - d. reacția dintre argint și acid azotic cu formare de azotat de argint, monoxid de azot și apă;
 - e. reacția dintre sulfatul de cupru și iodura de potasiu cu formare de iodură de cupru (I), sulfat de potasiu și iod;
 - f. reacția dintre permanganat de potasiu și acid clorhidric cu formare de clorură de mangan (II), clorură de potasiu, clor și apă;
 - g. reacția dintre dicromat de potasiu, sulfat de fier (II) și acid sulfuric cu formare de sulfat de potasiu, sulfat de crom (III), sulfat de fier (III) și apă.
5. O soluție de acid clorhidric cu masa de 250 g și concentrația procentuală de masă 20% reacționează cu zinc.
 - a. Calculează masa de acid clorhidric conținută în soluție.
 - b. Calculează masa de zinc care reacționează.
 - c. Calculează concentrația procentuală de masă a soluției finale.
6. Reacția dintre cupru și azotatul de argint (figura 5) se aplică în procesele de recuperare a metalelor prețioase din soluții. O probă de cupru cu masa de 12 g și puritate 80% se introduce în 200 g de soluție de azotat de argint cu concentrația procentuală de masă 17%.
 - a. Scrie ecuația reacției chimice care are loc. Precizează rolul cuprului în această reacție.
 - b. Calculează cantitățile de reactanți (mol) care se consumă.
 - c. Calculează masa de argint obținută.
 - d. Determină compoziția procentuală de masă a soluției finale. Impuritățile sunt insolubile în apă.
7. În laborator și în anumite procese industriale, oxigenul se obține prin descompunerea termică a cloratului de potasiu (figura 6). O probă de 4,9 g KClO_3 , cu puritatea de 80%, este încălzită într-o eprubetă până la descompunere completă. Impuritățile sunt stabile termic. În urma reacției se degajă oxigen gazos, iar în eprubetă rămâne o masă solidă.
 - a. Determină masa de oxigen degajat.
 - b. Calculează puritatea sării solide rămase după reacție.
8. În cadrul unui experiment de laborator, o probă de zinc cu masa de 32,5 g este introdusă într-un vas care conține 320 g de soluție de sulfat de cupru (II) de concentrație procentuală de masă 20%.
 - a. Calculează masa de cupru depusă, știind că sulfatul de cupru se consumă integral.
 - b. Determină compoziția procentuală de masă a soluției finale.

2.2 Aplicații ale reacțiilor redox. Pile electrice

Utilizăm zilnic diferite dispozitive cu baterii precum telefoane mobile (figura 1), tablete (figura 2), laptopuri (figura 3), telecomenzi, ceasuri, periute de dinți electrice, jucării, lanterne etc. Toate acestea funcționează fie cu baterii de unică folosință, fie cu acumulatori reîncărcabili. O baterie (figura 4) are doi poli, marcați cu „+” și „-”, și în clipa în care o conectăm la un circuit, de exemplu, la o lanternă, becul se aprinde.

Cum funcționează o baterie?



Fig. 1. Telefon mobil



Fig. 2. Tabletă



Fig. 3. Laptop



Fig. 4. Baterie

Învăț

Reacțiile redox stau la baza multor procese esențiale din organismul uman, precum și a unor reacții chimice și aplicații tehnologice. Aceste reacții implică transferul de electroni între substanțe, ceea ce permite transformarea și utilizarea energiei. Schimbul de energie asociat reacțiilor redox poate fi exploatat în două moduri diferite, conducând la funcționarea pilelor electrice și la desfășurarea proceselor de electroliză.

Observând funcționarea unei baterii, putem descoperi principiul de bază al pilelor electrice: interacțiunea dintre două materiale diferite, aflate într-un mediu potrivit, capabile să genereze o diferență de potențial. De la primele experimente realizate de Alessandro Volta, până la bateria din telecomandă principiul rămâne același: energia chimică poate fi transformată în energie electrică prin intermediul unei reacții controlate.

Între cei doi poli ai bateriei există o diferență de potențial care pune în mișcare electronii prin circuitul exterior. Polul negativ generează electroni, iar polul pozitiv îi primește, iar această deplasare ordonată a sarcinilor electrice produce curentul electric continuu.

Producerea curentului electric în pilele electrice se explică prin conversia energiei chimice în energie electrică în urma unor reacții redox spontane. O pilă electrică creează un flux de electroni (curent electric) printr-un circuit extern.

Descopăr în laborator



Construcția pilei electrice Zn-Cu (pila Daniell) – activitate practică în laborator, pe echipe

Substanțe și ustensile necesare: soluție de sulfat de zinc, soluție de sulfat de cupru (II), plăcuță de zinc, plăcuță de cupru, soluție saturată de clorură de potasiu; pahare Berzelius, tub de sticlă în formă de U, fire conductoare, voltmetru, vată sau hârtie de filtru, întrerupător.

Mod de lucru: Într-un pahar Berzelius construieți un electrod de zinc prin introducerea unei plăcuțe de zinc într-o soluție de sulfat de zinc. Într-un alt pahar Berzelius turnați soluție de sulfat de cupru (II) și introduceți plăcuța de Cu pentru a realiza un electrod de cupru.

Umpleți tubul de sticlă în formă de U cu soluția saturată de sare și astupați ambele capete cu dopuri de vată pentru a realiza o punte de sare. Introduceți fiecare capăt al tubului într-unul dintre cele două pahare Berzelius pentru a conecta cele două soluții prin puntea de sare, ca în figura 5.

MĂ INFORMEZ

- **Tensiunea electrică** (U), exprimată în volți, reprezintă diferența de potențial dintre două puncte ale unui circuit și constituie cauza deplasării ordonate a purtătorilor de sarcină.
- **Intensitatea curentului electric** (I), măsurată în amperi, exprimă cantitatea de sarcină electrică ce traversează secțiunea unui conductor în unitatea de timp.
- **Curentul continuu** este curentul electric pentru care sensul de deplasare a purtătorilor de sarcină rămâne constant în timp.
- **Curentul alternativ** reprezintă curentul electric în care intensitatea și sensul curentului variază periodic în timp. Este produs de generatoarele din centralele electrice și utilizat în rețelele de distribuție a energiei electrice, fiind eficient de transportat pe distanțe mari.
- **Sursele de curent** sunt dispozitive cu rolul de a transforma alte forme de energie (chimică, termică, luminoasă) în energie electrică și de a menține diferența de potențial la bornele circuitului. Ele asigură condițiile necesare producerii și menținerii curentului electric.
- **Electrolizii** sunt substanțe care, dizolvate în apă sau topite, disociază în ioni și conduc curentul electric. Spre deosebire de conductorii metalici, electrolizii transportă sarcina electrică prin mișcarea ionilor, nu a electronilor.

SITUAȚIE-PROBLEMĂ

Bateria din lămâie

Imaginează-ți că te afli într-o cabană izolată la munte, unde o furtună puternică a întrerupt energia electrică. Singura ta legătură cu exteriorul este un mic aparat de radio cu ceas (sau o lanternă cu LED) a cărei baterie s-a descărcat complet. În rucsac și în bucătăria cabanei găsești doar câteva lămâi, niște cuie zincate, câteva monede de 50 de bani și câteva fire electrice.

Poți construi o pilă galvanică astfel:

- Rulează o lămâie pe masă pentru a-i elibera suc intern.
- Introdu în ea, la distanță de 2-3 cm un cui zincat și o monedă de 50 de bani (curățată bine înainte).
Atenție: piesele nu trebuie să se atingă în interior!
- Conectează firele electrice de cele două metale.

O singură lămâie produce în jur de 0,8 V însă aparatul tău are nevoie de cel puțin 2V pentru a porni. Desenează și realizează un circuit format din 3 lămâi pentru a mări tensiunea electrică. Cum le vei conecta: în serie sau în paralel? Experimentează! Ce ai folosi ca indicator pentru a demonstra că prin fire trece curent electric (un LED, un multimetru sau o altă metodă)? Ce s-a întâmplat? De ce a fost esențial ca moneda să fie de 50 de bani (care conține 80% cupru) și nu una de 10 bani? Ce proces chimic a avut loc la suprafața cuiului de zinc? Explică, în 3-4 fraze, cum s-a transformat energia chimică în energie electrică în „bateria” ta improvizată.

Conectați plăcuțele de cupru și zinc prin fire conductoare la un voltmetru și inserați în circuit un întrerupător.

La închiderea circuitului se observă devierea acului indicator al voltmetrului.

Când cele două plăcuțe sunt conectate printr-un fir conductor, are loc un transfer de electroni prin firul conductor de la zinc (metal cu tendință mai mare de a se oxida) la cupru. Electronii cedați în procesul de oxidare a atomilor de zinc trec prin circuitul exterior format din conductori și voltmetru, ajung la electrodul de cupru, unde participă la procesul de reducere a ionilor de Cu^{2+} aflați în soluția de sulfat de cupru. Prin urmare, în circuitul exterior se produce un curent electric continuu. Pila funcționează, deoarece atomii de zinc au tendință mai mare de a ceda electroni decât atomii de cupru.

La electrodul de zinc are loc un proces de oxidare, în care se cedează electroni. Electrodul de zinc este electrodul negativ al pilei, numit anod.

La electrodul de cupru are loc un proces de reducere în care se acceptă electroni. Electrodul de cupru este electrodul pozitiv al pilei, numit catod.

anod (-) $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$ proces de oxidare

catod (+) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$ proces de reducere

Puntea de sare realizează contactul electric între cele două soluții și asigură neutralitatea lor, prin intermediul ionilor. În urma procesului de oxidare, concentrația ionilor Zn^{2+} din soluție crește, iar în urma procesului de reducere, concentrația ionilor Cu^{2+} în soluție scade. Anionii din puntea de sare (Cl^-) migrează la anod pentru a compensa sarcinile pozitive apărute în procesul de oxidare, în timp ce cationii din puntea de sare (K^+) migrează la catod și compensează scăderea sarcinilor pozitive.

Fără puntea de sare, soluțiile nu pot face schimb de ioni, iar acumularea rapidă a sarcinilor electrice oprește instantaneu transferul de electroni.

Ecuatia reacției chimice care stă la baza funcționării pilei Daniell este:



Pila Daniell produce o tensiune de 1,1 V.

Pila electrică formată din electrodul de cupru și electrodul de zinc se reprezintă convențional astfel:

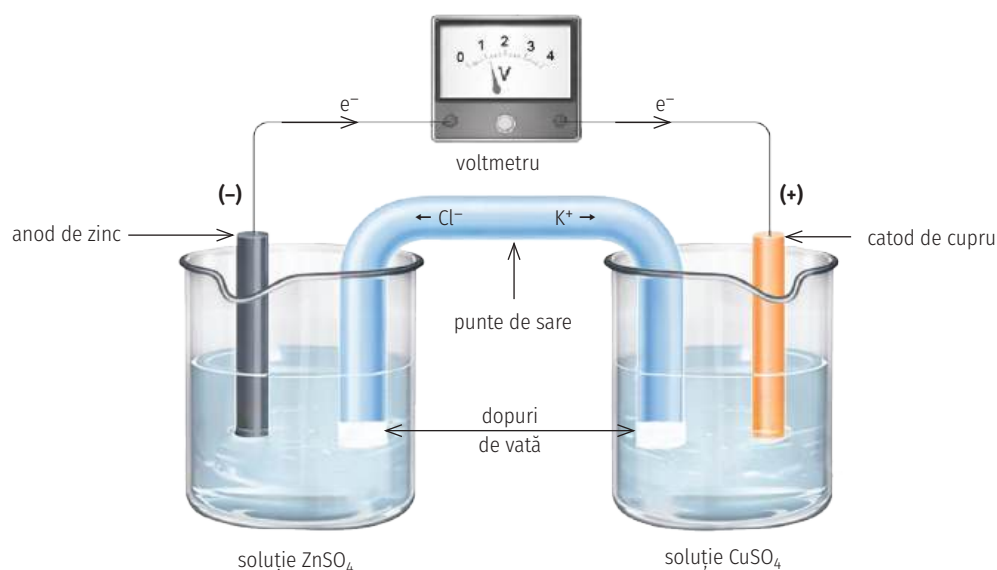


Fig. 5. Pila electrică Zn-Cu

Învăț

Pilele electrice sunt dispozitive prin care **energia chimică se transformă în energie electrică** pe baza unor reacții redox care se produc spontan.

Pilele electrice, numite și pile electrochimice sau pile galvanice, sunt formate din:

- doi electrozi alcătuiți dintr-un metal și o soluție care conține ionii metalului (electrolit):
 - metalul mai activ este **anodul**, *electrodul negativ*, la care are loc procesul de oxidare;
 - metalul mai puțin activ este **catodul**, *electrodul pozitiv*, la care are loc procesul de reducere a ionilor metalului;
- conductori metalici care asigură transportul electronilor;
- punte de sare care asigură neutralitatea soluțiilor de electroliți și realizează contactul electric între soluții.

Când pila funcționează, are loc un transfer de electroni prin intermediul unui fir conductor, energia chimică a reactanților fiind transformată în energie electrică. În circuitul exterior, electronii circulă de la anod la catod.

Metalul mai reactiv se oxidează și ionii metalului mai puțin reactiv se reduc. Reacția redox are loc spontan și se explică prin tendința diferită a metalelor de a ceda electroni.

O pilă electrică formată dintr-un electrod al unui metal mai reactiv, M_1 , și un electrod al unui metal mai puțin reactiv, M_2 , se reprezintă convențional:



Linia dublă reprezintă puntea de sare. Linia simplă reprezintă interfața solid-lichid dintre metal și soluția care conține ionii metalului.

Acumulatorul cu plumb a fost inventat de către fizicianul francez Gaston Planté, în anul 1860. Este utilizat la alimentarea cu energie electrică a automobilelor și poate fi reîncărcat.

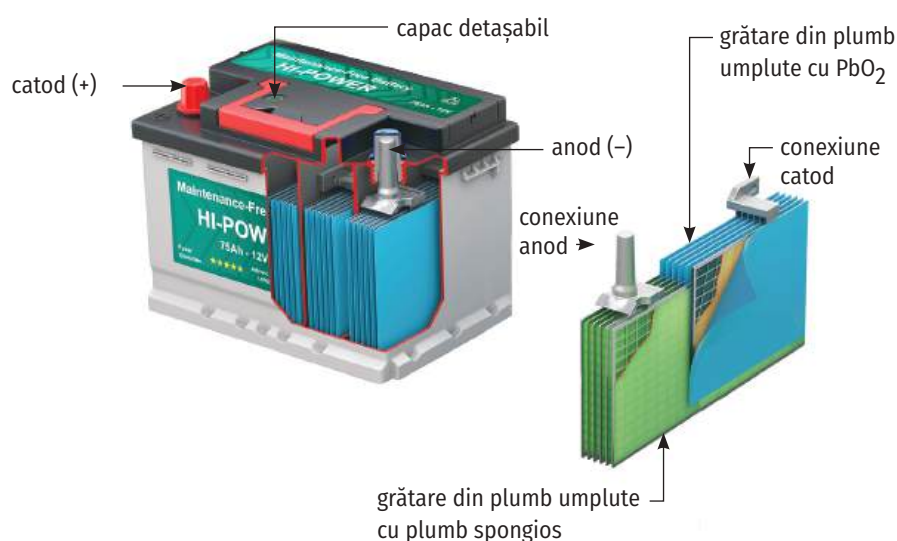


Fig. 6. Acumulatorul cu plumb

Elemente constructive ale acumulatorului cu plumb (figura 6):

- **anodul (-)** este format dintr-un grătar de plumb având ochiurile umplute cu plumb spongiuos;
- **catodul (+)** este constituit dintr-un grătar de plumb care are ochiurile umplute cu dioxid de plumb;
- **electrolitul** este o soluție de acid sulfuric de concentrație 38% ($\rho = 1,29 \text{ g/cm}^3$).

MĂ INFORMEZ



În jurul anului 1780, medicul italian Luigi Galvani (figura 7) a constatat, în urma unor experimente, că picioarele unei broaște moarte se contractau când nervii atingeau simultan două metale diferite. Galvani a concluzionat că organismele vii produc electricitate, iar descoperirea a stârnit un interes enorm în lumea științifică.



Fig. 7. Luigi Galvani

În dezacord cu Galvani, fizicianul italian Alessandro Volta a demonstrat în 1800 că electricitatea nu provine din țesutul animal, ci din contactul dintre metale diferite în prezența unui mediu umed, construind pila voltaică, prima baterie electrică din lume. Formată din discuri alternante de zinc și cupru separate de material îmbibat cu electrolit (soluție apoasă de clorură de sodiu sau acid sulfuric), pila a permis pentru prima dată producerea de curent electric continuu.

Totuși, discurile de zinc se consumau rapid, tensiunea nu era stabilă și se forma hidrogen pe electrozi, reducând performanța și eficiența bateriei în timpul utilizării prelungite.

MĂ INFORMEZ

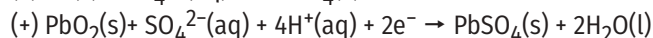
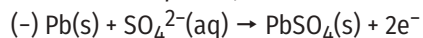


În 1836, chimistul englez John Frederic Daniell a remediat instabilitatea pilei voltaice. În pila voltaică se elibera hidrogen care bloca trecerea curentului electric. Cu un anod de zinc în soluție de sulfat de zinc sau de acid sulfuric și un catod de cupru în soluție de sulfat de cupru, separate printr-o barieră poroasă, pila Daniell era mai stabilă decât pila voltaică. Zincul se oxidează la anod, ionii de cupru se reduc la catod, iar curentul devine constant și fiabil. Pila Daniell produce aproximativ 1,1 volți, nu este reîncărcabilă și a fost suficient de stabilă pentru aplicații practice, ca telegraful electric, stând la baza electrochimiei moderne.

Galvani a descoperit fenomenul, Volta a creat prima baterie, iar Daniell a făcut bateria cu adevărat utilă.

O singură celulă generează o tensiune electrică de 2 V. În mod obișnuit, se utilizează baterii de 3 sau 6 celule legate în serie pentru a produce o tensiune electrică de 6 V sau 12 V.

În timpul funcționării acumulatorului cu plumb, la electrozi au loc următoarele procese:



Ecuția reacției globale: $\text{Pb(s)} + \text{PbO}_2(\text{s}) + 2\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2\text{PbSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)}$

Reacția care are loc la descărcarea acumulatorului cu plumb se poate reprezenta:



În timpul funcționării acumulatorului, se consumă acid sulfuric. Concentrația soluției de acid sulfuric scade și aceasta va avea o densitate mai mică. Prin măsurarea densității soluției de acid sulfuric se poate aprecia gradul de încărcare al acumulatorului.

Acumulatorul poate fi reîncărcat prin conectarea la o sursă de curent continuu care să debiteze curentul electric în sens invers față de acumulator. În timpul reîncărcării acumulatorului, la electrozi au loc reacțiile în sens invers față de cele care au loc la funcționarea acumulatorului.



Bateria litiu-ion (figura 8) este o pilă electrică reîncărcabilă în care energia electrică este obținută prin reacții redox reversibile, bazate pe deplasarea ionilor de litiu (Li^+) între cei doi electrozi printr-un mediu electrolitic. Ionii se deplasează între catod și anod în timpul ciclurilor de încărcare și descărcare.

Bateria litiu-fier-fosfat, LiFePO_4 sau LFP, este un tip de baterie litiu-ion reîncărcabilă. Energia electrică este obținută prin reacții redox reversibile bazate pe deplasarea ionilor de litiu Li^+ între cei doi electrozi printr-un mediu electrolitic.

Bateria LiFePO_4 este alcătuită din:

- **anod**, realizat de obicei din grafit, notat C_6 , care stochează ionii de litiu în timpul încărcării, rezultând compusul LiC_6 ;
- **catod**, realizat din fosfat de fier și litiu, cu formula chimică LiFePO_4 ;
- **electrolit**, reprezentat de o soluție sau un gel care permite deplasarea ionilor de litiu Li^+ între cei doi electrozi, dar nu permite deplasarea electronilor prin interiorul bateriei;
- **separator**, o barieră fizică subțire și poroasă care împiedică contactul direct dintre anod și catod, prevenind scurtcircuitul, dar permite trecerea ionilor de litiu.

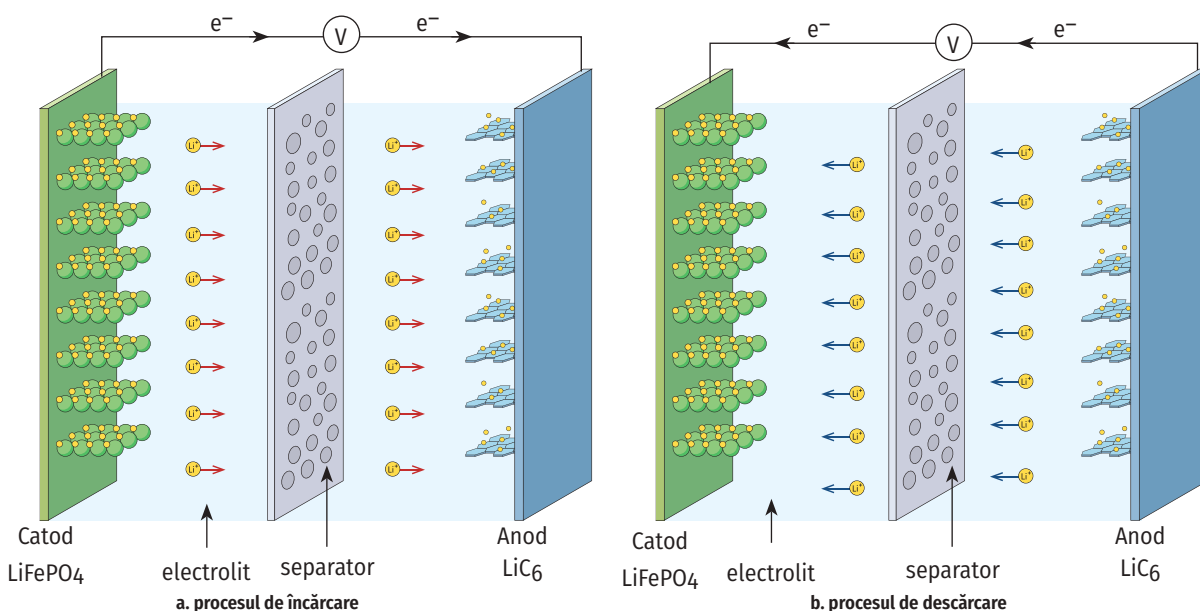
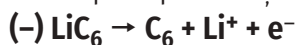


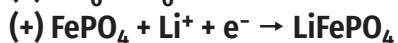
Fig. 8. Funcționarea bateriei LiFePO_4

În timpul descărcării bateriei LiFePO_4 , ionii de litiu stocați în anodul de grafit, sub formă de LiC_6 , se deplasează prin electrolit către catodul de fosfat de fier. În același timp, electronii eliberați de anod circulă prin circuitul extern, producând curent electric continuu. La catod, ionii de litiu pătrund în structura materialului catodic, iar electronii participă la reacția de reducere.

La anod are loc procesul de oxidare:



La catod are loc procesul de reducere:



Ecuatia reacției globale este:



O singură celulă a unei baterii LFP generează o tensiune de 3,2 V. Deoarece majoritatea dispozitivelor au nevoie de tensiuni mai mari, celulele LFP sunt conectate în serie de 4, 8 sau 16 celule.

Bateria Li-ion este reversibilă deoarece se poate reîncărca prin conectare la o sursă de curent continuu care dezvoltă o tensiune mai mare, iar reacțiile au loc în sens invers. Ionii de litiu se deplasează înapoi prin electrolit și se inserează în structura anodului, iar electronii circulă prin circuitul extern, de la catod către anod.

Astfel, bateria LiFePO_4 funcționează prin transferul reversibil al ionilor de litiu între anodul de grafit și catodul de fosfat de fier. Avantajul principal al acestei baterii este că are un cost redus, are o stabilitate termică ridicată, este mai sigură și are o durată mare de viață, ceea ce o face mai puțin poluantă și mai durabilă față de alte baterii litiu-ion.

Ecuatia reacției chimice care are loc la încărcare este: $\text{C}_6 + \text{LiFePO}_4 \rightarrow \text{LiC}_6 + \text{FePO}_4$

Bateriile litiu-ion reprezintă tehnologia dominantă în prezent pentru dispozitivele portabile, vehiculele electrice și sistemele de stocare a energiei, datorită performanțelor lor ridicate. Bateriile litiu-ion stochează multă energie într-un spațiu mic, sunt ușoare, se reîncarcă rapid și pot suporta un număr mare de cicluri de încărcare-descărcare. Totodată, aceste baterii prezintă și unele dezavantaje precum sensibilitatea la temperaturi ridicate, necesitatea unor sisteme de protecție și costul ridicat.

REȚIN

- Pilele electrice sunt dispozitive prin care energia chimică se transformă în energie electrică prin reacții redox care se produc spontan.
- Într-o pilă, la anod (electrodul negativ) are loc oxidarea, la catod (electrodul pozitiv) are loc reducerea, iar electronii circulă prin circuitul exterior de la anod la catod.
- În pila Daniell are loc o reacție spontană între zinc (care se oxidează) și ionii de cupru (care se reduc).
- Acumulatorul cu plumb funcționează pe baza reacției redox dintre plumb, dioxid de plumb și acid sulfuric. Pila este reîncărcabilă și este utilizată la autoturisme.
- Bateria litiu-ion este o pilă reîncărcabilă în care energia electrică este produsă prin deplasarea ionilor de litiu între anod și catod. Pila este reîncărcabilă, are durată mare de funcționare și este utilizată la telefoane mobile, laptopuri și tablete.

Aplic

1. Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):

- | | |
|--|---|
| a. Pilele electrice transformă energia chimică în energie electrică. | g. Acumulatorul cu plumb conține electrozi din plumb și dioxid de plumb. |
| b. Într-o pilă electrică, oxidarea are loc la anod. | h. Puntea de sare din pila Daniell permite menținerea neutralității soluțiilor. |
| c. În pila Daniell, zincul funcționează ca anod. | i. Bateriile litiu-ion sunt utilizate în telefoane și laptopuri. |
| d. În pila Daniell, cuprul se oxidează. | j. Acumulatorul cu plumb este folosit la automobile. |
| e. Bateriile litiu-ion sunt acumulatori reîncărcabili. | |
| f. În pilele electrice, electronii circulă prin electrolit. | |

MĂ INFORMEZ

Tipuri de pile electrice:

- **pile primare**, în care energia electrică se produce prin reacții chimice între componentele pilei; acestea se consumă și nu se mai pot regenera. Exemple: pila Daniell, pila Leclanché, pile alcaline;
- **pile secundare (acumulatori)**, în care reacții consumate în timpul funcționării pot fi regenerați prin electroliză. Exemplu: acumulatorul cu plumb;
- **pile de combustie**, în care reacții sunt introduși continuu în pilă în timp ce se consumă. Exemplu: pila hidrogen-oxigen.

MĂ INFORMEZ

Reciclarea bateriilor

telefoanelor mobile a devenit o necesitate în lumea modernă.

Majoritatea telefoanelor funcționează cu baterii litiu-ion, care conțin metale valoroase și materiale ce pot fi recuperate și refolosite.

În procesul de reciclare se pot recupera: litiul, folosit pentru stocarea energiei; cobaltul și nichelul, care contribuie la stabilitatea și capacitatea bateriei; cuprul și aluminiul, utilizate în structura internă și în circuite. În unele tipuri de baterii se mai pot recupera și manganul sau grafitul. Aceste materiale sunt apoi purificate și refolosite pentru fabricarea de baterii noi sau alte produse industriale.

PORTOFOLIUL MEU

Întocmește o fișă în care să realizezi o hartă conceptuală/un infografic cu tema: „Avantajele și dezavantajele pilelor electrice”, în care să evidențiezi:

- tipurile de pile electrice (primare, secundare, pile de combustie);
 - avantajele utilizării acestora;
 - dezavantajele și impactul asupra mediului;
 - exemple de aplicații.
- Harta va fi realizată individual și poate fi prezentată în format digital sau pe suport de hârtie. Adaugă această fișă la portofoliul tău.

2. Asociază cifrele corespunzătoare transformărilor din coloana A cu literele corespunzătoare proceselor din coloana B.



A	B
I. Procesul de oxidare la anodul pilei Daniell	a. $\text{LiC}_6 \rightarrow \text{C}_6 + \text{Li}^+ + \text{e}^-$
II. Procesul de reducere la catodul pilei Daniell	b. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
III. Ecuația reacției globale în pila Daniell	c. $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$
IV. Procesul de oxidare la anodul acumulatorului cu plumb	d. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
V. Procesul de reducere la catodul acumulatorului cu plumb	e. $\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
VI. Ecuația reacției globale la funcționarea acumulatorului cu plumb	f. $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
VII. Procesul de oxidare la anodul bateriei LiFePO_4	g. $\text{FePO}_4 + \text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{LiFePO}_4$
VIII. Procesul de reducere la catodul bateriei LiFePO_4	h. $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
	i. $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

3. Reacțiile dintre metale și soluțiile sărurilor metalelor mai puțin active sunt procese redox care stau la baza funcționării pilelor electrice. Într-o pilă Daniell se utilizează 125 g de soluție de CuSO_4 de concentrație procentuală de masă 3,2 % și o plăcuță de zinc cu masa de 6,5 g. Se cere:

- Scrie procesele care au loc la electrozi și ecuația reacției globale.
- Determină care este substanța care se consumă complet.
- Calculează masa de cupru depus.

4. La introducerea unei plăcuțe de zinc într-o soluție de azotat de plumb se constată că plăcuța de zinc se acoperă cu un strat de plumb.

- Scrie ecuația reacției chimice care are loc.
- Stabilește procesele de reducere și de oxidare.
- Precizează cum variază după un timp masa plăcuței de zinc.
- Precizează care este metalul care ar putea fi utilizat drept anod pentru construirea unui element galvanic format din cele două metale. Justifică răspunsul.

5. Funcționarea unui acumulator cu plumb se bazează pe reacția dintre plumb, dioxid de plumb și acid sulfuric, în urma căreia se formează sulfat de plumb și apă. Un acumulator cu plumb conține 1,5 L de soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală de masă 38% și densitatea 1,29 g/cm³. După un timp se constată că soluția de acid sulfuric are concentrația 26%.

- Scrie procesele care au loc la electrozi și ecuația reacției globale.
- Determină cantitatea de PbSO_4 care se formează (mol).
- Calculează masa de soluție de H_2SO_4 care se consumă în reacție.

6. O pilă electrică este alcătuită dintr-un electrod de zinc și un electrod de argint. Pentru electrodul de zinc se utilizează o plăcuță de zinc cu masa de 3,25 g care se introduce într-o soluție de sulfat de zinc. Pentru electrodul de argint se folosește o plăcuță de argint și 170 g de soluție de azotat de argint de concentrație procentuală de masă 10%. Se cere:

- Scrie procesele care au loc la electrozi și ecuația reacției globale.
- Determină substanța care se consumă complet.
- Calculează masa de argint depusă la catod.

2.3 Electroliza

În natură, clorul nu se găsește în stare liberă, din cauza reactivității sale chimice ridicate, ci exclusiv sub formă de compuși, în special cloruri. Cele mai răspândite sunt: clorura de sodiu, prezentă în cantități mari în apa mărilor și oceanelor, precum și în zăcămintele de sare gemă (figura 1); clorura de potasiu, cunoscută ca silvină (figura 2); clorura de magneziu și clorura de calciu, dizolvate în ape minerale sau sub formă cristalină.

Datorită proprietăților sale oxidante și reactivității ridicate, clorul constituie o materie primă deosebit de importantă pentru industria chimică, fiind utilizat la obținerea unei game largi de substanțe, precum materiale plastice (de exemplu, PVC) (figura 3), dezinfectanți și agenți de albire.

Cum se poate obține clorul din minerale pentru a fi utilizat ca materie primă în industria chimică?



Fig. 1. Mineral de sare gemă



Fig. 2. Mineral de silvină



Fig. 3. Produse din policlorură de vinil (PVC)

Învăț

Electroliza reprezintă procesul de transformare a unei substanțe sub acțiunea curentului electric continuu. Reacția nu are loc spontan, ci este determinată de sursa externă de curent electric continuu.

În timpul acestui proces, energia electrică este transformată în energie chimică.

Procesul de electroliză are loc într-o celulă electrolitică (figura 4), care conține: electrolitul, electrozii, sursa de curent electric continuu, firele de legătură și recipientul (vasul de electroliză) în care se află electrolitul și electrozii.

Electrolitul este o substanță care conduce curentul electric în soluție sau în topitură prin intermediul ionilor, care se pot mișca liber în aceste medii. Electrolitul permite transportul sarcinilor electrice în interiorul celulei. Exemple de electroliți sunt: clorura de sodiu topită, soluțiile unor săruri, baze sau acizi.

Electrozii sunt conductori introduși în electrolit și conectați la sursa de curent continuu. Ei pot fi realizați din metale, grafit sau alte materiale conductoare. Într-o celulă de electroliză există doi electrozi:

- **Catodul** este electrodul conectat la polul negativ al sursei de curent, la suprafața căruia are loc reducerea speciilor chimice prin acceptare de electroni.

- **Anodul** este electrodul legat la polul pozitiv al sursei de curent, la suprafața căruia are loc procesul de oxidare prin cedare de electroni.

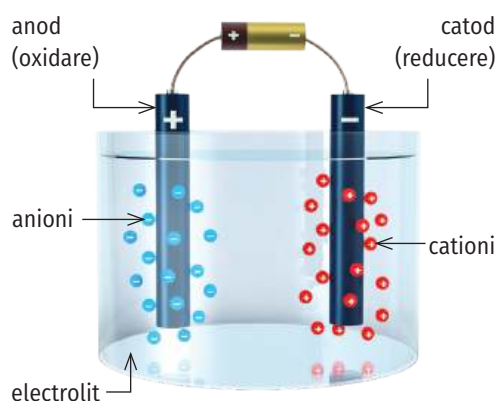


Fig. 4. Celula de electroliză

MĂ INFORMEZ

Electrozii utilizați în reacțiile electrochimice pot fi clasificați în electrozi inerti și electrozi activi. Electrozi inerti nu participă direct la reacția chimică, ci au rolul de a facilita transferul electronilor între sursa de curent și electrolit, fără a suferi modificări chimice semnificative, de exemplu, grafitul și platina. Electrozi activi participă direct la procesul electrochimic, materialul din care sunt alcătuiți, putând fi implicat în reacție și suferind transformări chimice. Astfel de situații se întâlnesc, de exemplu, în cazul electrozilor realizați din cupru sau nichel.

Substanțele care conduc curentul electric se clasifică în:

- conductori de ordinul I (electronici), precum metalele și grafitul, în care curentul electric este transportat de electroni, fără a fi însoțit de reacții chimice sau de transport de materie.
- conductori de ordinul II (ionici), reprezentați de electroliți (soluții sau topituri de acizi, baze și săruri), în care curentul electric este transportat de ioni. Cationii (ionii cu sarcină pozitivă) migrează spre catod, iar anionii (ionii cu sarcină negativă) spre anod. Procesul este însoțit de transport de materie și de reacții electrochimice la electrozi.

MĂ INFORMEZ



Alumiul se obține din bauxită în două etape: separarea oxidului de aluminiu din bauxită și electroliza oxidului de aluminiu pentru a obține alumiul metallic.

Mai întâi, bauxita (figura 5) este măcinată și tratată cu hidroxid de sodiu pentru a se extrage oxidul de aluminiu, numit alumină. Apoi alumina este dizolvată într-o baie de criolit topit. Criolitul permite efectuarea electrolizei la aproximativ 950–980 °C, mult sub temperatura de topire a aluminei pure, care depășește 2000 °C. Prin electroliză, la aproximativ 950 °C, se obține alumiul lichid, care este apoi colectat și turnat în lingouri (figura 7). Aproximativ 4 kg de bauxită sunt necesare pentru a produce 1 kg de alumiul.



Fig. 5. Bauxită



Fig. 6. Criolit

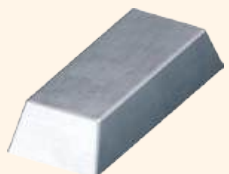


Fig. 7. Alumiul pur

Sursa de curent continuu furnizează energia necesară desfășurării electrolizei.

Firele conductoare realizează conexiunea dintre electrozi și sursa de curent continuu.

Funcționarea unei celule electrolitice se bazează pe mișcarea ionilor în electrolit și a electronilor în circuitul exterior. În momentul în care sursa de curent este conectată, în jurul electrozilor se creează câmpuri electrice, care determină deplasarea ionilor la electrozi: cationii, ionii pozitivi, se îndreaptă spre catod, unde primesc electroni și se reduc, iar anionii, ionii negativi, se deplasează spre anod, unde cedează electroni și se oxidează.

În acest fel, în interiorul celulei, transportul sarcinii electrice este realizat de ioni, iar în exterior, prin firele conductoare, de către electroni.

Un exemplu cu aplicabilitate practică este electroliza topiturii de clorură de sodiu. Clorura de sodiu, cunoscută ca sare de bucătărie, este alcătuită din ioni de sodiu și ioni clorură. În stare solidă, acești ioni sunt fixați într-o rețea cristalină, nu se pot deplasa și nu conduc curentul electric. Atunci când clorura de sodiu este topită, rețeaua cristalină se dezorganizează, iar ionii devin mobili. În aceste condiții, topitura de clorură de sodiu poate conduce curentul electric și poate fi supusă electrolizei (figura 8).

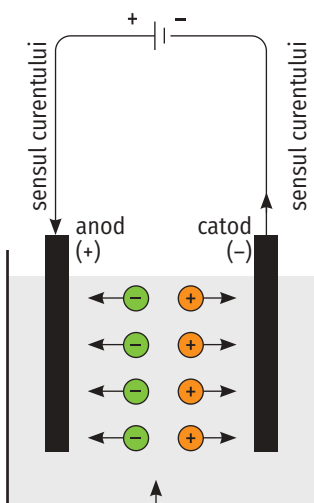


Fig. 8. Schema migrării ionilor

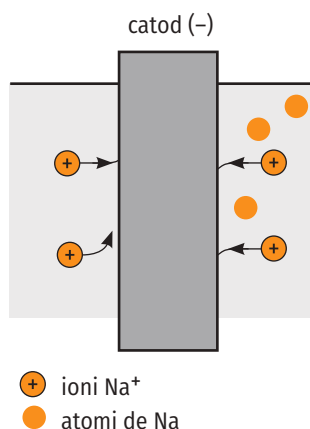


Fig. 9. Reprezentarea schematică a procesului de reducere catodică

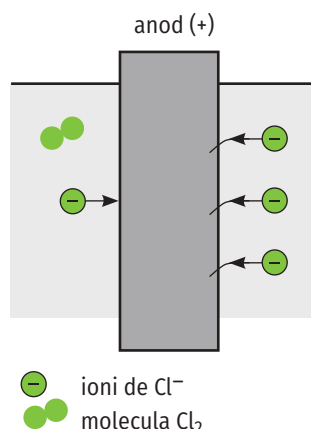


Fig. 10. Reprezentarea schematică a procesului de oxidare anodică

Sub acțiunea curentului electric, ionii pozitivi de sodiu migrează spre catod (figura 9) și acceptă electroni, formând sodiu metallic în procesul de reducere:



În același timp, ionii negativi clorură se deplasează spre anod (figura 10), unde cedează electroni și formează clor molecular în procesul de oxidare:



Prin urmare, la electroliza topiturii de clorură de sodiu, sodiul se obține la catod, iar clorul se degajă la anod.



Electroliza topiturii de clorură de sodiu are importanță practică, deoarece permite obținerea unor substanțe simple, utile în industrie. Sodiul metallic este foarte reactiv și este folosit în diverse procese chimice, iar clorul este o substanță importantă pentru fabricarea dezinfectanților, materialelor plastice și altor produse chimice.

În industrie, instalația de obținere a sodiului (figura 11) este un electrolizor special conceput pentru electroliza topiturii de clorură de sodiu.

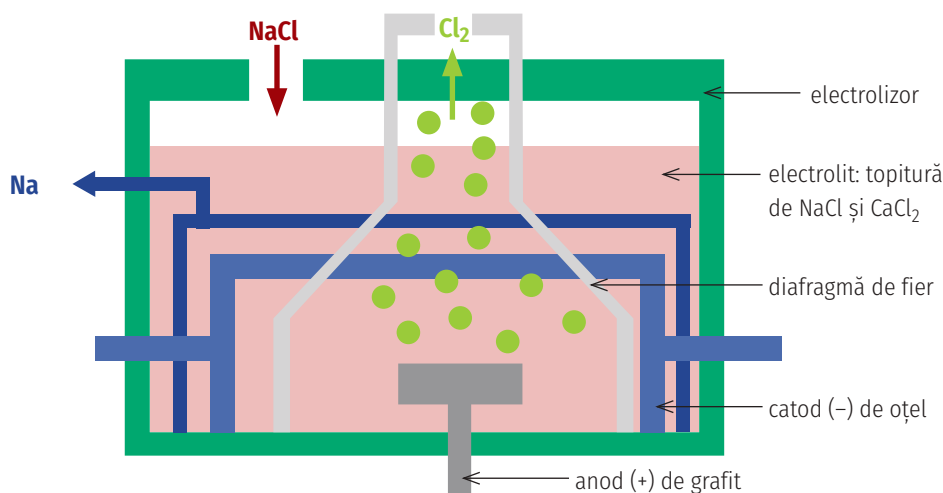


Fig. 11. Electroliza topiturii de clorură de sodiu

Electrolizorul este vasul principal, rezistent la temperaturi foarte mari, în care se află electrolitul topit.

Electrolitul este topitura de clorură de sodiu în amestec cu clorură de calciu, pentru că acest amestec scade temperatura de topire și permite menținerea amestecului în stare lichidă cu un consum mai mic de energie.

Electrodul pozitiv, anodul, realizat din grafit, este plasat de obicei central, spre partea inferioară. Grafitul este ales fiindcă rezistă bine la temperatură și la acțiunea clorului.

Electrodul negativ, catodul, este realizat din oțel și dispus pe pereții interiori ai instalației.

Diafragma din fier separă zona anodică de zona catodică, împiedică reacția inversă dintre produșii formați.

Electroliza are numeroase aplicații practice, ca, de exemplu:

- în electrometalurgie la obținerea și rafinarea unor metale;
- în industria chimică la obținerea unor gaze (hidrogen, oxigen, clor), în industria clorosodică (la obținerea hidroxidului de sodiu și a hipocloritului de sodiu);
- în galvanostegie la acoperirea suprafeței unui obiect metalic cu un alt metal, de exemplu crom sau nichel;
- în galvanoplastie la crearea unor obiecte (piese, discuri) prin reproducerea unor forme.

Descopăr

Celula electrolitică este diferită de pila galvanică. Astfel, dacă în cazul pilei galvanice reacția chimică produce curent electric, în cazul celulei electrolitice curentul electric furnizează energia necesară desfășurării reacției chimice. Ca urmare, sensul transformării energetice este invers:



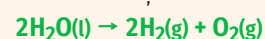
Compară o celulă de electroliză și o celulă galvanică (figura 14).

celulă de electroliză			celulă galvanică		
	Anod	Catod		Anod	Catod
Semn	+	-	Semn	-	+
Proces la electrod	oxidare	reducere	Proces la electrod	oxidare	reducere

MĂ INFORMEZ

Electroliza apei

- Reacția hidrogenului cu oxigenul pentru a forma apă este spontană și poate fi utilizată pentru a produce un curent electric într-o pilă de combustie. Prin furnizarea de curent electric, putem provoca reacția inversă, descompunerea apei în hidrogen și oxigen, conform reacției:



Deoarece apa pură conduce foarte slab curentul electric, se adaugă de obicei un electrolit, de exemplu acid sulfuric diluat sau o bază.

- Producerea de H_2 prin electroliza apei este costisitoare și viabilă doar în zonele în care electricitatea este ieftină sau dacă este un produs secundar al unui proces important din punct de vedere economic. Electroliza apei în industrie se realizează folosind sute de celule aranjate în serie, fiecare funcționând cu electrozi de fier sau nichel și NaOH apos ca electrolit (figura 12) și este utilizată pentru a produce H_2 fără a polua.

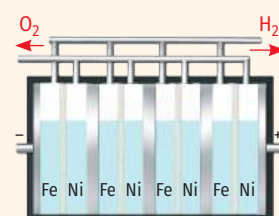


Fig. 12. Celulă de electroliză industrială pentru producerea de hidrogen folosind electrozi de fier și nichel

MĂ INFORMEZ

Placarea metalelor constă în acoperirea unui metal cu un strat subțire dintr-un alt metal. De exemplu, un obiect metalic poate fi acoperit cu argint, folosind celule electrolitice. În acest proces, un electrod de argint este introdus într-o soluție care conține ioni de argint (Ag^+). Procesele care au loc la electrozi (figura 13) sunt:

- oxidarea, care are loc la anod;



- reducerea, care are loc la catod.

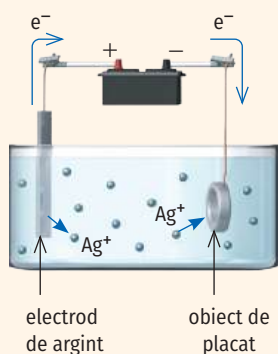
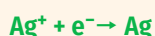
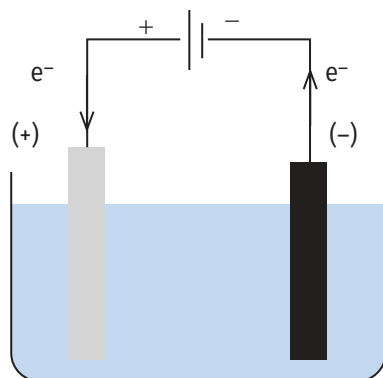


Fig. 13. Electroplacarea cu argint

Celulă de electroliză (consumă energie electrică)



Celulă galvanică (generează energie electrică)

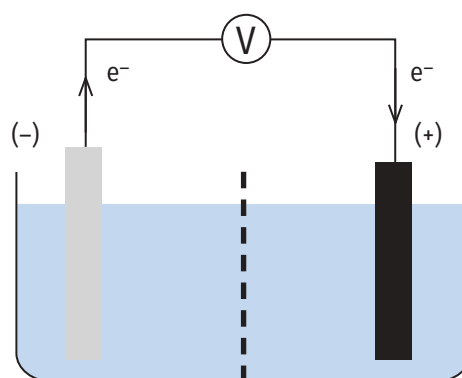


Fig. 14. Comparație între o celulă de electroliză și o celulă galvanică

REȚIN

- Electroliza reprezintă procesul de transformare a unei substanțe sub acțiunea curentului electric continuu.
- La catod are loc procesul de reducere, iar la anod are loc procesul de oxidare.
- Descărcarea ionilor la electrozi (la anod, oxidarea anionilor, iar la catod, reducerea cationilor) asigură închiderea circuitului electric prin soluția sau topitura electroliților.
- La electroliza topiturii de clorură de sodiu, ionii Na^+ se reduc, iar ionii Cl^- se oxidează. Reacția chimică totală este: $2\text{NaCl} \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$.

Aplic



1. Asociază termenii din coloana A cu definițiile corespunzătoare din coloana B.

A	B
A. Anod	a. Electrod conectat la borna negativă a sursei de curent
B. Catod	b. Electrod conectat la borna pozitivă a sursei de curent
C. Conducători metalici	c. Substanță care conduce curentul electric prin intermediul ionilor
D. Electroliți	d. Elemente care asigură conexiunea electrică între componentele montajului
	e. Sursă de curent continuu

2. Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):

- Electroliza topiturii de NaCl este un proces spontan.
- În timpul electrolizei topiturii de NaCl se consumă energie electrică.
- La catod are loc procesul de reducere.
- La electroliza topiturii de clorură de sodiu, la anod se formează sodiu.
- Prin electroliză, clorura de sodiu se descompune în sodiu și clor.
- La electroliza clorurii de sodiu, clorul se obține la anod.
- La electroliza clorurii de sodiu, sodiul se obține la catod.
- Procesul de oxidare are loc cu acceptare de electroni.
- Clorul se formează în urma reducerii ionilor clorură.
- În electroliza topiturii de NaCl , sodiul și clorul se obțin în raport molar 2:1.

MĂ INFORMEZ



Fig. 15. Michael Faraday

Michael Faraday (figura 15) (1791–1867) a fost un fizician și chimist englez, considerat unul dintre întemeietorii electromagnetismului și ai electrochimiei.

Faraday a descoperit inducția electromagnetică, arătând că un câmp magnetic variabil poate produce curent electric. Ideea sa stă la baza generatoarelor și transformatoarelor. A realizat și primele modele de motor electric, demonstrând că electricitatea poate produce mișcare. A contribuit la dezvoltarea electrochimiei, introducând termeni precum: electrod, electrolit, anod, catod și ion. A formulat legile electrolizei, arătând legătura dintre cantitatea de electricitate și masa de substanță depusă la electrozi.

Prima lege a electrolizei precizează că masa de substanță formată la electrozi este direct proporțională cu cantitatea de electricitate care trece prin electrolit, conform relației:

$$m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot t$$

unde: m = masa substanței (g), k = echivalentul electrochimic, Q = sarcina electrică (C), I = intensitatea curentului electric (A), t = timpul (s).

3. Alege răspunsul corect:

A. Electroliza reprezintă procesul prin care:

- a. o reacție chimică spontană produce curent electric;
- b. curentul electric determină desfășurarea unei reacții chimice;
- c. două soluții se amestecă și formează un precipitat;
- d. se accelerează o reacție cu ajutorul unui catalizator.

B. În timpul electrolizei, la catod are loc un proces de:

- a. oxidare; b. neutralizare; c. reducere; d. descompunere termică.

C. Prin electroliza topiturii de clorură de sodiu, la anod se formează:

- a. sodiu; b. hidrogen; c. clor; d. oxigen.

D. La electroliza topiturii de NaCl, ionii care migrează spre catod sunt:

- a. Cl^- ; b. Na^+ ; c. HO^- ; d. O^{2-} .

E. Ecuația reacției chimice care are loc la electroliza topiturii de clorură de sodiu este:

- a. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{HCl}$; c. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$;
- b. $2\text{NaCl} \rightarrow 2\text{Na} + \text{Cl}_2$; d. $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$.

4. O probă de sare cu masa de 234 g conține 85% clorură de sodiu. Proba este supusă electrolizei în stare topită. Randamentul procesului de electroliză este 80%.

- a. Scrie ecuațiile reacțiilor care au loc la electrozi.
- b. Calculează masa de sodiu care se obține.
- c. Calculează numărul de molecule de clor obținute.

5. Se obține clor prin electroliza topiturii de clorură de sodiu. Clorul rezultat este folosit la prepararea a 300 kg de soluție de acid clorhidric de concentrație procentuală de masă 36,5%.

- a. Scrie ecuațiile reacțiilor chimice care au loc la electrozi și precizează natura celor doi electrozi folosiți în procesul industrial de electroliză.
- b. Determină masa de clorură de sodiu de puritate 96% folosită la electroliză.

6. Într-o instalație industrială de electroliză a topiturii de clorură de sodiu, zona anodică este separată de zona catodică printr-o diafragmă. Se supune electrolizei topitura unui amestec format din clorură de sodiu și clorură de calciu în raport molar de 1:3.

- a. Explică rolul clorurii de calciu în amestecul electrolitic.
- b. Explică rolul diafragmei din instalație.
- c. Calculează masa amestecului de cloruri din care se pot obține 690 kg de sodiu cu un randament de 96%.

7. Prin electroliza unei probe de clorură de sodiu se obțin 53,25 g de clor gazos, cu un randament de 75%.

- a. Calculează masa de clorură de sodiu de puritate 90% care a fost supusă electrolizei.
- b. Calculează masa soluției de acid clorhidric de concentrație 20% care se poate obține din clorul rezultat prin electroliză.

Portofoliul meu

Electroliza are multe aplicații, de exemplu este utilizată pentru a reduce oxizii metalici la metale și pentru placări metalice.

Realizează o fișă de portofoliu cu tema „Aplicațiile electrolizei în obținerea metalelor”. În fișă vei prezenta definiția electrolizei, rolul său în obținerea metalelor din compuși, utilizarea electrolizei pentru placarea metalelor, exemple relevante, imagini sau scheme și o concluzie personală. La final, notează sursele folosite.

Adaugă această fișă în portofoliul tău.

Recapitulare

Oxidarea este procesul prin care o specie chimică cedează electroni și își mărește numărul de oxidare. Specia chimică ce se oxidează este agent reducător.

Reducerea este procesul prin care o specie chimică acceptă electroni și își micșorează numărul de oxidare. Specia chimică ce se reduce este agent oxidant.

O **reacție redox** are loc prin transfer de electroni de la agentul reducător la agentul oxidant. Producții de reacție conțin elementele chimice aflate în alte stări de oxidare ceea ce determină culori diferite ale acestora față de reactanții din care provin.

Etapile stabilirii coeficienților ecuației unei reacții redox:

1. Se scriu formulele reactanților și ale produșilor de reacție.
2. Se stabilesc numerele de oxidare pentru toate elementele chimice din reactanți și din produșii de reacție.
3. Se identifică elementele al căror număr de oxidare se modifică.
4. Se scriu procesele de oxidare și de reducere și se amplifică cele două procese, astfel încât numărul de electroni cedați să fie egal cu numărul de electroni acceptați.
5. Se stabilesc coeficienții stoechiometrici pentru substanțele ce conțin elemente care și-au modificat numărul de oxidare prin scrierea numerelor folosite la amplificare în fața formulelor substanțelor.
6. Se aplică legea conservării numărului de atomi și se stabilesc toți coeficienții stoechiometrici.

Reacțiile redox se aplică pentru transformarea energiei chimice în energie electrică (pile electrice) și pentru transformarea energiei electrice în energie chimică (electroliză).

Pilele electrice sunt dispozitive prin care energia chimică se transformă în energie electrică prin reacții redox care se produc spontan. La anod (–) are loc oxidarea, la catod (+) are loc reducerea, iar electronii circulă prin circuitul exterior de la anod la catod.

Pila Daniell transformă energia chimică în energie electrică prin reacția spontană dintre zinc și ionii de cupru.

Acumulatorul cu plumb funcționează pe baza reacției redox dintre plumb, dioxid de plumb și acid sulfuric. Pila este reîncărcabilă și este utilizată la autoturisme.

Bateria litiu-ion este o pilă reîncărcabilă în care energia electrică este produsă prin deplasarea ionilor de litiu între anod și catod. Bateria litiu-ion se utilizează, pentru alimentarea dispozitivelor care necesită o sursă de energie ușoară, reîncărcabilă și cu densitate energetică ridicată, eficiență mare și durată lungă de funcționare.

Electroliza reprezintă procesul de transformare a unei substanțe sub acțiunea curentului electric continuu. La catod are loc procesul de reducere, iar la anod are loc procesul de oxidare. Descărcarea ionilor la electrozi (la anod oxidarea anionilor, iar la catod reducerea cationilor) asigură închiderea circuitului electric prin soluția sau topitura electroliților.

Evaluare

1. Alege răspunsul corect:

10 puncte (2 p. x 5)

A. În reacția: $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ substanța cu rol de agent reducător este:

- a. CuO; b. Cu; c. H_2 ; d. H_2O .

B. În reacția dintre zinc și sulfat de cupru (II) substanța care se oxidează este:

- a. Zn; b. CuSO_4 ; c. ZnSO_4 ; d. Cu.

C. În pila Daniell electrodul la care are loc reducerea este:

- a. electrodul de Zn; b. electrodul de Cu; c. anodul; d. electrodul negativ.

D. La electroliza topiturii de clorură de sodiu substanța obținută la catod este:

- a. Cl_2 ; b. Na; c. NaOH; d. H_2 .

E. La electroliza topiturii de clorură de sodiu, la anod are loc:

- a. reducerea ionilor de sodiu; b. oxidarea ionilor de clor; c. formarea hidrogenului; d. reducerea clorului molecular.

2. În reacția acidului sulfhidric cu acidul sulfuros rezultă sulf și apă.

20 puncte (10 p. x 2)

a. Scrie ecuația reacției chimice și explică transferul de electroni care are loc.

b. Calculează masa de acid sulfhidric cu 10% impurități supusă reacției, dacă s-au obținut 28,8 g de sulf.

3. Se consideră o pilă electrică formată dintr-un electrod de zinc introdus într-o soluție de sulfat de zinc și un electrod de cupru introdus într-o soluție de sulfat de cupru.

20 puncte (10 p. x 2)

a. Scrie procesele care au loc la electrozi când această pilă generează curent electric.

b. Determină cu cât crește masa electrodului de cupru, dacă masa electrodului de zinc scade cu 1,04 g.

4. **Se prepară clor prin reacția acidului clorhidric cu 200 g de dioxid de mangan de puritate 87%. 20 puncte (10 p. x 2)**
 a. Scrie ecuația reacției chimice și explică transferul de electroni care a avut loc.
 b. Calculează masa de clor care se obține, știind că randamentul reacției este de 90%.
5. **Obținerea industrială a sodiului are la bază electroliza clorurii de sodiu topite. Se supun electrolizei 234 kg de clorură de sodiu de puritate 85%. 20 puncte (5p x 4)**
 a. Scrie ecuația reacției care are loc la electroliza topiturii de clorură de sodiu.
 b. Calculează masa de hidroxid de sodiu care conține aceeași cantitate de sodiu precum cea obținută prin electroliză.
 c. Calculează cantitatea de clor obținut.
 d. Calculează masa de soluție de acid clorhidric de concentrație procentuală de masă 20% care s-ar putea obține din clorul rezultat.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Recunosc reacțiile cu modificarea numărului de oxidare întâlnite în procese naturale sau tehnologice/industriale.					
Reprezint procesele chimice care au loc în reacții cu modificarea numărului de oxidare.					
Utilizez conceptele specifice și algoritmi de lucru în activități experimentale în care sunt implicate reacții cu modificarea numărului de oxidare.					
Formulez, în termeni specifici chimiei, explicații și concluzii privind desfășurarea reacțiilor cu modificarea numărului de oxidare.					
Rezolv probleme de calcul stoichiometric pe baza ecuației unei reacții redox.					

Proiect – Cum pot substanțele oxidante și reducătoare să influențeze mediul și viața?

Ce vei face?

Vei identifica exemple de substanțe oxidante și reducătoare întâlnite în viața de zi cu zi, vei explica influența acestor substanțe asupra mediului și a oamenilor și vei formula concluzii privind efectele lor benefice și nocive.

De ce vei face?

Pentru a înțelege rolul substanțelor oxidante și reducătoare în procesele chimice din natură și din organism. Vei conștientiza impactul lor asupra mediului, a vieții și vei dezvolta o atitudine responsabilă față de sănătate și protecția mediului.

Cum vei face?

I. Vei forma o echipă împreună cu alți trei colegi și vă veți împărți sarcinile de lucru.

II. Veți alege metodele de documentare: documentare individuală; observare directă; analiza informațiilor; realizarea unui material scris.

III. Veți folosi surse de documentare variate: manualul de chimie; site-uri educaționale și științifice; articole online despre substanțe oxidante și reducătoare, poluare și intoxicații.

IV. Veți colecta informațiile din sursele alese și veți identifica exemple de substanțe oxidante și reducătoare, precum oxigenul, monoxidul de carbon, dioxidul de sulf, clorul, rugina sau substanțele implicate în ardere și respirație.

V. Veți analiza și compara informațiile obținute și veți

identifica efectele pozitive și negative ale acestor substanțe asupra mediului și vieții. Veți urmări, de exemplu, cum unele substanțe susțin procese esențiale, iar altele pot provoca poluare, intoxicații sau distrugerea echilibrului natural.

VI. Veți formula una sau mai multe concluzii pe baza informațiilor selectate. Substanțele oxidante și reducătoare au un rol important în viață și în mediu, dar utilizarea sau apariția lor necontrolată poate avea efecte grave asupra sănătății oamenilor și asupra naturii.

VII. Veți prezenta în fața clasei informațiile și concluziile sub formă de poster/prezentare multimedia (PowerPoint, Prezi etc.). Prezentarea va dura 10 minute.

Cum vei ști că ai reușit?

Criterii de autoevaluare	Realizat
Au fost respectate toate cerințele.	
Conținutul prezentat a fost corect din punct de vedere științific.	
Concluziile proiectului au fost relevante.	
Prezentarea a fost clară și ușor de urmărit.	
S-a respectat încadrarea în timpul alocat.	

UNITATEA 3

Învelișul de electroni al atomului. Caracter metalic. Caracter nemetalic

3.1 Învelișul de electroni al atomului • 3.2 Configurația electronică a elementelor chimice din perioadele 1, 2 și 3 ale Tabelului periodic • 3.3 Corelația dintre structura învelișului de electroni și poziția elementului în Tabelul periodic • 3.4 Rază atomică. Variația razei atomice pentru elementele chimice din grupele principale • 3.5 Raza ionică • 3.6 Caracter metalic. Variația caracterului metalic în perioadă • 3.7 Caracter nemetalic. Variația caracterului nemetalic în grupă și în perioadă

ÎMI AMINTESC

- Atomul este cea mai mică particulă dintr-o substanță simplă care păstrează individualitatea acesteia.
- Particulele care alcătuiesc un atom se numesc particule subatomice; dintre acestea, protonii, neutronii și electronii sunt considerați particule fundamentale.

Caracteristicile particulelor fundamentale

Proton (p^+)

Masa reală (kg): $1,6726 \cdot 10^{-27}$

Masa relativă: 1

Sarcina electrică reală (C):

$+1,6021 \cdot 10^{-19}$

Sarcina electrică relativă: +1

Neutron (n^0)

Masa reală (kg): $1,6749 \cdot 10^{-27}$

Masa relativă: 1

Sarcina electrică reală (C): 0

Sarcina electrică relativă: 0

Electron (e^-)

Masa reală (kg): $9,1091 \cdot 10^{-31}$

Masa relativă: $1/1835$

neglijabilă

Sarcina electrică reală (C):

$-1,6021 \cdot 10^{-19}$

Sarcina electrică relativă: -1

- Numărul de protoni din nucleu este egal cu numărul de electroni din învelișul de electroni, atomul fiind neutru din punct de vedere electric.

3.1 Învelișul de electroni al atomului

- Cum ar arăta un atom dacă am putea să-l vedem?
- Cum putem descrie „adresa” unui electron într-un atom?

Învăță



Totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului unui atom formează învelișul de electroni al atomului.

În mișcarea lor rapidă în jurul nucleului, electronii nu urmează traiectorii precise. Cu toate acestea, electronii pot fi găsiți cu mare probabilitate în anumite regiuni ale spațiului din jurul nucleului formând o zonă de electricitate negativă, ca un nor electronic, numită orbital.

Orbitalul este spațiul din jurul nucleului în care electronul se găsește cu probabilitate maximă.

Pe lângă mișcarea în jurul nucleului, electronul are și o mișcare în jurul axei sale, numită mișcare de spin (figura 1). Mișcarea de spin se poate produce în două sensuri opuse (figura 2).

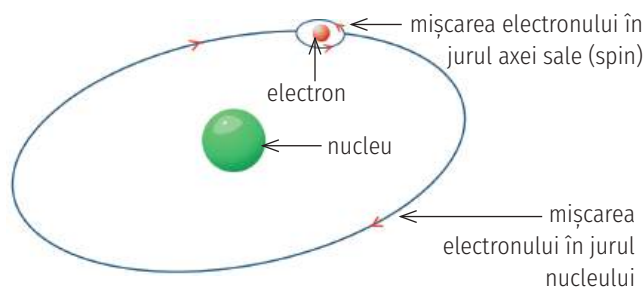


Fig. 1. Mișcarea electronului în jurul nucleului și în jurul axei sale

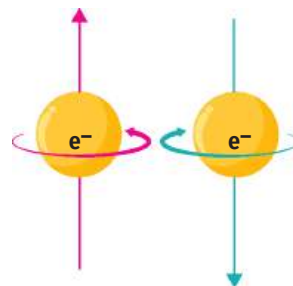


Fig. 2. Reprezentarea mișcării de spin

Un orbital poate fi ocupat de maximum doi electroni, care au *spin opus*. Electronii care ocupă împreună un orbital se numesc electroni cuplați. Un orbital ocupat cu doi electroni de spin opus se reprezintă simbolic astfel: $\uparrow\downarrow$

Se cunosc patru tipuri de orbitali, notați: s, p, d, f, care se deosebesc între ei prin formă, energie și orientare în spațiu.

Orbitalii cu aceeași formă și aceeași energie formează un **substrat**.

- Un substrat s este format dintr-un orbital s și poate fi ocupat cu maximum 2 electroni. Fiecare strat conține un substrat s.

- Un substrat p este format din trei orbitali p și poate fi ocupat cu maximum 6 electroni. Substratul de tip p apare începând cu al doilea strat.

- Un substrat d este format din cinci orbitali d și poate fi ocupat cu maximum 10 electroni. Substratul de tip d apare începând cu al treilea strat.

- Un substrat f este format din șapte orbitali f și poate fi ocupat cu maximum 14 electroni. Substratul de tip f apare începând cu al patrulea strat.

Substraturile sunt grupate în **straturi electronice**. Substraturile unui strat se deosebesc prin nivelul de energie și prin numărul maxim de electroni pe care îi pot conține. Într-un strat, energia orbitalilor crește în ordinea:



Învelișul de electroni este structurat în șapte straturi electronice, notate cu litere: K, L, M, N, O, P, Q sau cu cifre de la 1 la 7 în ordinea creșterii energiei lor, de la nucleu spre exterior.

Un strat n poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni.

În tabelul 1 este prezentată structura primelor patru straturi electronice.

Strat	Substraturi	Număr de orbitali din substrat	Nr. maxim de electroni din substrat	Nr. maxim de electroni din strat
1(K)	1s	1 orbital s	2	2
2(L)	2s	1 orbital s	2	8
	2p	3 orbitali p	6	
3(M)	3s	1 orbital s	2	18
	3p	3 orbitali p	6	
	3d	5 orbitali d	10	
4(N)	4s	1 orbital s	2	32
	4p	3 orbitali p	6	
	4d	5 orbitali d	10	
	4f	7 orbitali f	14	

Tabelul 1. Structura primelor patru straturi electronice

Numărul de electroni dintr-un substrat al unui strat electronic se notează ca exponent al literei care arată tipul orbitalului.

nr. strat $\rightarrow$ **na^x** $\leftarrow$ nr. de electroni din substrat
 $\leftarrow$ tipul de orbital

Structura învelișului de electroni este descrisă de modul în care electronii sunt organizați pe straturi, substraturi și orbitali. Această organizare stă la baza proprietăților chimice ale elementelor.

REȚIN

- Învelișul de electroni este format din totalitatea electronilor care se rotesc în jurul nucleului.
- Electronii din învelișul electronic al unui atom sunt repartizați pe straturi. Fiecare strat este format din unul sau mai multe substraturi. Substraturile sunt formate din orbitali de același tip și aceeași energie.
- Într-un strat, energia orbitalilor crește în ordinea: s, p, d, f.
- Un strat n poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni.

ÎMI AMINTESC

- Unitatea de măsură pentru cantitatea de substanță în S.I. este molul.
- Molul reprezintă cantitatea de substanță, exprimată în grame, care conține N_A particule (atomi, molecule, ioni).
- N_A reprezintă numărul lui Avogadro și are valoarea $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- Numărul de moli de substanță se notează cu n și se calculează folosind relația: $n = \frac{m}{M}$, unde: m – masa de substanță (g); M – masa molară (g/mol)
- Numărul de particule, N , din n moli de substanță se calculează: $N = n \cdot N_A$
- Masele reale (absolute) ale atomilor, fiind foarte mici, sunt înlocuite cu masele atomice relative, adică masele atomilor raportate la unitatea atomică de masă.
- Unitatea atomică de masă (notată cu u sau u.a.m.) este egală cu a 12-a parte din masa unui atom al izotopului de carbon $^{12}_6\text{C}$.
 $1 \text{ u.a.m.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

MĂ INFORMEZ

Orbitalul de tip s are formă sferică (figura 3 a), considerând centrul sferei în nucleul atomului. Cei trei orbitali p au formă bilobară și sunt orientați de-a lungul celor trei axe de coordonate: p_x , p_y și p_z . Un orbital p are doi lobi egali (figura 3 b) despărțiți de un plan nodal. Orbitalii d (figura 3 c) și f au forme mai complicate.

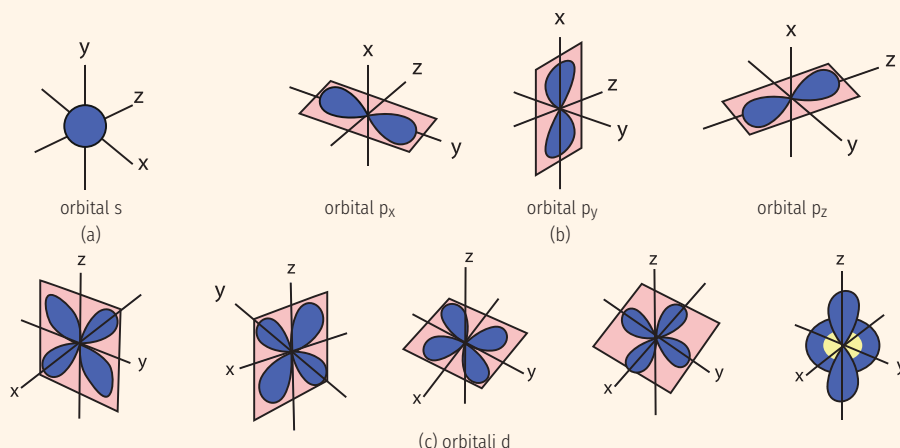


Fig. 3. Geometria orbitalilor s (a), p (b), d (c)

MĂ INFORMEZ



Evoluția modelelor

atomice a fost marcată de descoperiri succesive, fiecare model a permis o înțelegere mai bună a structurii atomului.

- Modelul Dalton (1808) considera atomul o sferă indivizibilă, solidă, caracterizată printr-o masă proprie (figura 4).
- Modelul Thomson (1904) reprezintă atomul ca o sferă cu sarcină pozitivă în care sunt încorporate sarcini negative, asigurând neutralitatea electrică (figura 5).
- Modelul Rutherford (1911) precizează existența unui nucleu mic, dens și pozitiv în centru, în jurul căruia electronii se rotesc, similar planetelor în jurul Soarelui (figura 6).
- Modelul Bohr (1913) prevede că electronii se mișcă pe orbite, la anumite distanțe de nucleu (figura 7).
- Modelul Schrödinger (1926) înlocuiește noțiunea de orbită cu cea de orbital, zonă în care există o probabilitate mare de a găsi electronul (figura 8).

Aplic

1. **Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F).**
 - a. Electronii de spin opus se mișcă în jurul nucleului în sensuri opuse.
 - b. Orbitalii sunt nori de electricitate negativă în care electronul se găsește cu probabilitate maximă.
 - c. Orbitalii unui substrat au aceeași formă și aceeași energie.
 - d. Energia substraturilor unui strat scade în ordinea: $ns > np > nd > nf$.
 - e. Numărul maxim de electroni dintr-un strat este egal cu n^2 , unde n este numărul stratului.
 - f. Orbitalii de tip d apar începând cu stratul 3.

2. **Asociază cifrele corespunzătoare tipului de substrat din coloana A cu literele corespunzătoare numărului maxim de electroni din coloana B.**

A	B
I. substrat s	a. 14 electroni
II. substrat p	b. 10 electroni
III. substrat d	c. 8 electroni
IV. substrat f	d. 6 electroni
	e. 2 electroni

3. **Aranjează în ordinea descrescătoare a energiei următoarele substraturi:**
2s, 3s, 4s, 1s, 4p, 3p, 3d, 2p.
4. **Alege varianta corectă.**
 - A. Al doilea strat al învelișului electronic al unui atom conține:
 - a. 2 orbitali s;
 - b. 2 orbitali p;
 - c. un orbital s și trei orbitali p;
 - d. 2 orbitali s și 2 orbitali p.
 - B. Numărul maxim de electroni care pot fi plasați în stratul M este:
 - a. 18;
 - b. 16;
 - c. 32;
 - d. 34.
 - C. Un substrat d este format din x orbitali d și poate fi ocupat cu maximum y electroni; x și y au valorile:
 - a. $x = 3, y = 6$;
 - b. $x = 5, y = 10$;
 - c. $x = 6, y = 12$;
 - d. $x = 7, y = 14$.
 - D. Stratul 4 este format din următoarele substraturi:
 - a. 4s;
 - b. 4s, 4p;
 - c. 4s, 4p, 4d;
 - d. 4s, 4p, 4d, 4f.
5. **Se consideră următoarele notații ale unor substraturi ocupate cu electroni: $1s^3, 2p^4, 3f^7, 3d^{10}$.**
Precizează care dintre notații sunt corecte. Argumentează alegerea făcută.
6. **Elementul X este un metal ai cărui ioni contribuie la menținerea unui ritm cardiac regulat și a unei tensiuni arteriale normale. Masa unui atom al elementului X este de $6,474 \cdot 10^{-23}$ g.**
 - a. Calculează masa atomică relativă a elementului X.
 - b. Calculează numărul de moli cuprinși în 19,5 kg de element X.



Fig. 4. Modelul Dalton

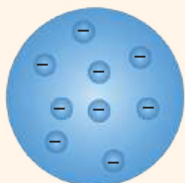


Fig. 5. Modelul Thomson

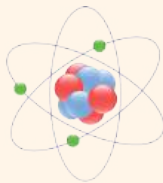


Fig. 6. Modelul Rutherford

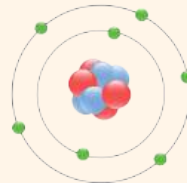


Fig. 7. Modelul Bohr



Fig. 8. Modelul Schrödinger

3.2 Configurația electronică a elementelor chimice din perioadele 1, 2 și 3 ale Tabelului periodic

- Cum se completează straturile și substraturile cu electroni?
- Prin ce se deosebesc configurațiile electronice ale elementelor din perioadele 1, 2, 3 și 4?
- Putem afla, pe baza numărului atomic, modul de distribuție a electronilor într-un atom?

Învăț



Distribuția electronilor din învelișul electronic al unui atom în straturi, substraturi și orbitali se numește **configurație electronică**.

Electronii sunt atrași de nucleu prin forțe electrostatice care cresc odată cu scăderea distanței față de nucleu. De aceea, electronii au tendința de a ocupa orbitalii cu cea mai mică energie pentru o stabilitate maximă. Această tendință este limitată, deoarece fiecare strat poate fi ocupat de un număr determinat de electroni.

Reguli de ocupare cu electroni a învelișului de electroni:

1. Orbitalii se ocupă cu electroni în ordinea crescătoare a energiei lor (*Principiul stabilității sau al minimei energii*).

2. Fiecare orbital al unui atom poate fi ocupat cu maximum doi electroni de spin opus (*Principiul de excluziune al lui Pauli*).

3. Orbitalii de aceeași energie ai unui substrat se ocupă, cu câte un electron de spin paralel și numai după semiocuparea totală are loc ocuparea cu al doilea electron de spin opus (*Regula lui Hund*).

Diagrama din figura 1 indică ordinea completării cu electroni a orbitalilor atomici:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.

Atomul de hidrogen, **H (Z = 1)**, are un singur electron în învelișul electronic. Acesta ocupă orbitalul cel mai apropiat de nucleu, cu energia cea mai joasă, orbitalul 1s.

Configurația electronică a atomului de hidrogen este notată **1s¹** și reprezentată: $\uparrow$

Elementul cu numărul atomic **Z = 2** este **He**. Cei doi electroni fiind de spin opus ocupă orbitalul 1s care, conform principiului lui Pauli, poate fi ocupat cu maximum doi electroni.

Configurația electronică a atomului de heliu se notează: **1s²** și se reprezintă: $\uparrow\downarrow$

Stratul 1(K) se completează cu numărul maxim de doi electroni. Atomul de heliu are o *structură de dublet*, care asigură o stabilitate chimică deosebită.

energie

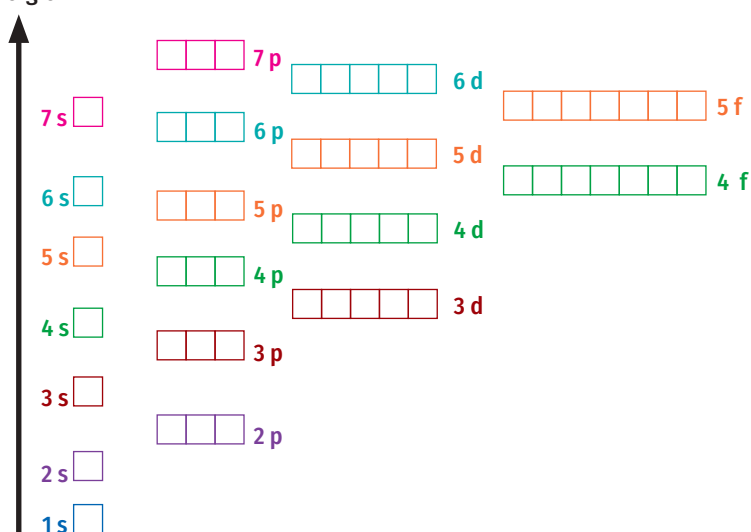


Fig. 1. Diagrama nivelurilor de energie ale orbitalilor atomici

Electronul prin care se diferențiază configurația electronică a două elemente consecutive în Tabelul periodic se numește **electron distinctiv**.

La următorul element, Li, învelișul electronic al atomului conține trei electroni. Doi electroni ocupă orbitalul 1s, al treilea electron ocupă următorul orbital, cu energie minimă, 2s.

Configurația electronică a atomului de Li este: **1s²2s¹** și se poate reprezenta ca în figura 2.



Fig. 2. Configurația electronică a atomului de litiu

MĂ INFORMEZ

Succesiunea ocupării cu electroni a nivelurilor de energie este ilustrată în schema din figura 3.

Săgețile diagonale indică ordinea în care electronii ocupă orbitalii, de la energie mai mică la energie mai mare.

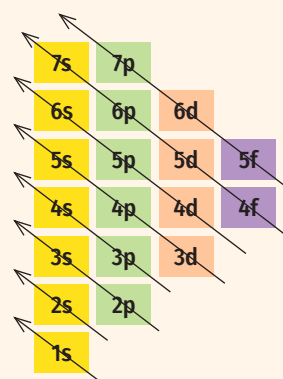


Fig. 3. Succesiunea ocupării cu electroni a substraturilor

Atomul de beriliu, **Be** ($Z = 4$), are electronul distinctiv în orbitalul 2s, ocupat cu 2 electroni (figura 5). Configurația electronică a atomului de Be este: $1s^2 2s^2$.

În atomul de bor, **B** ($Z = 5$), electronul distinctiv este plasat în orbitalul 2p (figura 6). Configurația electronică a atomului de B este: $1s^2 2s^2 2p^1$.

La atomul de carbon, **C** ($Z = 6$) electronul distinctiv ocupă unul din cei trei orbitali p ai substratului 2p, respectând regula Hund. Configurația electronică a atomului de C se scrie: $1s^2 2s^2 2p^2$ și este reprezentată în figura 7.

Configurația electronică a atomului de neon, $_{10}\text{Ne}$, este: $1s^2 2s^2 2p^6$. Atomul de neon are 8 electroni pe ultimul strat (figura 8), adică structură de octet. Această structură îi conferă o stabilitate chimică deosebită.

Configurațiile $1s^2$ (doublet) pe primul strat și $ns^2 np^6$ (octet) pentru $n = 2, 3, 4, 5, 6$ sunt configurații stabile de gaz nobil.

La atomul de sodiu, electronul distinctiv este plasat în orbitalul 3s din stratul 3(M).

Configurația electronică a atomului de **Na** ($Z = 11$) este: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Configurația electronică a atomului de sodiu se poate reprezenta, mai simplu, ținând seama de configurația gazului nobil care se află înaintea lui, $_{10}\text{Ne}$ ($1s^2 2s^2 2p^6$). Straturile 1 și 2, complet ocupate cu electroni, corespund configurației neonului. Configurația atomului de sodiu se poate scrie: **[Ne] $3s^1$** . Această scriere pune în evidență structura ultimului strat din învelișul electronic al atomului de sodiu.

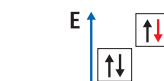


Fig. 5. Configurația electronică a atomului de beriliu

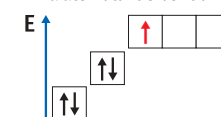


Fig. 6. Configurația electronică a atomului de bor

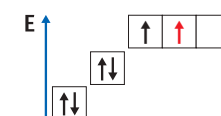


Fig. 7. Configurația electronică a atomului de carbon

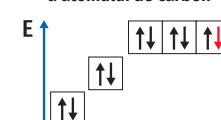


Fig. 8. Configurația electronică a atomului de neon

MĂ INFORMEZ

Wolfgang Pauli (figura 4) a fost un fizician teoretician austriac, cunoscut pentru formularea principiului de excluziune și pentru contribuțiile sale fundamentale la dezvoltarea mecanicii cuantice. În anul 1945 a primit Premiul Nobel pentru Fizică.



Fig. 4. Wolfgang Pauli (1900-1958)

Descopăr

Se dau următoarele elemente chimice: Mg ($Z = 12$), Al ($Z = 13$), Si ($Z = 14$), P ($Z = 15$), S ($Z = 16$), Cl ($Z = 17$), Ar ($Z = 18$).

- Scrie configurația electronică pentru atomii fiecărui element chimic.
- Indică numărul de electroni de pe ultimul strat pentru atomii fiecărui element chimic.
- Identifică elementul ai cărui atomi au substratul 3p semiocupat.
- Identifică elementul ai cărui atomi au configurația de gaz nobil.
- Indică elementele ai căror atomi, în stare fundamentală, au doi electroni necuplați.

REȚIN

- Distribuția electronilor care formează învelișul electronic al unui atom, în straturi, substraturi și orbitali, se numește configurație electronică.
- La stabilirea configurației electronice se respectă: principiul stabilității sau al minimei energii, principiul de excluziune al lui Pauli, regula lui Hund.
- Ordinea ocupării orbitalilor cu electroni este următoarea: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p.
- Configurațiile $1s^2$ (doublet) pe primul strat și $ns^2 np^6$ (octet) pentru $n = 2, 3, 4, 5, 6$ sunt configurații stabile.

Aplic



1. **Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - a. Atomul de magneziu, $_{12}\text{Mg}$, are electronul distinctiv într-un orbital s.
 - b. Toți atomii care au doi electroni pe ultimul strat prezintă configurație stabilă de doublet.
 - c. Energia substratului 3s este mai mare decât energia substratului 3p.
 - d. Atomul de fosfor, $_{15}\text{P}$, are trei orbitali monoelectronici.
 - e. Regula lui Hund se referă la numărul maxim de electroni care pot exista într-un orbital.

2. Asociază cifrele corespunzătoare configurațiilor electronice din coloana A cu literele corespunzătoare caracteristicilor din coloana B.

A	B
I. $1s^2 2s^2 2p^3$	a. 2 orbitali monoelectronici
II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	b. configurație stabilă de octet
III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	c. 5 orbitali
IV. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	d. 5 electroni pe ultimul strat
V. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	e. 3 electroni în stratul 3
	f. 4 substraturi

3. Se dau următoarele elemente chimice: ${}_6\text{C}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{17}\text{Cl}$. Pe baza configurației electronice, indică:

- numărul de orbitali monoelectronici ai atomului de carbon;
- numărul de substraturi pentru atomul de clor;
- numărul de orbitali complet ocupați cu electroni ai atomului de magneziu;
- numărul de electroni plasați în orbitali p din 5,4 g de aluminiu.

4. Precizează configurația electronică și numărul atomic pentru elementele ai căror atomi au:

- 6 electroni s și 9 electroni p;
- 5 electroni s;
- 7 orbitali dielectronici;
- $48,176 \cdot 10^{23}$ electroni p într-un mol de atomi;
- $36,132 \cdot 10^{23}$ electroni s și $42,154 \cdot 10^{23}$ electroni p într-un mol de atomi.

5. Într-un amestec echimolecular format din 4,5 mol conținând atomii a trei elemente consecutive E_1 , E_2 și E_3 , se află $189,693 \cdot 10^{23}$ electroni. Determină numerele atomice ale celor trei elemente și indică configurațiile lor electronice.

6. Precizează care din următoarele afirmații, referitoare la atomul de sulf ($Z = 16$, $A = 32$), sunt corecte:

- Are pe ultimul strat configurație stabilă de octet.
- Are doi orbitali monoelectronici.
- Are configurația electronică $[\text{Ar}] 3s^2 3p^4$.
- În 6,4 g de sulf se găsesc $72,264 \cdot 10^{22}$ electroni s.

7. Se consideră elementele X_1 , X_2 , X_3 despre care se cunosc următoarele informații: elementele X_1 și X_2 , despărțite prin 4 căsuțe în Tabelul periodic al elementelor, se află în aceeași perioadă și au raportul numerelor atomice $Z_{X_1} : Z_{X_2} = 0,375$; elementul X_3 are numărul atomic cu 10 unități mai mare decât numărul atomic al elementului X_2 . Determină:

- numerele atomice ale elementelor X_1 , X_2 , X_3 ;
- configurațiile electronice ale elementelor identificate;
- numărul de electroni situați în orbitali de tip p din 0,2 mol de atomi ai elementului X_3 .

8. În 0,5 mol de atomi ai unui element chimic E se găsesc $5 N_A$ electroni plasați în orbitali p. Determină:

- numărul de electroni p dintr-un atom al elementului E;
- configurația electronică a atomului elementului E;
- numărul atomic al elementului E;
- numărul de electroni situați în orbitali de tip s din 2 mol de atomi ai elementului E.

MĂ INFORMEZ

Friedrich Hund (figura 9) a fost un fizician german, cunoscut mai ales pentru contribuțiile sale la structura atomului și mecanica cuantică. Prin studiile sale asupra structurii electronice a atomilor și moleculelor, Hund a formulat regula care îi poartă numele, un principiu fundamental folosit pentru descrierea ocupării orbitalilor de către electroni.

A contribuit și la dezvoltarea teoriei moleculelor, mai ales prin idei importante despre legăturile chimice și despre comportamentul electronilor în molecule.



Fig. 9. Friedrich Hund (1896-1997)

MĂ INFORMEZ

Lantanide și actinide

- Lantanidele sunt elementele din seria lantan-lutețiu.
- Actinidele sunt elementele din seria actiniu-lawrenciu.
- Nivelurile energetice complet ocupate (f^{14}) sau semioocupate (f^7) au stabilitate mai mare.

ÎMI AMINTESC

- **D.I. Mendeleev** este primul chimist care a reușit să aranjeze elementele cunoscute în ordinea crescătoare a masei lor atomice, într-un tabel unde elementele cu proprietăți asemănătoare se găseau unele sub altele.
- După descoperirea structurii atomului s-a constatat că proprietățile elementelor depind de numărul atomic Z.
- La baza elaborării Tabelului periodic stă legea periodicității: proprietățile fizice și chimice ale elementelor se repetă în mod periodic, în funcție de numărul atomic Z.
- Tabelul periodic este alcătuit din perioade și grupe. Perioadele se notează cu cifre arabe de la 1 la 7. Elementele din perioadele 2-7 sunt cuprinse între două gaze nobile succesive. Grupele se notează cu cifre arabe de la 1 la 18, de la stânga la dreapta, conform recomandării IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*). Grupele 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 și 18 sunt grupe principale, în notația veche CAS (Chemical Abstracts Service), fiind notate IA–VIIIA, iar grupele 3–12 sunt grupe secundare fiind notate IIB–VIIIB, IB, IIB.

3.3 Corelația dintre structura învelișului de electroni și poziția elementului în Tabelul periodic

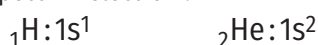
- De ce elementele chimice sunt așezate într-o anumită ordine în Tabelul periodic?
- De ce elementele din aceeași grupă au proprietăți asemănătoare?
- Se poate determina poziția unui element în Tabelul periodic dacă se cunoaște configurația sa electronică?

Învăț



Actualul Tabel periodic conține 118 elemente chimice, aranjate în ordinea crescătoare a numerelor atomice Z, fiind distribuite în șiruri orizontale numite perioade și coloane numite grupe.

Perioada 1 cuprinde două elemente, H și He, la care se completează primul strat cu 1, respectiv 2 electroni.



Perioada 2 cuprinde 8 elemente care au în curs de completare al doilea strat. Primul element este Li, un metal alcalin, iar ultimul element este Ne, un gaz rar.

${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
$1s^22s^1$	$1s^22s^2$	$1s^22s^22p^1$	$1s^22s^22p^2$	$1s^22s^22p^3$	$1s^22s^22p^4$	$1s^22s^22p^5$	$1s^22s^22p^6$

Perioada 3 cuprinde 8 elemente, care au în curs de completare al treilea strat. Primul element este Na, un metal alcalin și ultimul element este argonul, un gaz rar.

Perioadele 4 și 5 cuprind câte 18 elemente, care au în curs de completare straturile 4 și 5.

Perioada 6 cuprinde 32 de elemente, care au în curs de completare stratul 6. Elementele cu numărul atomic cuprins între 58 și 71, la care electronul distinctiv ocupă orbitali 4f aflați în interiorul învelișului electronic, formează o familie de elemente numită **lantanide**. Lantanidele sunt metale moi, reactive, cu proprietăți chimice asemănătoare.

Perioada 7 cuprinde 32 de elemente, care au în curs de completare stratul 7. Elementele cu numărul atomic cuprins între 90 și 103, la care electronul distinctiv ocupă orbitali 5f aflați în interiorul învelișului electronic, formează o familie de elemente numită **actinide**. Actinidele sunt metale grele, radioactive, majoritatea instabile.

Pentru ca perioadele 6 și 7 să nu fie mai lungi decât celelalte perioade din Tabelul periodic, lantanidele și actinidele au fost scrise în partea de jos a Tabelului periodic.

Elementele care au același număr de straturi ocupate cu electroni se găsesc în aceeași perioadă.

Cu excepția perioadei 1, fiecare perioadă începe cu un metal alcalin și se termină cu un gaz nobil. Perioada 1 începe cu hidrogenul, care este nemetal.

Elementele Li și Na, se află în grupa 1 (I A), grupa metalelor alcaline, și au configurațiile electronice:



La elementele Be și Mg, aflate în grupa 2 (II A), grupa metalelor alcalino-pământoase, ultimul strat este ocupat cu câte 2 electroni.



Și elementele din celelalte grupe principale au pe ultimul strat un număr de electroni egal cu cifra unităților din numărul grupei din care fac parte, așa cum se observă în tabelul 1.

Grupe	1 (I A)	2 (II A)	13 (III A)	14 (IV A)	15 (V A)	16 (VI A)	17 (VII A)	18 (VIII A)
Elementele din perioada 3	$_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$	$_{13}\text{Al}$	$_{14}\text{Si}$	$_{15}\text{P}$	$_{16}\text{S}$	$_{17}\text{Cl}$	$_{18}\text{Ar}$
Configurația atomilor elementelor din perioada 3	$[\text{Ne}] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
Nr. de electroni de pe ultimul strat	1	2	3	4	5	6	7	8

Tabelul 1. Configurația electronică a unor elemente din grupele principale

La elementele din grupele principale, electronul distinctiv este plasat într-un orbital s sau p.

Linia în zigzag din Tabelul periodic al elementelor separă, în mod convențional, elementele cu proprietăți de metale de cele cu proprietăți de nemetale. Elementele situate în partea stângă și centrală a tabelului sunt metale, caracterizate prin conductibilitate electrică și termică ridicată, maleabilitate și tendința de a ceda electroni. În partea dreaptă se află nemetalele, care au, în general, conductibilitate scăzută și tendința de a accepta electroni. De-a lungul liniei în zigzag se găsesc semimetalele (B, Si, Ge, As, Sb, Te), elemente cu proprietăți intermediare între metale și nemetale.

REȚIN

- Elementele chimice sunt așezate în Tabelul periodic în ordinea crescătoare a numărului atomic Z, respectând legea periodicității.
- Tabelul periodic este format din 18 grupe și 7 perioade.
- **Numărul perioadei** indică numărul de straturi ocupate cu electroni.
- **Cifra unităților din numărul grupei principale** indică numărul de electroni de pe ultimul strat.
- Grupele 1-12 conțin doar metale, cu excepția grupei 1 care conține și hidrogen, grupele 17 și 18 conțin doar nemetale, iar grupele 13-16 conțin nemetale, semimetale și metale.

Aplic

1. Asociază cifrele corespunzătoare configurațiilor electronice din coloana A cu literele corespunzătoare pozițiilor în Tabelul periodic din coloana B.

A	B
I. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	a. grupa 2 (II A), perioada 3
II. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	b. grupa 16 (VI A), perioada 3
III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	c. grupa 18 (VIII A), perioada 3
IV. $1s^2 2s^2 2p^1$	d. grupa 13 (III A), perioada 2
V. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	e. grupa 14 (IV A), perioada 3
	f. grupa 1 (I A), perioada 3

MĂ INFORMEZ



După tipul de orbital în care este plasat electronul distinctiv, elementele chimice pot fi clasificate în blocuri de elemente:

- blocul s cuprinde elementele din grupele 1, 2, precum și heliul, la care electronul distinctiv este plasat în orbitalul s;
- blocul p cuprinde elementele din grupele 13-18, la care electronul distinctiv este plasat în substratul p;
- blocul d cuprinde elementele din grupele 3-12, la care electronul distinctiv este plasat în substratul d; aceste elemente se numesc metale tranzitionale;
- blocul f cuprinde lantanidele (elemente ai căror atomi conțin electronul distinctiv în substratul 4f) și actinidele (elemente ai căror atomi conțin electronul distinctiv în substratul 5f).

ÎMI AMINTESC

- Unele grupe din Tabelul periodic au și denumiri uzuale. Astfel:
 - grupa 1 se numește grupa metalelor alcaline;
 - grupa 2 se numește grupa metalelor alcalino-pământoase;
 - grupa 16 se numește grupa calcogenilor;
 - grupa 17 se numește grupa halogenilor;
 - grupa 18 se numește grupa gazelor nobile.
- Hidrogenul face parte din grupa 1 pentru că are 1 electron, deși chimic este nemetal.
- Heliul face parte din grupa 18 pentru că are configurație stabilă, precum celelalte gaze nobile.
- Semimetalele (B, Si, Ge, As, Sb, Te) sunt elemente care prezintă proprietăți intermediare între metale și nemetale. Pot reacționa atât ca metale (cedând electroni), cât și ca nemetale (acceptând electroni), în funcție de elementul cu care se combină.

2. **Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - a. Elementele al căror electron distinctiv este plasat în substraturile s sau p din ultimul strat se află într-o grupă principală.
 - b. Atomii elementelor chimice din aceeași grupă principală au același număr de straturi ocupate cu electroni.
 - c. Cifra unităților din numărul grupei principale indică numărul de electroni de pe ultimul strat.
 - d. Toate elementele al căror electron distinctiv este plasat într-un orbital din stratul 2 se află în perioada 2.
 - e. Atomii elementelor chimice din aceeași perioadă au același număr de electroni pe ultimul strat.
 - f. Elementele din grupa 17 au 7 electroni pe ultimul strat.
3. **Se consideră elementele: $_{17}\text{Cl}$ și $_{11}\text{Na}$. Scrie configurațiile electronice ale atomilor acestor elemente și alege afirmațiile corecte.**
 - a. Sodiul și clorul se află în aceeași perioadă.
 - b. Clorul are cinci substraturi complet ocupate cu electroni.
 - c. Cele două elemente au același număr de orbitali monoelectronici.
 - d. Electronul distinctiv al sodiului este plasat în orbital s.
 - e. Sodiul face parte din grupa metalelor alcalino-pământoase.
4. **Se consideră elementele X_1, X_2, X_3, X_4, X_5 cu următoarele caracteristici:**
 - atomul elementului X_1 este format din 9 orbitali și nu are electroni necuplați;
 - atomul elementului X_2 are 9 orbitali, iar numărul de electroni p este de 1,5 ori mai mare decât numărul de electroni s;
 - atomului elementului X_3 îi lipsesc doi electroni pentru a avea configurația electronică a gazului nobil din perioada 2;
 - atomul elementului X_4 are 4 substraturi și 5 electroni s;
 - atomul elementului X_5 are $42,154 \cdot 10^{23}$ electroni p într-un mol de atomi.

Pentru fiecare element chimic indică configurația electronică și poziția în Tabelul periodic.
5. **Trei elemente consecutive în Tabelul periodic au suma numerelor atomice 39. Determină:**
 - a. numerele atomice ale celor trei elemente;
 - b. poziția elementelor în Tabelul periodic.
6. **Se consideră cinci elemente chimice, notate A_1, A_2, A_3, A_4 și A_5 , caracterizate astfel:**
 - elementul A_1 se află în perioada 2, iar învelișul de electroni al atomului său conține 4 orbitali dielectronici și un orbital monoelectronic;
 - atomul elementului A_2 , situat în perioada 3, are în învelișul electronic un total de 11 electroni p;
 - elementul A_3 aparține grupei 18 iar atomul său conține x electroni s și 2x electroni p;
 - atomul elementului A_4 , aflat în perioada 3, are 4 electroni pe ultimul strat;
 - elementul A_5 face parte din grupa 13, iar în învelișul electronic are 3 substraturi s ocupate.

Pentru fiecare dintre elementele A_1 - A_5 , determină configurația electronică și precizează, după caz, grupa și/sau perioada în care se află în Tabelul periodic.
7. **În 2 moli de atomi ai elementului chimic X se găsesc $72,264 \cdot 10^{23}$ electroni s și $120,44 \cdot 10^{23}$ electroni p.**
 - a. Determină configurația electronică a elementului X și numărul său atomic.
 - b. Stabilește poziția în Tabelul periodic pentru elementul X.
 - c. Scrie configurația electronică a elementului situat deasupra elementului X în grupă.
 - d. Scrie ecuația reacției de ardere a elementului X.
 - e. Calculează masa de produs de reacție format din 3 moli de element X.

3.4 Rază atomică. Variația razei atomice pentru elementele chimice din grupele principale

În figura 1 sunt reprezentate două cuburi metalice, ambele conținând un mol de atomi, adică $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi. Primul cub este alcătuit din atomi de sodiu, iar al doilea cub este alcătuit din atomi de potasiu. Deși numărul de atomi este identic, cubul alcătuit din atomi de potasiu are un volum aproape dublu față de volumul cubului alcătuit din atomi de sodiu.

• Dacă ambele metale au un electron pe ultimul strat, sunt metale alcaline, de ce atomii de potasiu au nevoie de „mai mult spațiu” decât cei de sodiu?

• Prin ce diferă structura atomilor acestor metale?

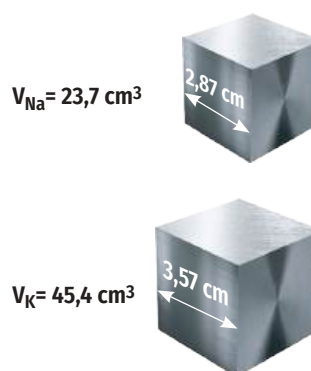


Fig. 1. Cuburi metalice

Învăț

Atomii sunt unitățile fundamentale ale materiei, având dimensiuni extrem de mici. Atomii sunt alcătuiți dintr-un nucleu central, foarte mic, înconjurat de un nor de electroni (figura 2), având o formă sferică. Deoarece norul de electroni nu are o margine exactă, electronii aflându-se într-o continuă mișcare, dimensiunea unui atom nu poate fi măsurată precum cea a unei mingi de tenis.

Raza atomică este o mărime care exprimă dimensiunea atomului și se definește, în mod convențional, ca jumătate din distanța dintre nucleeele a doi atomi identici legați între ei (figura 3). Această definiție permite compararea dimensiunilor atomilor diferitelor elemente chimice.

Deoarece atomii sunt extrem de mici, utilizarea unităților de măsură obișnuite (precum milimetrul) ar duce la numere cu foarte multe zecimale. Pentru exprimarea razelor atomice se folosesc unități de măsură adaptate dimensiunilor atomilor.

Picometrul (pm) este un submultiplu al metrului utilizat frecvent pentru exprimarea dimensiunilor atomice. Un picometru este a mia miliarda parte dintr-un metru.

$$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m} = 10^{-10} \text{ cm}$$

De exemplu, raza atomului de hidrogen este de aproximativ 53 pm.

Ångström (Å) este o unitate de măsură mult utilizată deoarece majoritatea atomilor au raze cuprinse între 0,5 Å și 3 Å, numerele fiind ușor de reținut. Un Ångström este a zecea miliarda parte dintr-un metru.

$$1 \text{ Ångström} = 10^{-10} \text{ m} = 100 \text{ pm}$$

De exemplu, raza atomului de hidrogen este de aproximativ 0,53 Å.

Nanometrul (nm) este utilizat mai rar pentru raze atomice, fiind preferat pentru descrierea moleculelor mari sau a nanoparticulelor.

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m} = 1000 \text{ pm}$$



Fig. 2. Atomul

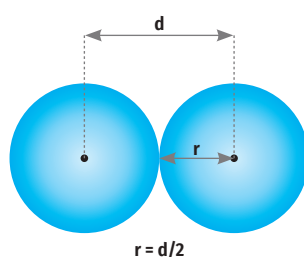
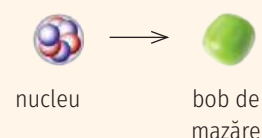


Fig. 3. Raza atomică

MĂ INFORMEZ

• Dacă am considera că nucleul are dimensiunea unui bob de mazăre, atunci, proporțional, atomul ar avea dimensiunile unui stadion olimpic (figura 4).



atom



stadion

Fig. 4. Exemplificarea proporțiilor între dimensiunile atomice

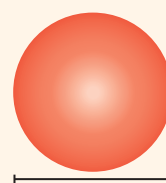
• Razele atomice variază între 30 și 300 picometri (pm), adică 0,3-3 Ångströmi. De exemplu, raza atomului de hidrogen este de aproximativ 53 pm, iar cesiul (figura 5) are una dintre cele mai mari raze, de aproximativ 272 pm.

Hidrogen



106 picometri

Cesiu



596 picometri

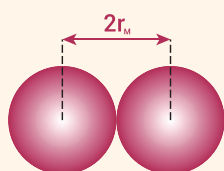
Fig. 5. Dimensiunile atomilor de hidrogen și cesiu

MĂ INFORMEZ

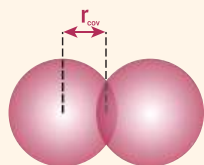


Deoarece atomul izolat nu are o margine exterioară fixă, norul electronic fiind difuz, raza atomică se determină în funcție de modul în care atomul interacționează cu mediul său. Principala diferență constă în existența sau absența unei legături chimice și în modul de măsurare:

- Raza metalică (figura 6 a) este jumătate din distanța dintre nucleele a doi atomi de metal vecini din rețeaua cristalină.
- Raza covalentă (figura 6 b) este jumătate din lungimea unei legături chimice dintre doi atomi nemetalici identici. La formarea legăturii, orbitalii atomici se întrepătrund parțial.
- Raza van der Waals este jumătate din distanța internucleară dintre doi atomi învecinați care nu sunt legați chimic. Raza van der Waals este mai mare decât raza covalentă, deoarece orbitalii nu se întrepătrund.



(a) raza metalică



(b) raza covalentă

Fig. 6. Raze atomice

Li	Be	B	C	N	O	F
157	112	88	77	74	73	71
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
191	150	125	118	110	104	99
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
235	197	140	122	122	117	114
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
250	215	150	140	141	135	133
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi		
272	224	155	154	152		

Tabelul 1. Raze atomice

(Inorganic Chemistry, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller, F.A. Armstrong, Oxford University Press, 2018, New York)

Dimensiunea atomilor este influențată de sarcina nucleului și de numărul de straturi ocupate cu electroni.

Cu cât un nucleu conține mai mulți protoni, sarcina nucleară crește și nucleul atrage mai puternic electronii din înveliș, ceea ce determină scăderea razei atomice.

Cu cât numărul de straturi ocupate cu electroni este mai mare, cu atât electronii de valență sunt mai departe de nucleu, forța de atracție a nucleului asupra electronilor de pe ultimul strat este mai mică și raza atomică va fi mai mare. Totodată, electronii de pe straturile interioare diminuează atracția nucleului asupra electronilor de pe straturile exterioare, determinând creșterea razei atomice.

Variația razei atomice pentru elementele chimice din grupele principale

Descopăr

Analizează valorile razelor atomilor elementelor din grupele principale ale Tabelului periodic, prezentate în Tabelul 1, pentru a caracteriza:

- variația razelor atomice într-o grupă principală;
- variația razelor atomice într-o perioadă.

Învăț

Raza atomică este o proprietate periodică, deoarece variază regulat în Tabelul periodic al elementelor (figura 7).

Într-o grupă principală, raza atomică crește de sus în jos așa cum arată datele din tabelul 1 și figura 7. Elementele aflate în aceeași grupă au același număr de electroni de valență, dar un număr diferit de straturi electronice. Pe măsură ce coborâm în grupă, numărul de straturi ocupate cu electroni crește.

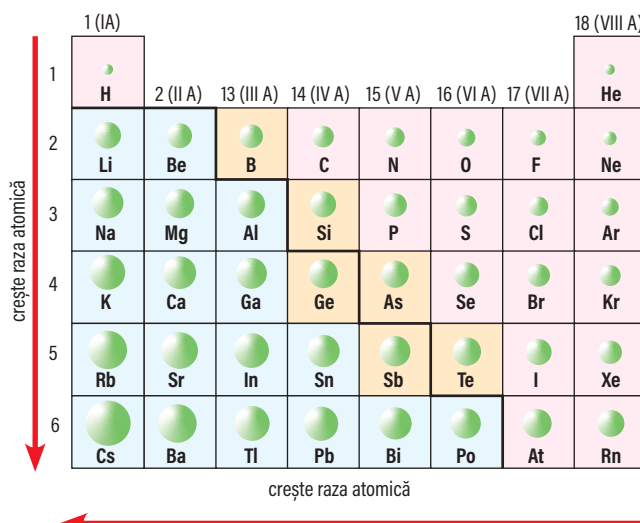


Fig. 7. Variația razei atomice în grupele principale ale Tabelului periodic

MĂ INFORMEZ

Razele atomice ale gazelor rare

Valorile razelor atomice pentru gazele rare depind foarte mult de metoda de măsurare. Spre deosebire de alte elemente, gazele rare nu formează de regulă legături chimice, deci nu le putem măsura distanța dintre atomii legați. De cele mai multe ori, pentru gazele rare se consideră raza van der Waals.

Raza van der Waals reprezintă jumătate din distanța minimă la care se pot apropia doi atomi care nu sunt legați chimic. Această valoare este mai mare decât raza covalentă, determinată pentru atomi uniți printr-o legătură covalentă (figura 9).

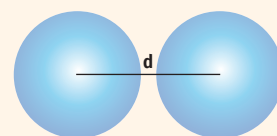
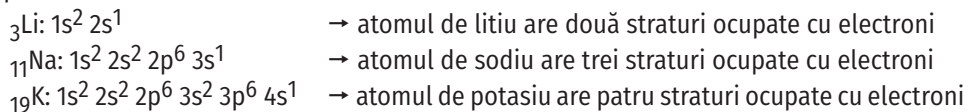


Fig. 9. Raza van der Waals

Cunoașterea dimensiunilor atomilor gazelor rare este importantă în studiul atmosferei. De exemplu, faptul că heliul are o rază (calculată) extrem de mică îi permite să pătrundă prin cele mai mici fisuri, fiind gazul ideal pentru detectarea scurgerilor în sistemele industriale.

De exemplu, primele trei elemente din grupa 1 (I A) au un număr diferit de straturi ocupate cu electroni.

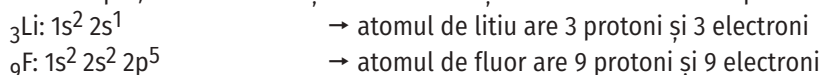


Fiecare strat nou adăugat plasează electronii de pe ultimul strat mai departe de nucleu. Straturile interioare acționează ca un ecran. Ele blochează o parte din atracția nucleului. Deși sarcina nucleară crește, influența straturilor electronice suplimentare este mai mare, ceea ce determină creșterea razei atomice.

De aceea, potasiul are raza atomică mai mare decât sodiul, care are raza atomică mai mare decât litiul.

Într-o perioadă, raza atomică scade de la grupa 1 la grupa 17. Toate elementele grupelor principale aflate în aceeași perioadă au electronii de valență pe același strat. Într-o perioadă, de la stânga la dreapta crește sarcina nucleară (crește numărul atomic, Z). Deoarece nu crește numărul de straturi care să ecraneze nucleul, atracția nucleului asupra norului electronic devine tot mai puternică. Ca urmare, norul electronic este atras mai aproape de nucleu și raza atomică scade.

De exemplu, atomii de litiu și fluor au același număr de straturi ocupate cu electroni.



Atomii de litiu și fluor au două straturi ocupate cu electroni. Nucleul atomului de fluor exercită o atracție mai puternică, având 9 protoni, în timp ce nucleul atomului de litiu are doar 3 protoni. Această atracție determină o apropiere a norului de electroni și o rază mai mică pentru atomul de fluor.

Gazele nobile sunt monoatomice. Acestea nu formează, în mod obișnuit, legături chimice. Pentru atomii gazelor nobile, valorile calculate care estimează cât de aproape este norul electronic de nucleu, arată că gazele nobile au cele mai mici valori dintre elementele unei perioade, respectând sensul scăderii razei atomice de la stânga la dreapta în perioadă.

Descopăr

Se dau următoarele elemente chimice împreună cu numerele lor atomice: E_1 ($Z = 4$), E_2 ($Z = 7$), E_3 ($Z = 11$), E_4 ($Z = 12$), E_5 ($Z = 17$).

- Scrie configurația electronică pentru fiecare dintre cele cinci elemente.
- Identifică poziția elementelor în Tabelul periodic pe baza configurației electronice și notează fiecare element în Tabelul periodic din figura 8.
- Compară poziția elementelor E_1 și E_4 . Din ce grupă fac parte aceste elemente? Așază elementele în ordinea crescătoare a razei lor atomice și justifică alegerea pe baza numărului de straturi ocupate cu electroni.
- Compară poziția elementelor E_3 , E_4 și E_5 . Ce observi referitor la perioada din care fac parte? Așază elementele în ordinea descrescătoare a razei lor atomice și justifică alegerea pe baza sarcinii nucleare.
- Precizează care este elementul cu cea mai mare rază atomică și justifică răspunsul.

	1 (IA)	← grupa																18 (VIIIA)
1		2 (IIA)																
2																		
3			3 (IIIB)	4 (IVB)	5 (VB)	6 (VIB)	7 (VIIB)	8 (VIIIB)	9 (VIIIB)	10 (VIIIB)	11 (IB)	12 (IIB)	13 (IIIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	
4																		

Fig. 8. Tabelul periodic al elementelor (perioadele 1-4)

MĂ INFORMEZ



Cunoașterea dimensiunii unui atom este esențială în multe domenii. Raza atomică influențează interacțiunea, comportamentul și structura materialelor.

- Producția de aliaje metalice, (de exemplu, oțelul) se bazează pe calcule în care se utilizează mărimea atomilor. Atomii mici de carbon se inserează în spațiile dintre atomii mai mari de fier din rețeaua cristalină, rigidizând materialul. Un calcul incorect al razelor atomice ar putea conduce la materiale prea casante sau prea moi.
- În tehnologia aerospațială și auto, inginerii aleg elemente cu raze atomice compatibile pentru a crea materiale ușoare, dar foarte rezistente la coroziune și căldură.
- Eficacitatea unui medicament depinde de capacitatea sa de a se potrivi în receptorii celulari. Mărimea moleculei de medicament, determinată de raza atomică a atomilor componenți, influențează interacțiunea sa cu țesuturile biologice.
- În medicină, proprietățile atomice ale elementelor radioactive influențează comportamentul lor biologic și capacitatea de penetrare în țesuturi.
- Procesoarele sunt construite prin inserarea unor atomi specifici (dopare) în rețeaua de siliciu. Raza atomică a atomului de dopare determină cât de ușor intră în structură și cum afectează conducitivitatea electrică.

REȚIN

- Raza atomică reprezintă jumătate din distanța dintre nucleele a doi atomi identici legați între ei.
- Într-o grupă principală, raza atomică crește de sus în jos odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni.
- Într-o perioadă, raza atomică scade de la stânga la dreapta odată cu creșterea sarcinii nucleare.

Aplic



- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Într-o perioadă, toate elementele au aceeași rază atomică, deoarece au același număr de straturi electronice.
 - Creșterea razei atomice într-o grupă este determinată exclusiv de creșterea sarcinii nucleare.
 - Două elemente cu același număr de straturi ocupate cu electroni au aceeași rază atomică.
 - Într-o grupă principală, raza atomică crește de sus în jos.
 - Într-o perioadă, raza atomică crește de la stânga la dreapta.
 - Atomii din aceeași grupă au același număr de straturi electronice.
- Fără a utiliza valori numerice, aranjează următoarele elemente în ordinea descrescătoare a razelor atomice: ${}^7\text{N}$, ${}^8\text{O}$, ${}^9\text{F}$. Justifică răspunsul pe baza configurației electronice a atomilor.**
- Pentru primele trei metale din perioada 3, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{13}\text{Al}$, stabilește ordinea crescătoare a razelor atomice pe baza configurației electronice a atomilor.**
- Explică de ce următoarele afirmații sunt corecte:**
 - Raza atomică este o proprietate periodică a elementelor.
 - Atomi diferiți, cu același număr de straturi ocupate cu electroni au raze atomice diferite.
 - Oxigenul are cea mai mică rază dintre elementele grupei 16 (VI A).
 - Aluminiul are o rază mai mică decât magneziul.
 - Fluorul are o rază atomică mai mică decât iodul.
 - Potasiul are o rază atomică mai mare decât bromul.
- Identifică elementele chimice din Tabelul periodic care se caracterizează prin:**
 - cea mai mare rază din perioada 4;
 - cea mai mare rază din grupa 1;
 - cea mai mică rază din grupa 14.
- Precizează care dintre atomii din fiecare pereche are o rază atomică mai mare.**

a. N sau F;	c. Br sau Cl;	e. O sau S;
b. Al sau Na;	d. C sau Si;	f. K sau Ca.
- Se consideră elementele X_1 , X_2 , X_3 cu următoarele caracteristici:**
 - atomii elementului X_1 au un electron pe al treilea strat;
 - atomii elementului X_2 au același număr de electroni pe primul și pe al treilea strat;
 - elementul X_3 este situat deasupra elementului X_2 în grupă.

Pentru elementele X_1 , X_2 , X_3 stabilește:

 - configurația electronică;
 - poziția în Tabelul periodic;
 - ordinea descrescătoare a razelor atomice.

ÎMI AMINTESC

Ionul este specia chimică în care numărul de protoni din nucleu diferă de numărul de electroni din învelișul electronic.

Într-un ion pozitiv, numărul protonilor, încărcăți pozitiv, este mai mare decât numărul electronilor, încărcăți negativ.

3.5 Raza ionică

În reacția sodiului cu clorul, un atom de sodiu cedează un electron și devine ion pozitiv, Na^+ , iar atomul de clor acceptă un electron și devine ion negativ, Cl^- (figura 1). Cei doi ioni se atrag și formează clorură de sodiu.

Deși atomul de sodiu este mai mare decât atomul de clor, ionul Na^+ este mai mic decât ionul Cl^- .

Cum se modifică dimensiunea unui atom când devine ion?

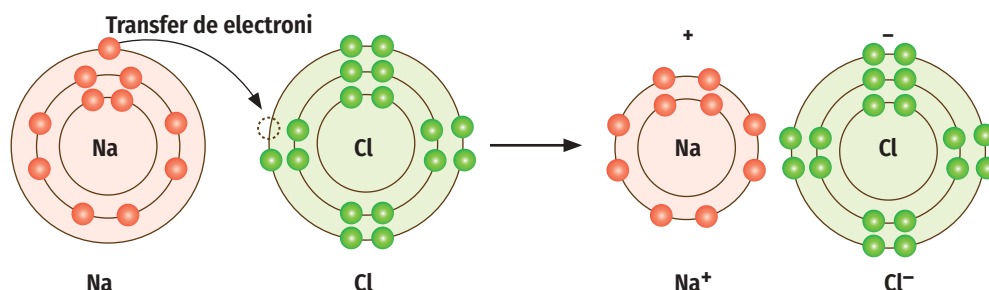


Fig. 1. Transferul de electron între atomul de Na și atomul de Cl

Învăț

Raza ionică este o măsură a dimensiunii unui ion și se calculează pe baza distanței dintre nucleele ionilor adiacenți dintr-un compus ionic cristalin (figura 2).

Ionii se obțin din atomi prin cedare sau acceptare de electroni. Prin urmare, ionii sunt specii chimice în care numărul de electroni din învelișul electronic diferă de numărul de protoni din nucleu, fiind încărcăți cu sarcini electrice.

Ionii pozitivi (cationi) se formează din atomi ai metalelor, prin cedare de electroni.



Într-un ion pozitiv, numărul protonilor, încărcăți pozitiv, este mai mare decât numărul electronilor, încărcăți negativ.

Atomii nemetalelor acceptă electroni și se transformă în ioni negativi (anioni).



Într-un ion negativ, numărul de electroni este mai mare decât numărul de protoni din nucleu. Sarcina electrică a ionului negativ este egală cu numărul de electroni acceptați.

Atunci când un atom neutru se transformă în ion, numărul de protoni diferă de numărul de electroni. Această schimbare are un impact semnificativ asupra razelor ionilor rezultați (figura 3).

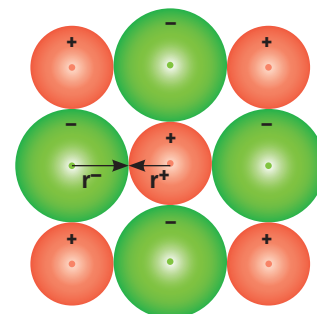


Fig. 2. Raze ionice

Grupa 1	Grupa 2	Grupa 13	Grupa 16	Grupa 17
Li^+ Li 92 157	Be^{2+} Be 45 112	B^{3+} B 27 88	O^{2-} O 140 73	F^- F 133 71
Na^+ Na 102 191	Mg^{2+} Mg 72 150	Al^{3+} Al 53 125	S^{2-} S 184 104	Cl^- Cl 181 99
K^+ K 138 235	Ca^{2+} Ca 100 197	Ga^{3+} Ga 62 140	Se^{2-} Se 198 117	Br^- Br 196 114

Fig. 3. Razele ionice și razele atomice ale unor elemente din grupele principale

(Inorganic Chemistry, T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller, F.A. Armstrong, Oxford University Press, 2018, New York)

MĂ INFORMEZ



Fără compuși ionici, viața nu ar exista

Compușii ionici sunt indispensabili vieții, deoarece furnizează ioni implicați în transmiterea impulsurilor nervoase, contracția musculară, funcționarea inimii, metabolism și menținerea echilibrului hidric al organismelor.

- Organismul uman funcționează pe baza semnalelor electrice generate și transmise de ioni precum Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Cl^- , proveniți din compuși ionici dizolvați în lichidele corpului.
- Bătăile inimii sunt controlate de diferențe de concentrație ale ionilor Na^+ , K^+ și Ca^{2+} între interiorul și exteriorul celulelor musculare cardiace. În lipsa acestor ioni, inima bate neregulat și pot apărea stopul cardiac sau alte afecțiuni grave.
- Transmiterea impulsurilor nervoase se realizează prin deplasarea ionilor prin membranele neuronale, prin intermediul canalelor ionice. Când gândim, vorbim sau ne mișcăm, ionii Na^+ și K^+ trec prin membranele neuronale, se generează un impuls nervos și informația este transmisă extrem de rapid.

Descopăr

Completează tabelul de mai jos după modelul dat și compară razele ionice și razele atomice corespunzătoare unor elemente din grupele principale.

• Ce diferență este între raza unui ion pozitiv și raza atomului din care provine? Cum variază raza când un atom cedează electroni și se transformă într-un ion pozitiv? Cum se explică această variație?

• Ce diferență este între raza unui ion negativ și raza atomului din care provine? Cum variază raza când un atom se transformă într-un ion negativ? Cum se explică această variație?

• Cum ordonezi în sensul creșterii razei ionii izoelectronici cu atomul de neon?

Atom	Număr de particule cu sarcină electrică	Rază atomică (pm)	Ion	Număr de particule cu sarcină electrică	Rază ionică (pm)
$_{11}\text{Na}$	11 p^+ ; 11 e^-	191	Na^+	11 p^+ ; 10 e^-	102
$_{12}\text{Mg}$		150	Mg^{2+}		72
$_{13}\text{Al}$		125	Al^{3+}		53
$_{7}\text{N}$		74	N^{3-}		146
$_{8}\text{O}$		73	O^{2-}		140
$_{9}\text{F}$		71	F^-		133

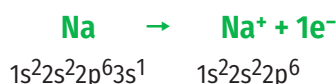
Învăț

Ionii pozitivi se formează din atomi de metale prin cedarea electronilor de pe ultimul strat. În acest proces de ionizare se formează un ion pozitiv cu rază mai mică decât atomul din care provine. Micșorarea razei se explică prin:

• scăderea numărului de straturi ocupate cu electroni ca urmare a cedării electronilor de pe ultimul strat;

• creșterea forței de atracție a nucleului asupra unui număr mai mic de electroni.

De exemplu, atomul de sodiu se transformă în ion pozitiv prin cedarea electronului de pe ultimul strat:



Atomul de Na are 11 protoni, 11 electroni distribuiți pe trei straturi și raza 191 pm.

Ionul de Na^+ are 11 protoni, dar numai 10 electroni pe două straturi (prin cedarea electronului de pe ultimul strat al atomului de sodiu) și raza 102 pm. Transformarea atomului Na în ionul Na^+ determină o scădere accentuată a razei, deoarece numărul de straturi ocupate cu electroni este mai mic și forța de atracție a nucleului este mai mare. Prin urmare, ionul de sodiu este cu aproximativ 46% mai mic decât atomul din care provine.

Atomul de magneziu cedează doi electroni pentru a dobândi o configurație stabilă de octet a gazului rar precedent.



Atomul de magneziu și ionul de magneziu au același număr de protoni în nucleu (12 p^+), dar ionul de magneziu are un număr mai mic de electroni distribuiți pe un număr mai mic de straturi, deoarece au fost cedați electronii de pe al treilea strat. Prin urmare, ionul de magneziu are raza (72 pm) cu 52% mai mică decât atomul din care provine (150 pm).

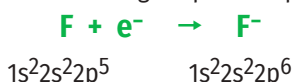
Atât sodiul, cât și magneziul formează ioni pozitivi prin cedarea electronilor din stratul al treilea, ceea ce conduce la o scădere semnificativă a razei față de atomii neutri. Deoarece ionii Na^+ și Mg^{2+} sunt izoelectronici, diferența dintre razele lor ionice este determinată de

sarcina nucleară. Ionul Mg^{2+} , având sarcină nucleară mai mare, prezintă o rază ionică mai mică decât ionul Na^+ .

Ionii negativi se formează din atomi de nemetale prin acceptarea unui număr de electroni pe ultimul strat. În acest proces de ionizare se formează un ion negativ cu rază mai mare decât atomul din care provine. Creșterea razei se explică prin:

- creșterea repulsiilor între electroni, ceea ce conduce la extinderea norului electronic;
- nucleul atrage mai mulți electroni, forța sa de atracție „se împarte” la un număr mai mare de electroni.

De exemplu, atomul de fluor devine ion negativ prin acceptarea unui electron pe ultimul strat:

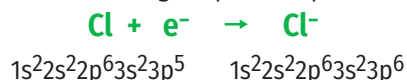


Atomul de F are 9 protoni, 9 electroni distribuiți pe două straturi și raza 71 pm.

Ionul de F^- are 9 protoni și 10 electroni distribuiți pe același număr de straturi. Numărul mai mare de electroni determină creșterea razei ionului F^- , 133 pm, prin intensificarea repulsiilor între electroni.

Prin urmare, ionul F^- are o rază de aproape două ori mai mare decât atomul de fluor.

Atomul de clor se transformă în ion negativ prin acceptarea unui electron pe ultimul strat:



Atomul de clor și ionul clorură au același număr de protoni în nucleu (17 p^+), dar ionul clorură are un număr mai mare de electroni pe al treilea strat. Creșterea numărului de electroni determină intensificarea repulsiilor dintre electroni și extinderea norului electronic. Prin urmare, raza ionului clorură (181 pm) este aproape de două ori mai mare decât raza atomului de clor (99 pm).

Fluorul și clorul formează ioni negativi prin acceptarea unui electron, ceea ce determină creșterea razei față de atomii neutri corespunzători. Deoarece ionul clorură are un strat electronic suplimentar față de ionul fluorură, raza ionică a ionului Cl^- este mai mare decât cea a ionului F^- .

Ionii izoelectronici au același număr de electroni și aceeași configurație electronică. Razele ionilor izoelectronici cu atomul de neon cresc odată cu scăderea sarcinii nucleare și a forței de atracție a nucleului:



Toți ionii de mai sus au 10 electroni, dar ionul de aluminiu, care are 13 protoni în nucleu, are un nucleu cu forță de atracție mai mare decât în cazul celorlalți ioni. Prin urmare, ionul de aluminiu are cea mai mică rază.

Raza ionică diferă de raza atomică prin faptul că depinde de sarcina electrică a particulei. Cationii au raze mai mici decât atomii neutri corespunzători, iar anionii au raze mai mari, ca urmare a modificării numărului de electroni și a forței de atracție a nucleului. Variația razei ionice influențează stabilitatea compușilor ionici, structura cristalelor și procese biologice esențiale.

MĂ INFORMEZ



Fără compuși ionici, viața nu ar exista

- Contractia mușchilor atunci când mergem, scriem sau ne mișcăm mâinile, implică ionii de Ca^{2+} care permit alunecarea fibrelor musculare; fără Ca^{2+} , mușchii rămân relaxați. De aceea, lipsa calciului provoacă crampe musculare.
- Compușii ionici ai calciului sunt esențiali în alimentație.
- Echilibrul apei în organism este controlat de ioni care influențează distribuția apei între celule, volumul sângelui, tensiunea arterială. De exemplu, Na^+ reține apa în organism, iar dezechilibrele pot duce la deshidratare sau edeme.
- Respirația celulară și metabolismul depind de ioni. Multe enzime funcționează doar în prezența anumitor ioni, ca: Mg^{2+} , Ca^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} . Fără acești ioni, reacțiile chimice care au loc în organism ar fi prea lente, iar celulele nu ar produce energie.

REȚIN

- Ionii pozitivi au o rază mai mică decât atomii din care provin, deoarece ionii pozitivi au un număr mai mic de electroni.
- Ionii negativi au o rază mai mare decât atomii din care provin, deoarece ionii negativi au un număr mai mare de electroni și prezintă repulsii mai numeroase.
- Într-o perioadă, raza ionică scade de la stânga la dreapta odată cu creșterea sarcinii nucleare, ca și raza atomică, atât pentru ionii pozitivi, cât și pentru ionii negativi.
- Pentru ionii izoelectronici, raza ionică scade odată cu creșterea sarcinii nucleare.
- Într-o grupă principală, raza ionică crește de sus în jos odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni, ca și raza atomică.

MĂ INFORMEZ

Raza ionică este un parametru fundamental în știința materialelor și inginerie, deoarece determină structura cristalină, stabilitatea compușilor și proprietățile materialelor precum duritatea, punctul de topire, conductivitatea electrică și stabilitatea chimică a noilor materiale.

- În proiectarea materialelor ceramice avansate, a materialelor refractare și a materialelor cu rezistență ridicată la uzură, raportul razelor anionilor și cationilor determină numărul de coordinare (câți ioni de semn opus înconjoară un ion central) și tipul de structură cristalină formată.
- În metalurgie, raza ionilor metalici influențează modul în care atomii se pot substitui reciproc în rețeaua cristalină. Dacă razele ionice sunt similare, se pot forma soluții solide, modificând proprietățile mecanice ale aliajelor.
- În tehnologia bateriilor litiu-ion, raza ionilor de litiu sau de sodiu determină cât de repede se pot deplasa aceștia prin electrod și electrolit, afectând direct viteza de încărcare și capacitatea bateriei.

Aplic

- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Raza ionică a unui cation este mai mică decât raza atomului corespunzător.
 - Raza ionică a unui anion este mai mare decât raza atomului din care provine.
 - Cedarea unui electron determină micșorarea razei speciei atomice.
 - Raza ionică depinde exclusiv de numărul de electroni ai ionului.
 - Într-o grupă principală, razele ionice cresc de sus în jos, similar razelor atomice.
 - Ionii cu același număr de straturi ocupate cu electroni au aceeași rază ionică.
- Atomii cu un număr mic de electroni pe ultimul strat au tendința de a ceda acești electroni pentru a realiza o configurație stabilă de tip gaz rar.**
 - Stabilește care sunt metalele din perioada 3 care formează ioni pozitivi izoelectronici cu atomul de neon.
 - Ordonează ionii pozitivi izoelectronici cu atomul de neon în sensul creșterii razei ionice. Justifică răspunsul.
- Completează spațiile libere din următoarele enunțuri referitoare la razele ionice.**
 - Ionii _____ au raze mai mari decât atomii corespunzători, deoarece creșterea numărului de electroni determină _____ repulsiile dintre aceștia, măbind norul electronic.
 - Ionii _____ au raze mai mici decât atomii corespunzători, deoarece scăderea numărului de electroni și _____ atracției nucleului asupra electronilor rămași micșorează volumul ocupat de electroni.
 - Pentru ionii izoelectronici, raza ionică _____ odată cu creșterea numărului atomic Z , deoarece atracția exercitată de _____ asupra aceluiași număr de electroni devine mai _____.
- Se dau următoarele elemente chimice împreună cu numerele lor atomice: E_1 ($Z = 8$), E_2 ($Z = 9$), E_3 ($Z = 11$) și E_4 ($Z = 12$).**
 - Reprezintă procesele de ionizare a atomilor acestor elemente.
 - Ordonează ionii elementelor E_1 - E_4 în sensul crescător al razelor ionice.
- Ordonează următoarele specii chimice în sensul descrescător al razelor. Justifică fiecare răspuns.**

a. Mg , Mg^{2+} , Ca	c. F , Cl , Br	e. N^{3-} , S , Br^{-}
b. K , Ca , Al^{3+}	d. O , S , S^{2-}	f. N^{3-} , O^{2-} , F^{-}
- Explică de ce următoarele afirmații sunt corecte:**
 - Valoarea razei ionice este diferită de valoarea razei atomice.
 - Raza ionică a unui cation este mai mică decât raza atomului neutru din care provine.
 - Raza ionică a unui anion este mai mare decât raza atomului neutru corespunzător.
 - Într-o grupă a Tabelului periodic, razele ionice cresc de sus în jos.
 - Într-o perioadă, razele ionilor pozitivi scad de la stânga la dreapta.
 - Dintre ionii halogenură, ionul fluorură are cea mai mică rază.

Portofoliul meu

În organismele vii, numeroase procese vitale sunt controlate de ioni. Dimensiunea acestor ioni, exprimată prin raza ionică, influențează mobilitatea în mediu apos și selectivitatea în reacțiile biochimice. Realizează o fișă de o pagină intitulată *Importanța mărimii ionilor în procesele biochimice*, în care să tratezi importanța dimensiunii ionilor pentru transmiterea impulsurilor nervoase. Aduă fișă la portofoliul tău.

3.6 Caracter metalic. Variația caracterului metalic în perioadă

De ce unele elemente sunt mai reactive decât altele? Dacă se folosește un vas de aluminiu pentru fierberea apei (figura 1), nu are loc o reacție chimică. În schimb, la introducerea în apă a sodiului metalic are loc o reacție energetică, puternic exotermă (figura 2).

De ce sodiul și aluminiul se comportă atât de diferit față de apă, chiar dacă fac parte din aceeași perioadă a Tabelului periodic?



Fig. 1. Vas de aluminiu în care fierbe apă



Fig. 2. Reacția sodiului cu apa

Învăț

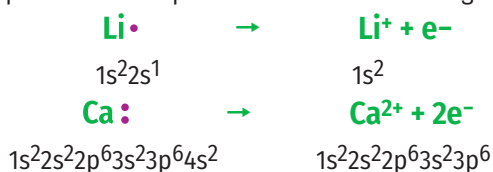
Atomii metalelor din grupele 1, 2, 13 au pe ultimul strat, stratul de valență, câte 1, 2, respectiv, 3 electroni. Pentru a realiza configurații stabile, atomii metalelor cedează electroni și formează ioni pozitivi. Într-un ion pozitiv, numărul protonilor (încărcați pozitiv) este mai mare decât numărul electronilor (încărcați negativ). Sarcina ionilor pozitivi este egală cu numărul de electroni cedați de atom în procesul de ionizare.

Procesul de ionizare a unui atom de metal, M , în care acesta cedează n electroni se reprezintă astfel:



Caracterul metalic reprezintă proprietatea atomilor de a ceda electroni și de a se transforma în ioni pozitivi.

Metalele din grupele principale cedează electronii de pe ultimul strat pentru a forma ioni pozitivi cu configurația stabilă a gazului rar precedent. De exemplu, atomii de litiu și calciu cedează electronii de pe ultimul strat pentru a forma ioni cu configurații stabile de tip gaz nobil:



Variația caracterului metalic în perioadă

Atomii metalelor aflate în aceeași perioadă a Tabelului periodic au un număr diferit de electroni pe ultimul strat.

Atomul de sodiu, care are 1 electron pe al treilea strat, cedează electronul de pe ultimul strat și formează ionul pozitiv de sodiu (Na^{+}) cu configurație stabilă de octet pe al doilea strat, precum cea a neonului, gazul rar din perioada anterioară a Tabelului periodic.



ÎMI AMINTESC

Proprietăți fizice ale metalelor:

- sunt solide la temperatura camerei, cu excepția mercurului, care este lichid;
- au luciu metalic, reflectă lumina, sunt opace;
- prezintă conductibilitate termică și electrică, deoarece transmit căldura și curentul electric;
- sunt maleabile (pot fi transformate în foi subțiri) și ductile (pot fi trase în fire);
- nu sunt solubile în apă sau în alți solvenți.

Proprietăți chimice generale ale metalelor:

- cedează electroni și formează ioni pozitivi (cationi);
- formează oxizi bazici;
- reacționează cu clorul, formând cloruri;
- metalele situate înaintea hidrogenului în seria activității chimice reacționează cu acizii eliberând hidrogen.

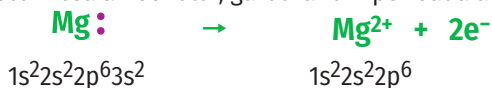
Fac excepție metalele care se pasivizează deoarece formează un strat protector pe suprafața metalului.

Fierul se acoperă cu un strat de oxizi în prezența acidului sulfuric și a acidului azotic concentrat, la temperatura camerei.

Aluminiul formează cu oxigenul din aer un strat subțire de oxid de aluminiu aderent.

UNITATEA 3

Atomul de magneziu cedează cei 2 electroni de pe ultimul strat și formează ionul pozitiv de magneziu (Mg^{2+}) cu configurație stabilă de octet pe al doilea strat, precum cea a neonului, gazul rar din perioada anterioară a Tabelului periodic.



Atomul de aluminiu cedează cei 3 electroni de pe ultimul strat și formează ionul pozitiv de aluminiu (Al^{3+}) cu o configurație stabilă de octet pe al doilea strat.



Atomii care au pe stratul de valență 1, 2 sau 3 electroni, cedează electronii de pe ultimul strat, formând ioni pozitivi cu configurația electronică a gazului rar din perioada anterioară a Tabelului periodic. Elementele chimice care au proprietatea de a ceda electroni, formând ioni pozitivi, au caracter electropozitiv și sunt metale.

Caracterul metalic al unui element este cu atât mai pronunțat cu cât atomii săi cedează mai ușor electroni și se transformă în ioni pozitivi. Caracterul metalic este influențat de forța de atracție a nucleului și de numărul de electroni de pe ultimul strat.

Descopăr



Analizează informațiile privind variația caracterului metalic în perioada 3, prezentate în tabelul de mai jos.

Metale	Grupa 1 (I A)	Grupa 2 (II A)	Grupa 13 (III A)
Perioada 3	Na•	Mg:	•Al:
Numărul de electroni cedați	1	2	3
Sarcina nucleară	+11	+12	+13
- crește sarcina nucleară; - crește atracția nucleului asupra electronilor de valență; - scade ușurința cu care atomul cedează electroni.			

Caracterul metalic al elementelor din perioada 3 scade în ordinea $Na > Mg > Al$, odată cu creșterea atracției nucleului și creșterea numărului de electroni cedați.

Într-o perioadă a Tabelului periodic, caracterul metalic scade de la stânga la dreapta, deoarece crește sarcina nucleară, atracția nucleului asupra electronilor de valență crește, raza atomică scade, iar electronii sunt cedați mai greu, fiind mai aproape de nucleu.

Descopăr în laborator



Studiul unor reacții ale metalelor din perioada 3 – activitate experimentală demonstrativă, realizată de profesor

Substanțe și ustensile necesare: sodiu, panglică de magneziu, folie de aluminiu, pilitură de aluminiu, apă distilată, fenolftaleină; cristalizor, pâlnie de sticlă, eprubete, stativ pentru eprubete, spatulă, clește de lemn, clește metalic, lingură de ars, spirtieră, chibrituri.

Realizați activitățile experimentale, completați informațiile și alegeți variantele potrivite din tabel.

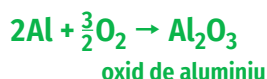
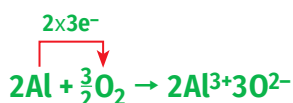
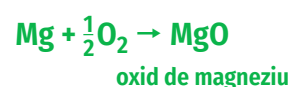
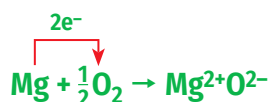
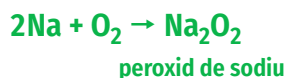
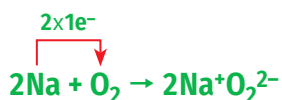
Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuția reacției chimice	Concluzii
1. Reacția de ardere a sodiului în oxigen*	Se taie, cu un cuțit, o bucată de sodiu și se pune într-o lingură de ars. Lingura de ars se încălzește la flacăra unui bec de gaz până când sodiul se aprinde.	În tăietură proaspătă, sodiul prezintă _____ care dispare _____. Sodiul se _____ și arde cu flacăra _____.	$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ peroxid de sodiu	Sodiul reacționează ușor/greu cu oxigenul din aer. La arderea sodiului în exces de oxigen, sodiul formează oxid/ peroxid de sodiu.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuația reacției chimice	Concluzii
2. Reacția de ardere a magneziului*	Se prinde, într-un clește metalic, o panglică de magneziu și se introduce în flacăra unui bec de gaz/a unei spirtiere.	Magneziul arde cu o flacăra _____. Se formează o pulbere de culoare _____.	$\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$	Reacția magneziului cu oxigenul are loc <i>la rece/la încălzire</i> .
3. Reacția de ardere a aluminiului	a. Se prinde o folie de aluminiu cu un clește metalic și se introduce în flacăra unei spirtiere. b. Cu o spatulă, se presară pulbere de aluminiu în flacăra unei spirtiere/a unui bec de gaz.	a. Folia de aluminiu _____. b. Pulberea de aluminiu se _____ și sar _____.	$\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$	Reacția aluminiului cu oxigenul are loc <i>la rece/la încălzire</i> , sub formă de <i>folie/pulbere</i> .
4. Reacția dintre sodiu și apă	Se ia, cu un clește metalic, o bucată de sodiu și se introduce într-un cristalizor cu apă distilată în care s-au adăugat câteva picături de fenolftaleină. Cristalizorul se acoperă cu o pâlnie (sodiul se poate aprinde).	Se obține o soluție de culoare _____.	$\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$	Sodiul reacționează <i>lent/energic</i> cu apa, formând hidrogen și un acid/o bază.
5. Reacția magneziului cu apa	Se introduce, într-o eprubetă, o bucată de panglică de magneziu și se adaugă apă distilată. Se prinde eprubeta cu un clește de lemn și se încălzește folosind o spirtieră. Se adaugă 2-3 picături de fenolftaleină.	La încălzire se formează un _____. Fenolftaleina colorează soluția în _____.	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2$	Magneziul reacționează <i>lent/energic</i> cu apa <i>la rece/la încălzire</i> , formând hidrogen și un acid/o bază.
6. Comportarea aluminiului față de apă	Se introduce, într-o eprubetă, o bucată de folie de aluminiu și se adaugă apă distilată. Se prinde eprubeta cu un clește de lemn și se încălzește, folosind o spirtieră.	Folia de aluminiu _____ reacționează cu apa la rece sau la încălzire.	Reacția _____	Aluminiul <i>reacționează/nu reacționează</i> cu apa. Aluminiul este acoperit de un strat subțire de oxid de aluminiu care protejează aluminiul.

*) **Atenție!** Sodiul se păstrează în ulei de petrol sau kerosen, nu se atinge cu mâna. Sodiul se folosește în cantități foarte mici (0,05-0,2 g). Nu privi direct în flacăra! Folosește ochelari de protecție!

Caracterul metalic influențează reactivitatea metalelor. În reacțiile chimice, atomii metalelor cedează electroni și se transformă în ioni pozitivi.

În reacția cu oxigenul, sodiul formează oxid sau peroxid de sodiu, iar magneziul și aluminiul formează oxizii corespunzători.



MĂ INFORMEZ

Variația caracterului metalic într-o grupă principală

Într-o grupă principală a Tabelului periodic,

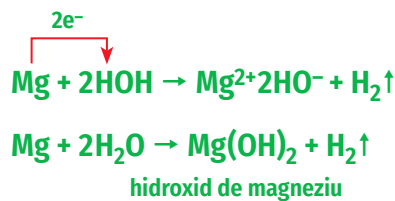
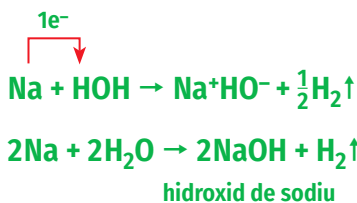
caracterul metalic crește de sus în jos deoarece:

- crește numărul de straturi ocupate cu electroni, raza atomică crește;
- electronii de valență se află tot mai departe de nucleu, iar atracția nucleului asupra electronilor de valență scade;
- electronii de pe ultimul strat vor fi cedați mai ușor.

În grupa 1 (I A), caracterul metalic crește în ordinea: $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$.

- Litiul are o rază atomică mică, electronul de valență este puternic atras de nucleu, ceea ce determină un caracter metalic mai slab.
- Sodiu și potasiu au rază atomică mai mare și un caracter metalic mai pronunțat.
- Cesiul are o rază atomică foarte mare, electronul de valență este foarte ușor de cedat, iar caracterul metalic este foarte pronunțat.

În reacția cu apa, sodiul și magneziul formează hidroxizii corespunzători. Alumiul nu reacționează cu apa, deoarece este acoperit de un strat protector de oxid de aluminiu.



Reactivitatea metalelor față de oxigen și apă crește odată cu creșterea caracterului metalic, în ordinea $\text{Al} < \text{Mg} < \text{Na}$.

REȚIN

- Caracterul metalic reprezintă proprietatea unui atom de a ceda electroni în reacții chimice și de a se comporta ca un metal. Cu cât un element cedează mai ușor electroni, cu atât caracterul său metalic este mai pronunțat.
- Caracterul metalic scade în perioadă de la stânga la dreapta.
- În perioada 3, caracterul metalic scade în ordinea $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$.

Aplic

- Se dau următoarele elemente chimice: ${}_3\text{Li}$, ${}_{12}\text{Mg}$ și ${}_{13}\text{Al}$.**
 - Scrie configurația electronică a atomilor fiecărui element de mai sus.
 - Reprezintă procesul de ionizare al atomilor fiecărui element.
 - Ce observații poți face referitor la configurațiile acestor ioni?
- Într-un laborator se testează reactivitatea unor metale din aceeași perioadă: Na, Mg și Al. Se introduc bucăți egale de metale în soluție diluată de acid clorhidric. Se observă că metalul A reacționează lent, metalul B reacționează moderat, iar metalul C reacționează violent cu soluția de acid clorhidric.**
 - Asociază metalele A, B, C cu Na, Mg, Al.
 - Explică alegerea pe baza variației caracterului și a variației razei atomice.
 - Scrie ecuațiile reacțiilor chimice care au loc.
 - Indică ce metal ar fi cel mai periculos de manipulat fără protecție.
- Într-un cristalizor care conține 200 g de apă distilată se introduc 2,3 g de sodiu.**
 - Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.
 - Calculează concentrația procentuală de masă a soluției obținute.
 - Determină masa de magneziu care poate dezlocui aceeași masă de hidrogen precum cea obținută din reacția a 2,3 g de sodiu cu apa.
- Amestecul de magneziu și aluminiu, cunoscut sub numele de magnalium, este utilizat pe scară largă în industria pirotehnică pentru fabricarea artificilor. Utilizarea unui amestec de magneziu și aluminiu pentru producerea artificilor prezintă riscuri semnificative pentru sănătate, legate în principal de expunerea la oxizii de magneziu și aluminiu, rezultați în urma combustiei.**
 - Explică utilizarea magneziului și aluminului pentru producerea artificilor.
 - Scrie ecuațiile reacțiilor chimice care au loc la arderea amestecului.
 - Calculează masa totală a oxizilor rezultați la arderea unei baterii de artificii care conține 270 g de amestec, în care masa de magneziu este egală cu masa de aluminiu.

MĂ INFORMEZ



Iodul și administrarea lui în cazuri de urgență

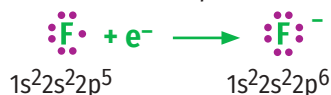
Iodul este un element esențial pentru organism, având un rol important în funcționarea glandei tiroide, care controlează creșterea, energia și metabolismul. În mod normal, iodul este obținut din alimentație (de exemplu: sare iodată, pește, lactate).

În situații speciale, cum ar fi un accident nuclear, este eliberat în aer iod radioactiv, care, dacă este inhalat sau ingerat, se acumulează în tiroidă crescând riscul de îmbolnăvire. În astfel de cazuri, autoritățile pot recomanda administrarea de iodură de potasiu (KI) sub formă de pastile. Iodura de potasiu conține iod stabil, care blochează tiroida și împiedică absorbția iodului radioactiv. Astfel, riscul de afectare a tiroidei este redus.

! Reguli importante de administrare:

- „pastilele de iod” sau comprimatele cu iodură de potasiu se iau doar la indicația autorităților sau a medicului;
- nu se administrează preventiv sau fără motiv;
- doza depinde de vârstă și trebuie respectată cu strictețe;
- pastilele de iod nu protejează întregul corp de radiații, ci doar glanda tiroidă.

electrică negativă, deoarece are un număr de electroni ($10 e^-$) mai mare decât numărul de protoni din nucleu ($9 p^+$).



Prin acceptare de electroni, atomii se transformă în ioni negativi. Într-un ion negativ, numărul protonilor este mai mic decât numărul electronilor. Sarcina ionilor negativi este egală cu numărul de electroni acceptați de atom în procesul de ionizare. Procesul de ionizare a unui atom de nemetal, E, în care acesta acceptă n electroni se reprezintă:



Atomii care au pe stratul de valență 5, 6 sau 7 electroni, acceptă 3, 2, respectiv, 1 electron, formând ioni negativi cu configurația electronică a gazului rar cel mai apropiat în Tabelul periodic. Elementele chimice care au proprietatea de a accepta electroni, transformându-se în ioni negativi, au caracter electronegativ și sunt nemetale.

Caracterul nemetalic al unui element este cu atât mai pronunțat cu cât atomii săi acceptă mai ușor electroni și se transformă în ioni negativi. Caracterul nemetalic este influențat de forța de atracție a nucleului și de numărul de electroni acceptați.

Descopăr



1. Analizează informațiile, privind variația caracterului nemetalic în perioada 2, prezentate în tabelul de mai jos.

Nemetale	Grupa 15 (V A)	Grupa 16 (VI A)	Grupa 17 (VII A)
Perioada 2	$\cdot\cdot\cdot$ $\cdot\text{N}\cdot$ $\cdot\cdot\cdot$	$\cdot\cdot\cdot$ $\cdot\text{O}\cdot$ $\cdot\cdot\cdot$	$\cdot\cdot\cdot$ $\cdot\text{F}\cdot$ $\cdot\cdot\cdot$
Numărul de electroni acceptați	3	2	1
Sarcina nucleară	+7	+8	+9
• crește sarcina nucleară; • crește atracția nucleului asupra electronilor de valență; • crește ușurința cu care atomul acceptă electroni.			

Caracterul nemetalic al elementelor din perioada 2 crește în ordinea $N < O < F$ odată cu creșterea atracției nucleului și cu scăderea numărului de electroni acceptați.

2. Atomii nemetalelor din grupa 17 (VII A), halogenii, au pe ultimul strat același număr de electroni, dar un număr diferit de straturi ocupate cu electroni. Completează procesele de ionizare ale atomilor de halogeni schițate mai jos. Care dintre atomii de halogen acceptă mai ușor un electron?



Atomul de clor acceptă un electron mai ușor decât atomul de brom sau atomul de iod, deoarece scade distanța dintre nucleu și ultimul strat și crește forța de atracție a nucleului asupra electronilor de pe ultimul strat.

Caracterul nemetalic crește în grupă de jos în sus, odată cu scăderea numărului de straturi ocupate cu electroni.

Descopăr în laborator



Studiul reactivității halogenilor – activitate practică de laborator efectuată de profesor la nișă

Atenție! Clorul este o substanță gazoasă toxică.

Substanțe și ustensile necesare: clorat de potasiu, soluție concentrată de acid clorhidric, soluție apoasă de bromură de potasiu, soluție apoasă de iodură de potasiu, soluție de clorură de sodiu, iod, eprubete, stativ pentru eprubete.

1. Prepararea clorului în laborator

Mod de lucru: Se pune un vârf de spatulă de clorat de potasiu într-o eprubetă și se adaugă soluție de acid clorhidric. La gura eprubetei se atașează un tub de sticlă printr-un dop perforat. Celălalt capăt al tubului se introduce într-o eprubetă care conține apă.

În prima eprubetă se observă formarea unui gaz de culoare galben-verzui, care colorează apa din a doua eprubetă în galben-verzui. Ecuația reacției chimice care a avut loc este: $\text{KClO}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + 3\text{Cl}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$

2. Reacția clorului cu bromura de potasiu

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduce soluție de bromură de potasiu și se adaugă apă de clor, obținută în experimentul anterior, apoi se agită.

Se observă formarea unei soluții de culoare galben-brun. Ecuația reacției chimice: $\text{Cl}_2 + \text{KBr} \rightarrow \text{---} + \text{---}$

3. Reacția clorului cu iodura de potasiu

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduce soluție de iodură de potasiu, se adaugă apă de clor, apoi se agită.

Se observă formarea unei soluții de culoare brun-roșcat. Ecuația reacției chimice: $\text{Cl}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{---} + \text{---}$

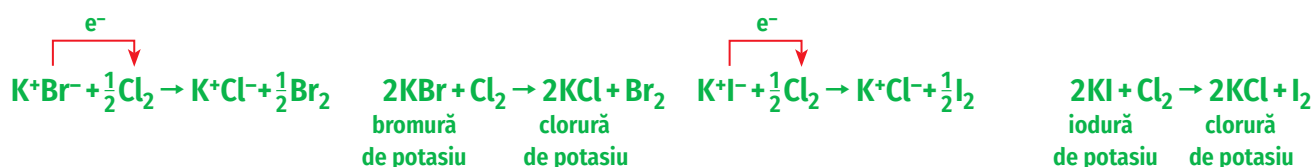
4. Comportarea iodului față de soluția de clorură de sodiu

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduce soluție de clorură de sodiu, se adaugă iod, apoi se agită.

Nu se observă nicio schimbare a culorii soluției.

Caracterul nemetalic influențează reactivitatea halogenilor. În reacțiile chimice, atomii nemetalelor acceptă electroni și se transformă în ioni negativi.

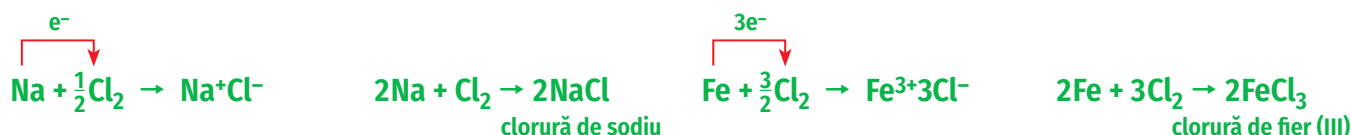
În reacțiile clorului cu bromura de potasiu și iodura de potasiu, atomii de clor acceptă electroni de la ionii bromură (Br^-) și iodură (I^-) și se transformă în ioni clorură (Cl^-), deoarece clorul acceptă mai ușor electroni. În aceste reacții, culoarea soluțiilor se modifică deoarece se formează Br_2 , respectiv I_2 .



În ultimul experiment, nu are loc o reacție chimică între iod și clorură de sodiu, deoarece iodul are un caracter nemetalic mai slab decât clorul și nu poate accepta electroni de la acesta.

Reactivitatea halogenilor crește odată cu creșterea caracterului nemetalic, în ordinea $\text{I} < \text{Br} < \text{Cl}$.

Clorul reacționează cu majoritatea metalelor, formând cloruri metalice. Clorul are caracter nemetalic pronunțat și este un agent oxidant puternic. Reacția decurge în condiții diferite în funcție de reactivitatea metalului. În reacția cu metalele, clorul acceptă electroni (se reduce la Cl^-), iar metalul cedează electroni (se oxidează).



REȚIN

- Caracterul nemetalic reprezintă proprietatea unui atom de a accepta electroni în reacții chimice și de a se comporta ca un nemetal. Cu cât un element acceptă mai ușor electroni, cu atât caracterul său nemetalic este mai pronunțat.
- Caracterul nemetalic crește în perioada 2 în ordinea $\text{N} < \text{O} < \text{F}$.
- Caracterul nemetalic al halogenilor crește în grupa 17 (VII A) în ordinea $\text{I} < \text{Br} < \text{Cl} < \text{F}$.

PORTOFOLIUL MEU

Utilizând o aplicație bazată pe inteligență artificială (de exemplu, chatbot educațional sau platformă AI), realizează o analiză comparativă a reactivității chimice pentru următoarele elemente:

1. Elementele din aceeași grupă a Tabelului periodic: Cl, Br, I.
2. Elementele din aceeași perioadă a Tabelului periodic: F, O, N.

În realizarea sarcinii, vei avea în vedere:

- identificarea poziției fiecărui element în Tabelul periodic;
- compararea reactivității chimice pe baza informațiilor obținute cu ajutorul tehnologiei AI;
- explicarea tendințelor de variație a reactivității (în grupă și în perioadă);
- formularea unei concluzii proprii.

Produsul final va fi o fișă care va conține un scurt text (10–15 rânduri) sau un tabel comparativ, în care să prezinți rezultatele analizei. Atașează fișa realizată la portofoliul tău.

Aplic

1. **Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - a. Atomii nemetalelor acceptă electroni și se transformă în ioni pozitivi.
 - b. Sarcina unui ion negativ este egală cu numărul de electroni acceptați.
 - c. Un ion negativ conține în învelișul de electroni un număr de electroni mai mare decât numărul de protoni din nucleu.
 - d. Caracterul nemetalic crește odată cu creșterea numărului de electroni acceptați.
 - e. În perioada 2, fluorul are caracterul nemetalic cel mai pronunțat.
2. **Asociază cifrele corespunzătoare nemetalelor din coloana A cu literele corespunzătoare sarcinilor ionilor formați din coloana B.**

A	B
I. ${}^7\text{N}$	a. –
II. ${}^8\text{O}$	b. 2–
III. ${}^{16}\text{S}$	c. 3–
IV. ${}^{17}\text{Cl}$	

3. **Precizează care dintre următoarele reacții chimice pot avea loc și completează ecuațiile chimice ale reacțiilor posibile. Justifică-ți răspunsul.**
 - a. $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow$
 - b. $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow$
 - c. $\text{I}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow$
$$\text{Br}_2 + 2\text{KCl} \rightarrow \quad \text{I}_2 + 2\text{KCl} \rightarrow \quad \text{Br}_2 + 2\text{KI} \rightarrow$$
4. **Reacția calciului cu halogenii are loc în condiții diferite. Clorul, gazos, reacționează rapid cu calciul la temperatura camerei. Bromul, în stare lichidă, reacționează cu calciul mai lent, la încălzire ușoară. Iodul, în stare solidă, reacționează cu calciul lent, numai la încălzire în stare de vapori.**
 - a. Scrie ecuațiile reacțiilor chimice.
 - b. Explică diferența de reactivitate a halogenilor față de calciu.
5. **Explică de ce următoarele afirmații sunt corecte:**
 - a. Atomii nemetalelor acceptă electroni și se transformă în ioni negativi.
 - b. Caracterul nemetalic crește în seria N, O, F.
 - c. În grupa 17 (VII A), caracterul nemetalic crește de jos în sus.
 - d. În reacția dintre sodiu și clor are loc un transfer de electroni de la atomii de sodiu la atomii de clor.
6. **O bucată mică de sodiu metalic este încălzită într-o lingură de ars, apoi este introdusă într-un vas cu clor gazos. Se observă o reacție violentă, o flacără galbenă orbitoare. La final se formează cristale albe.**
 - a. Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.
 - b. Precizează rolul clorului în reacție.
 - c. Calculează masa de produs obținută din reacția a 4,6 g de sodiu cu exces de clor.
7. **Atomii din 20 g de nemetal X acceptă $7,5275 \cdot 10^{23}$ electroni în procesul de ionizare. Știind că nemetalul X are masa atomică 32, determină sarcina electrică relativă a ionului nemetalului X.**
8. **O masă de 26,05 g de amestec care conține clorură de sodiu, bromură de potasiu și iodură de potasiu în raport molar de 2:2:1 se dizolvă în apă distilată. Soluția obținută se împarte, în mod egal, în două pahare.**
 - a. Calculează masa soluției de azotat de argint de concentrație procentuală de masă 10% necesară pentru precipitarea ionilor halogenură din soluția aflată în primul pahar.
 - b. Determină masa soluției de brom de concentrație procentuală de masă 8% necesară pentru a reacționa cu soluția din al doilea pahar.

Recapitulare

Electronii sunt atrași de nucleu prin forțe electrostatice care cresc odată cu scăderea distanței față de nucleu. De aceea, substraturile se ocupă cu electroni în ordinea creșterii energiei lor, de la nucleu spre exterior: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p. Un strat, n , poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni.

Configurația electronică determină reactivitatea elementului și poziția elementului în Tabelul periodic.

- Numărul perioadei indică numărul de straturi ocupate cu electroni.
- Cifra unităților din numărul grupei principale indică numărul de electroni de pe ultimul strat.

Atomii elementelor din grupa 18 (VIII A) a Tabelului periodic au pe ultimul strat configurații stabile de dublet sau octet.

Atomii care au pe stratul de valență 1, 2 sau 3 electroni cedează electronii de pe ultimul strat, formând ioni pozitivi cu configurația electronică a gazului rar cel mai apropiat în Tabelul periodic. Elementele chimice care au proprietatea de a ceda electroni au caracter electropozitiv și sunt metale.

Caracterul metalic reprezintă proprietatea unui atom de a ceda electroni în reacții chimice și de a se comporta ca un metal. Cu cât un element cedează mai ușor electroni, cu atât caracterul său metalic este mai pronunțat.

Caracterul metalic crește în perioadă de la dreapta la stânga (figura 1).

Atomii care au pe stratul de valență 5, 6 sau 7 electroni acceptă 3, 2, respectiv, 1 electron, formând ioni negativi cu configurația electronică a gazului rar cel mai apropiat în Tabelul periodic. Elementele chimice care au proprietatea de

a accepta electroni au caracter electronegativ și sunt nemetale.

Caracterul nemetalic reprezintă proprietatea unui atom de a accepta electroni în reacții chimice și de a se comporta ca un nemetal. Cu cât un element acceptă mai ușor electroni, cu atât caracterul său nemetalic este mai pronunțat.

Caracterul nemetalic crește în perioadă de la stânga la dreapta și în grupă de jos în sus (figura 1).

Raza atomică reprezintă jumătate din distanța dintre nucleeele a doi atomi identici legați între ei.

- Într-o grupă principală, raza atomică crește de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni.
- Într-o perioadă, raza atomică scade de la stânga la dreapta, odată cu creșterea sarcinii nucleare.

Ionii se obțin din atomi prin cedare sau acceptare de electroni. Prin urmare, ionii sunt specii chimice în care numărul de electroni din învelișul electronic diferă de numărul de protoni din nucleu, fiind încărcăți cu sarcini electrice.

Raza ionică are o valoare diferită de raza atomică.

Raza unui ion pozitiv este mai mică decât raza atomului din care provine.

Raza unui ion negativ este mai mare decât raza atomului din care provine.

În Tabelul periodic, raza ionică:

- scade în perioadă de la stânga la dreapta, odată cu creșterea sarcinii nucleare, ca și raza atomică.
- crește într-o grupă principală de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni, ca și raza atomică.

Evaluare

1. Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):

10 puncte

(2 p. x 5)

- Un strat n se ocupă cu maximum $2n$ electroni.
- Un element ai cărui atomi au 3 electroni pe ultimul strat se află în grupa 3 a Tabelului periodic.
- Atomul unui element care se află în perioada 2 poate avea numărul atomic Z cuprins între 3 și 10.
- Atomii elementelor care se află în aceeași perioadă au proprietăți asemănătoare.
- Caracterul metalic scade în perioadă de la grupa 1 la grupa 13.

2. Asociază cifra corespunzătoare numărului de electroni din coloana A cu litera corespunzătoare numărului atomic Z din coloana B și cu litera corespunzătoare poziției în Tabelul periodic din coloana C.

20 puncte

(5 p. x 4)

A	B	C
I. 5 electroni s	A. 6	a. grupa 1 perioada 3
II. 7 electroni p	B. 11	b. grupa 2 perioada 3
III. 3 orbitali s complet ocupați	C. 12	c. grupa 14 perioada 2
IV. 2 electroni în substratul 2p	D. 13	d. grupa 13 perioada 3
	E. 19	

- 3. Se dau următoarele elemente chimice: 9F , 11Na , 12Mg , 13Al și 17Cl .** **30 puncte**
(10 p. x 3)
- Scrie configurația electronică a atomilor fiecărui element de mai sus.
 - Reprezintă procesul de ionizare a atomilor fiecărui element.
 - Precizează elementul cu caracterul metalic cel mai pronunțat și elementul cu caracterul nemetalic cel mai pronunțat. Justifică răspunsul.
- 4. Un element X formează ioni cu sarcina +1 cu o configurație precum cea a atomului de neon.** **30 puncte**
(10 p. x 3)
- Identifică poziția elementului în Tabelul periodic și scrie configurația electronică a atomului elementului X.
 - Explică, pe baza configurațiilor electronice, de ce elementul X este foarte reactiv, în timp ce neonul este un gaz inert.
 - Calculează masa de clor care reacționează cu 160 g de element X de puritate 92%, știind că masa atomică relativă a elementului X este 23.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Reprezint configurația electronică pentru diferite specii chimice utilizând notații specifice chimiei.					
Recunosc proprietăți ale elementelor în funcție de configurația electronică.					
Corelez configurația electronică a atomului unui element cu poziția elementului în Tabelul periodic.					
Explic unele proprietăți ale substanțelor pe baza structurii învelișului electronic al elementelor chimice.					
Elaborez concluzii, utilizând terminologia specifică, după analiza și soluționarea unei situații-problemă.					

Proiect – Importanța Tabelului periodic pentru predicția proprietăților chimice ale elementelor

Ce vei face?

Vei demonstra că Tabelul periodic poate fi folosit pentru a caracteriza proprietățile chimice ale elementelor, folosind: configurația electronică pe straturi, poziția elementelor în Tabelul periodic, caracterul metalic și caracterul nemetalic, caracterul acido-bazic al compușilor oxigenați ai elementelor.

De ce vei face?

Te va ajuta să înțelegi că Tabelul periodic și configurația electronică pe straturi permit anticiparea proprietăților chimice ale elementelor. Tabelul periodic poate fi utilizat ca model explicativ și predictiv, esențial în studiul chimiei pentru: deducerea comportamentului chimic, anticiparea reacțiilor chimice, compararea elementelor necunoscute pe baza poziției lor.

Cum vei face?

I. Vei forma o echipă împreună cu alți trei colegi și vă veți împărți sarcinile de lucru pentru a evidenția corelația dintre configurația electronică pe straturi, poziția în Tabelul periodic și caracterul chimic pentru primele 20 de elemente.

II. Veți scrie configurația electronică pe straturi pentru primele 20 de elemente. Puteți organiza datele într-un tabel (element, configurație electronică, perioadă, grupă).

III. Veți explica, prin exemple concrete, cum se poate determina din poziția unui element tipul acestuia (metal, nemetal, gaz nobil).

IV. Pentru a studia caracterul metalic, veți compara

tendința elementelor Na, Mg și Al de a pierde electroni.

V. Pentru a studia caracterul nemetalic, veți compara Cl, Br, I pentru variația în grupă și N, O, F pentru variația în perioadă.

VI. Pentru a evidenția caracterul bazic al oxizilor metalelor veți scrie reacția dintre oxizii unor metale alcaline și alcalino-pământoase cu apa. Pentru a evidenția caracterul acid al oxizilor nemetalelor veți scrie reacția cu apa pentru CO_2 și SO_3 .

VII. Veți formula una sau mai multe concluzii privind folosirea Tabelului periodic pentru a prezice proprietățile chimice ale elementelor.

VIII. Veți prezenta în fața clasei informațiile și concluziile sub formă de poster sau prezentare digitală. Prezentarea va dura 8-10 minute.

Cum vei ști că ai reușit?

Criterii de autoevaluare	Realizat
Au fost respectate toate cerințele.	
Conținutul prezentat a fost corect din punct de vedere științific.	
Concluziile proiectului au fost relevante.	
Prezentarea a fost clară și ușor de urmărit.	
S-a respectat încadrarea în timpul alocat.	

4.1 Clasificarea legăturilor chimice. Legătura ionică

- De ce au substanțele proprietăți diferite?
- De ce este clorura de sodiu (figura 1) sau orice alt compus ionic un solid dur, casant, cu punct de topire ridicat, care conduce curentul doar atunci când este topit sau dizolvat în apă?

- De ce diamantul (figura 2) are punct de topire ridicat, este extrem de dur și nu se dizolvă în apă?

Aceste proprietăți sunt determinate de natura particulelor componente (atomi, ioni, molecule) și de natura legăturilor dintre acestea (figurile 3-4).



Fig. 1. Cristale de sare



Fig. 2. Diamante



Fig. 3. Structura clorurii de sodiu

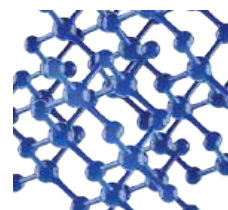


Fig. 4. Structura diamantului

Învăț



Pentru a înțelege lumea din jurul nostru, este esențial să înțelegem legăturile chimice. Ele țin atomii împreună și fac posibilă existența tuturor substanțelor, de la oxigenul pe care îl respirăm și apa pe care o bem până la materialele moderne și organismele vii. Fără legături chimice, atomii ar fi izolați, viața nu ar exista. Diversitatea uriașă a substanțelor din natură se datorează modului diferit în care atomii se pot lega între ei. Prin aceste legături se formează moleculele apei, ale proteinelor, ale ADN-ului, ale medicamentelor sau ale materialelor plastice.

Legăturile chimice reprezintă forțe de atracție care mențin unite particulele (atomi sau ioni), permițând formarea substanțelor chimice.

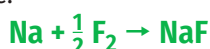
Legăturile chimice se formează deoarece atomii tind să ajungă la o stare mai stabilă, de obicei prin realizarea unei configurații electronice asemănătoare cu cea a gazelor nobile. Atomii interacționează prin intermediul electronilor de valență, fie prin transfer de electroni, fie prin punerea în comun a electronilor.

Tipuri principale de legături chimice:

- legătura ionică – se formează prin transfer de electroni între atomi de metale și atomi de nemetale;
- legătura covalentă – se formează prin punerea în comun a electronilor, în general, între atomi de nemetale;
- legătura metalică – se formează între atomii metalelor.

Legătura ionică se formează prin **transfer de electroni** de la atomii elementelor cu caracter metalic pronunțat la atomii elementelor cu caracter nemetalic pronunțat, urmat de **atracția electrostatică dintre ionii cu sarcini opuse** rezultați.

Reacțiile chimice dintre metale și nemetale duc frecvent la formarea compușilor ionici, substanțe cu proprietăți bine definite. Un exemplu reprezentativ este reacția dintre sodiu și fluor, reacție exotermă în care se formează fluorura de sodiu, compus utilizat în medicină, igienă dentară, industrie și cercetare.



Sodiul este un metal alcalin ai cărui atomi au un electron pe ultimul strat, pe care îl cedează ușor și se transformă în ioni pozitivi (cationi), Na^+ .

ÎMI AMINTESC

Atomii elementelor din grupa 18 au configurații stabile de dublet sau octet. Atomii celorlalte elemente din grupele principale au pe ultimul strat un număr de electroni egal cu cifra unităților din numărul grupei.

Atomii elementelor din grupele 1, 2 și 13 au pe ultimul strat 1, 2, respectiv, 3 electroni pe care îi cedează, formând ioni pozitivi cu configurația electronică a gazului rar cel mai apropiat în Tabelul periodic. Aceste elemente au caracter metalic.

Atomii elementelor din grupele 15, 16 și 17 au pe ultimul strat 5, 6, respectiv, 7 electroni. Atomii pot realiza configurații stabile de octet ale gazului rar cel mai apropiat în Tabelul periodic prin acceptare de electroni, formând ioni negativi. Aceste elemente au caracter nemetalic.

MĂ INFORMEZ



Fluorura de sodiu are mai multe utilizări importante:

- În igienă dentară este folosită în pasta de dinți (figura 5) și apa de gură, deoarece întărește smalțul dentar și previne apariția cariilor prin formarea fluorapatitei.



Fig. 5. Pastă de dinți cu fluor

- În medicină este utilizată în unele tratamente pentru osteoporoză (doze controlate) și este folosită ca marker în anumite investigații medicale (izotopi de fluor).
- În sinteze este utilizată ca reactiv chimic (figura 6).
- În agricultură este utilizată ca insecticid pentru combaterea dăunătorilor (cu precauție, deoarece este toxică în doze mari).
- În metalurgie este folosită la tratarea suprafețelor metalice și în fabricarea unor tipuri de sticlă și ceramică.

Deși este utilă, fluorura de sodiu este toxică în cantități mari, de aceea utilizarea sa este strict controlată.



Fig. 6. Fluorură de sodiu

Fluorul este un nemetal foarte reactiv ai cărui atomi acceptă un electron pentru a-și completa al doilea strat, formând ioni negativi (anioni), F^- . Ambele tipuri de atomi, prin ionizare, ajung la o configurație electronică stabilă, de octet.



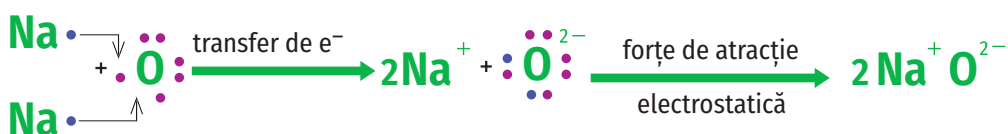
În timpul reacției chimice, fiecare atom de sodiu cedează un electron unui atom de fluor. Astfel, se formează ioni cu sarcini opuse, Na^+ și F^- , care se atrag electrostatic, formând un solid cristalin, fluorura de sodiu. Formarea legăturii ionice se poate reprezenta folosind simboluri Lewis astfel:



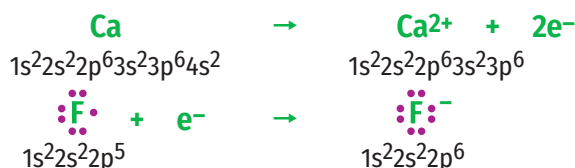
Compusul ionic oxid de sodiu se formează prin transfer de electroni între atomii de sodiu și atomii de oxigen. Pentru a realiza configurații stabile de octet, atomul de sodiu trebuie să cedeze electronul de pe ultimul strat, iar atomul de oxigen trebuie să accepte doi electroni.



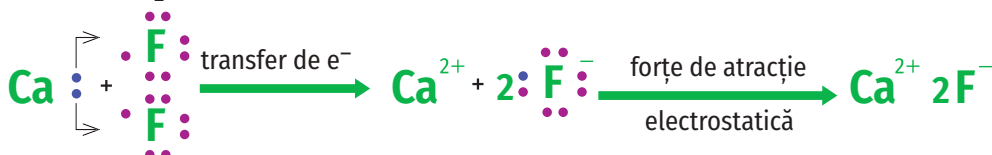
Prin urmare, compusul care se formează între sodiu și oxigen necesită un raport de doi atomi de sodiu la fiecare atom de oxigen. Cei doi atomi de sodiu cedează fiecare câte un electron de valență, în timp ce atomul de oxigen acceptă cei doi electroni. Ionii formați se atrag electrostatic, formând compusul ionic oxid de sodiu, Na_2O , în care raportul dintre ioni este $Na^+ : O^{2-} = 2 : 1$.



Fluorura de calciu se găsește în natură sub forma mineralului fluorină și este un compus stabil, cu numeroase utilizări industriale. Fluorura de calciu (CaF_2) este un compus ionic format din ioni de calciu (Ca^{2+}) și ioni de fluor (F^-). În procesul de ionizare, un atom de calciu cedează ambii electroni de pe ultimul strat pentru a ajunge la o configurație stabilă de octet. Un atom de fluor acceptă un singur electron pentru a ajunge la o configurație stabilă de octet.



Ca urmare, sunt necesari doi atomi de fluor pentru a accepta cei doi electroni cedați de atomul de calciu. Ionii de semn opus se atrag electrostatic, formând compusul ionic fluorură de calciu, CaF_2 , în care raportul dintre ioni este $Ca^{2+} : F^- = 1 : 2$.



Descopăr

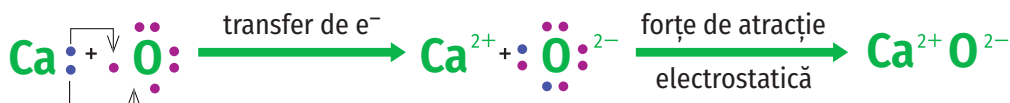
Prin reacția dintre sodiu și clor se obține compusul ionic clorură de sodiu (figura 6), iar în reacția calciului cu oxigenul se obține oxid de calciu, un compus ionic, de tip oxid bazic.

Care este raportul dintre numărul de ioni pozitivi și numărul de ioni negativi în acești compuși?

La formarea compusului ionic, clorură de sodiu (NaCl), atomul de sodiu cedează electronul de pe ultimul strat atomului de clor (figura 7). Prin transferul electronului de la atomul de sodiu la atomul de clor rezultă un ion pozitiv de sodiu și un ion negativ de clor, care se atrag prin forțe electrostatice.



Oxidul de calciu se formează prin transferul a doi electroni de la un atom de calciu la un atom de oxigen. Astfel, se formează ioni de semn opus, Ca^{2+} și O^{2-} , iar atracția electrostatică dintre aceștia duce la formarea unei legături ionice.



REȚIN

Legătura ionică se formează prin transfer de electroni de la atomii elementelor cu caracter metalic pronunțat la atomii elementelor cu caracter nemetalic pronunțat, urmat de atracția electrostatică dintre ionii cu sarcini opuse rezultați.

Aplic



1. Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):

- Prin reacția metalelor cu nemetalele se formează compuși ionici.
- Între atomii de metale și atomii de nemetale are loc un transfer de electroni în urma căruia se formează ioni pozitivi și ioni negativi.
- Numărul de electroni acceptați de către un atom este egal cu numărul de sarcini pozitive ale ionului format.
- Numărul de electroni cedați de către un atom este egal cu numărul de sarcini pozitive ale ionului format.
- În oxidul de calciu, raportul dintre ioni este 1:1.
- Compusul CaF_2 este format din molecule ce conțin un atom de calciu și doi atomi de fluor.

2. Stabilește poziția elementelor în Tabelul periodic și alege perechile de elemente care pot forma compuși ionici:

- | | | |
|---|---|---|
| a. ${}_3\text{Li}$ și ${}_9\text{F}$ | c. ${}_{12}\text{Mg}$ și ${}_{17}\text{Cl}$ | e. ${}_1\text{H}$ și ${}_{17}\text{Cl}$ |
| b. ${}_7\text{N}$ și ${}_{17}\text{Cl}$ | d. ${}_{11}\text{Na}$ și ${}_{16}\text{S}$ | f. ${}_{19}\text{K}$ și ${}_8\text{O}$ |

3. Scrie formulele compuşilor ionici care se formează din următoarele perechi de ioni:

- | | | |
|--|--------------------------------------|-------------------------------------|
| a. K^+ și Br^- | c. Ca^{2+} și Cl^- | e. Na^+ și N^{3-} |
| b. Mg^{2+} și O^{2-} | d. Al^{3+} și F^- | f. K^+ și S^{2-} |

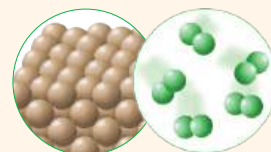


sodiu

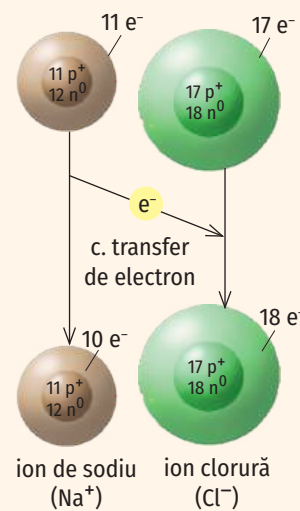


clor

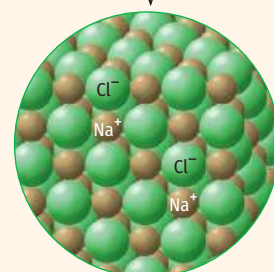
a. substanțe simple



b. reprezentare la scară microscopică a atomilor de Na și a moleculelor de Cl_2



d. atracția electrostatică a ionilor



e. cristalul de NaCl la scară microscopică



f. clorură de sodiu

Fig. 7. Formarea clorurii de sodiu

MĂ INFORMEZ



Fluorura de calciu se găsește în natură sub forma mineralului numit fluorină (figura 8) sau fluorspat într-o varietate de culori (verde, violet, galben etc.) sau incolor. Se găsește în zăcămintele hidrotermale, roci sedimentare și magmatice. Fluorura de calciu poate fi folosită:

- ca materie primă pentru obținerea acidului fluorhidric (HF) în industria chimică;
- ca fondant în metalurgie, în fabricarea sticlei și ceramicii;
- în optica de precizie pentru lentilele de înaltă calitate utilizate în camerele foto și microscopie;
- la confecționarea bijuteriilor.



Fig. 8. Fluorină

4. Se dau următoarele elemente chimice: ${}^8\text{O}$, ${}^{11}\text{Na}$ și ${}^{17}\text{Cl}$.

- Scrie configurația electronică a atomilor fiecărui element de mai sus.
- Modelează formarea compușilor ionici din atomii acestor elemente folosind simbolurile Lewis.
- Calculează numărul de atomi de oxigen care acceptă electronii cedați de atomii conținuți în 10 g de sodiu de puritate 92%.

5. Referitor la clorura de sodiu sunt corecte afirmațiile:

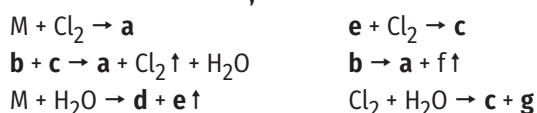
- Este alcătuită din molecule.
- Raportul dintre ioni este 1:1 în cristal.
- Se cunoaște sub numele de sodă caustică.
- Este utilizată în alimentație.
- În 11,7 g NaCl se găsesc $1,2044 \cdot 10^{23}$ ioni Na^+ .
- Se formează în reacția dintre Cl_2 și NaBr.

6. Se dau următoarele elemente chimice: ${}^9\text{F}$, ${}^{11}\text{Na}$ și ${}^{12}\text{Mg}$.

- Scrie configurația electronică a atomilor fiecărui element de mai sus.
- Modelează formarea compușilor ionici din atomii acestor elemente folosind simbolurile Lewis.
- Calculează masa de fluorură de sodiu care conține aceeași masă de fluor ca 39 g de fluorură de calciu de puritate 90%.

7. Se consideră substanțele cu formulele chimice: MgBr_2 , H_2O , Al_2O_3 , HCl , KOH , H_2S , CaS . Identifică substanțele ionice și indică din ce clasă de substanțe anorganice fac parte.

8. Se dă schema de reacții:



Se cunoaște că substanța **a** este clorura unui metal alcalin, M, care conține 47,55% clor.

- Identifică substanțele notate cu litere în schema de mai sus și scrie ecuațiile reacțiilor chimice.
- Modelează formarea compusului ionic notat cu litera **a** folosind simbolurile Lewis.
- Calculează masa de clor care se poate obține din 1000 kg compus **b** de puritate 98%, știind că au loc pierderi de 5%.

Portofoliul meu

Realizează un portofoliu digital cu tema *Substanțe ionice – prieteni sau inamici ai mediului?*, utilizând diferite surse de informare (manuale, articole științifice, site-uri educaționale, resurse multimedia).

În cadrul portofoliului:

- selectează cel puțin o substanță ionică (de exemplu, azotatul de potasiu utilizat ca îngrășământ chimic);
- descrie compoziția și proprietățile acesteia;
- explică rolul și utilizările în viața cotidiană;
- analizează impactul asupra mediului (beneficii și efecte negative);
- include exemple concrete și imagini relevante;
- menționează sursele de informare utilizate.

Produsul final poate fi realizat sub forma unei prezentări digitale (PowerPoint, Canva etc.), document sau portofoliu online și trebuie să evidențieze aspectele pozitive, dar și riscurile asociate utilizării substanței alese.

4.2 Proprietățile substanțelor ionice

- Care sunt proprietățile fizice care caracterizează substanțele ionice?
- Cum se explică aceste proprietăți?

Descopăr



Clorura de sodiu (figura 1), fluorura de sodiu (figura 2), fluorura de potasiu (figura 3), fluorura de magneziu (figura 4) și fluorura de aluminiu (figura 5) sunt substanțe ionice, alcătuite din ioni pozitivi de metale și ioni negativi de nemetale, care prezintă următoarele proprietăți fizice.

Substanță	Particule componente	Stare de agregare	Temperatura de topire	Conductibilitate electrică	Comportare la lovire
NaCl	Na^+ și Cl^-	solidă cristalină	801 °C	nu conduc curentul electric în stare solidă, ci doar în topitură sau în soluție	casantă
NaF	Na^+ și F^-	solidă cristalină	997 °C		casantă
KF	K^+ și F^-	solidă cristalină	847 °C		casantă
MgF_2	Mg^{2+} și F^-	solidă cristalină	1263 °C	nu conduc curentul electric în stare solidă, ci doar în topitură	casantă
AlF_3	Al^{3+} și F^-	solidă cristalină	1290 °C		casantă

Tabelul 1. Proprietăți fizice ale unor halogenuri ionice

Analizează informațiile din tabelul 1 și completează spațiile libere din enunțurile de mai jos, referitoare la proprietățile substanțelor ionice:

- toate sunt _____ cristaline la temperatura camerei;
 - toate prezintă temperaturi de topire _____, însă valorile acestora diferă de la o substanță la alta;
 - nu conduc curentul electric în stare _____, dar conduc curentul electric în _____;
 - la lovire, se _____ ușor, fără a se deforma.
- Pe baza asemănărilor constatate, se poate deduce că:
- substanțele ionice analizate au o structură _____;
 - existența unei stări solide cristaline și a temperaturilor de topire ridicate indică prezența unor forțe de atracție _____ între ioni;
 - lipsa conductibilității electrice în stare solidă, dar apariția acesteia în topitură sau soluție, se explică prin existența unor particule încărcate electric care devin _____ numai în anumite condiții;
 - comportarea la lovire arată că structura internă se _____ atunci când este supusă unei solicitări mecanice.

Învăț

Proprietățile comune ale substanțelor ionice sunt determinate de existența ionilor cu sarcini opuse, ordonați într-o rețea cristalină (figura 6), între care se manifestă forțe de atracție electrostatică puternice.

Structura cristalină a substanțelor ionice se caracterizează prin următoarele aspecte:

- ionii pozitivi (cationi) și ionii negativi (anioni) sunt dispuși ordonat în spațiu, formând o rețea cristalină ionică;



Fig. 1. Clorura de sodiu



Fig. 2. Fluorura de sodiu



Fig. 3. Fluorura de potasiu



Fig. 4. Fluorura de magneziu



Fig. 5. Fluorura de aluminiu

MĂ INFORMEZ



Intensitatea forțelor de atracție electrostatică dintre ionii unui compus ionic este dată de **legea lui Coulomb** și depinde de sarcina ionilor și de distanța dintre aceștia:

$$F = k \cdot \frac{|q_1 q_2|}{r^2}$$

unde:

F = forța de atracție electrostatică (N);

k = constanta lui Coulomb (aproximativ

$$8,9875 \cdot 10^9 \frac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2} \text{ în vid}).$$

q_1, q_2 = sarcinile electrice ale ionilor (C);

r = distanța dintre centrele ionilor (m).

Aplicarea formulei la ionii dintr-o rețea ionică:

- pentru ioni cu sarcini opuse, forța este de atracție;
- pentru ioni cu sarcini de același semn, forța este de respingere.

Forța electrostatică dintre două sarcini electrice punctiforme este direct proporțională cu produsul sarcinilor și invers proporțională cu pătratul distanței dintre ele.

Forța electrostatică crește cu mărimea sarcinilor ionilor și cu scăderea distanței dintre ioni. De aceea, compuși cu ioni mai mici, încărcați cu sarcini mai mari prezintă forțe electrostatice mai intense și, implicit, temperaturi de topire mai ridicate.

- fiecare ion este înconjurat de un număr determinat de ioni de semn opus, astfel încât atracțiile electrostatice dintre ionii cu sarcini opuse sunt maxime, iar repulsiile dintre ionii cu aceeași sarcină sunt minime;
- rețeaua cristalină se extinde în toate direcțiile, legătura ionică nu este dirijată în spațiu;

- ionii sunt fixați în

nodurile rețelei cristaline și pot doar să vibreze în jurul pozițiilor de echilibru, ceea ce explică lipsa conductibilității electrice în stare solidă;

- structura cristalină a substanțelor ionice este menținută de forțe electrostatice puternice, a căror intensitate depinde de sarcina și dimensiunea ionilor care alcătuiesc rețeaua.

Stare de agregare

La temperatura obișnuită, substanțele ionice se găsesc în stare solidă cristalină, reflectând structura ordonată a ionilor în alcătuirea acestor substanțe.

Temperatura de topire

Substanțele ionice au temperaturi de topire ridicate, determinate de forțele electrostatice puternice care se manifestă între ionii cu sarcini opuse din rețeaua cristalină.

În structura cristalină ionică, cationii și anionii sunt dispuși ordonat și sunt menținuți împreună de forțe de atracție electrostatică. Pentru ca substanța să se topească, aceste forțe trebuie învinse, adică ionii trebuie îndepărtați din pozițiile lor fixe din rețea. Acest proces necesită o cantitate mare de energie, furnizată sub formă de căldură.

Prin urmare, temperatura de topire ridicată a substanțelor ionice este o consecință directă a interacțiunilor electrostatice puternice din rețeaua cristalină ionică.

Deși toate substanțele analizate prezintă proprietăți comune specifice compușilor ionici, există diferențe între valorile temperaturilor de topire. Aceste diferențe sunt determinate de sarcina și dimensiunea ionilor.

Din datele experimentale s-a constatat că:

- substanțele care conțin ioni cu sarcini mai mari prezintă temperaturi de topire mai ridicate;
- substanțele care conțin ioni de dimensiuni mai mici prezintă, de asemenea, temperaturi de topire mai mari.

Temperatura de topire a substanțelor ionice crește cu creșterea sarcinilor ionilor. De exemplu, fluorura de aluminiu are o temperatură de topire mai mare decât fluorura de magneziu și fluorura de sodiu deoarece sarcina ionilor crește de la Na^+ la Mg^{2+} la Al^{3+} .

Substanța ionică	NaF	MgF ₂	AlF ₃
Temperatura de topire	997 °C	1263 °C	1290 °C

Temperatura de topire a substanțelor ionice crește cu scăderea razei ionilor, deoarece astfel scade distanța dintre nuclee și forțele de atracție electrostatică sunt mai intense. De exemplu, fluorura de sodiu are o temperatură de topire mai mare decât fluorura de potasiu, deoarece raza ionului Na^+ este mai mică decât raza ionului K^+ .

Substanța ionică	NaF	KF
Temperatura de topire	997 °C	847 °C

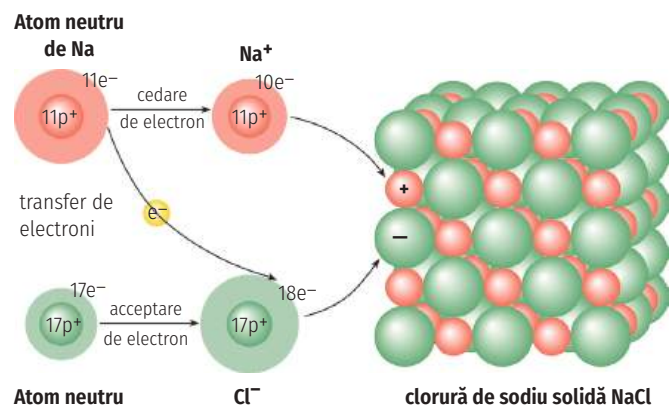


Fig. 6. Rețea ionică

Fluorura de sodiu are o temperatură de topire mai mare decât clorura de sodiu deoarece raza ionului F^- este mai mică decât raza ionului Cl^- .

Substanța ionică	NaF	NaCl
Temperatura de topire	997 °C	801 °C

Astfel, compușii ionici care conțin ioni cu sarcini mai mari sau cu dimensiuni mai mici prezintă forțe de atracție electrostatică mai intense și, în consecință, temperaturi de topire mai ridicate.

Conductibilitate electrică

În stare solidă, substanțele ionice nu conduc curentul electric, deoarece ionii sunt fixați în nodurile rețelei cristaline. Substanțele ionice se pot topi sau dizolva fără să se modifice configurația electronică a ionilor. În stare topită sau, în cazul compușilor solubili, în soluție apoasă, substanțele ionice conduc curentul electric, datorită mobilității ionilor.

Comportare la lovire

Substanțele ionice sunt casante deoarece au o structură cristalină ordonată de ioni pozitivi și negativi. Dacă asupra unui cristal se aplică suficientă forță (figura 7.a), straturile de ioni se deplasează (figura 7.b) astfel încât ionii de același semn ajung unul lângă altul, iar forțele de respingere care se exercită între ei fisurează brusc cristalul (figura 7.c), cauzând spargerea lui.

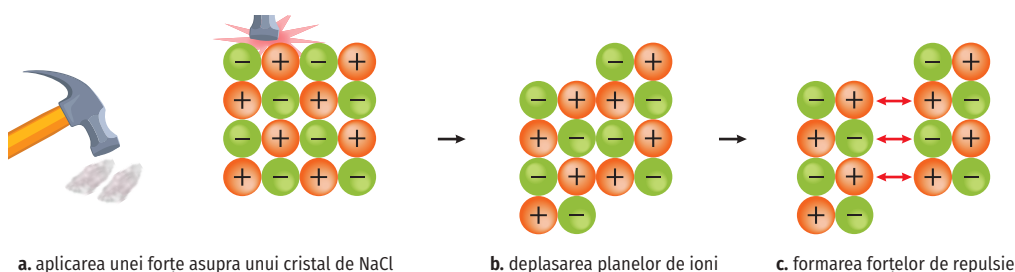


Fig. 7. Spargerea cristalului de clorură de sodiu

REȚIN

- Substanțele ionice sunt solide cristaline, cu temperaturi de topire ridicate, care se sparg la lovire și conduc curentul electric în soluție sau în topitură.
- Proprietățile fizice ale compușilor ionici sunt determinate de existența ionilor și de forțele puternice de atracție electrostatică dintre aceștia.
- Diferențele dintre aceste proprietăți sunt cauzate de sarcina și dimensiunea ionilor care alcătuiesc rețeaua cristalină.

Aplic

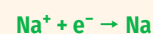
1. **Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - a. Substanțele ionice sunt alcătuite din molecule.
 - b. Într-un cristal ionic, ionii pozitivi alternează cu ionii negativi.
 - c. Între ionii pozitivi și ionii negativi se stabilesc forțe puternice de atracție electrostatică.
 - d. Toate substanțele ionice sunt solide la temperatură obișnuită.
 - e. Halogenurile metalelor alcaline au temperaturi de topire ridicate.
 - f. Substanțele ionice conduc curentul electric atât în stare solidă cât și în stare topită.

ÎMI AMINTESC

Electroliza este un proces complex care are loc la trecerea curentului electric prin soluția sau topitura unui electrolit.

Electroliza clorurii de sodiu în stare topită are loc la temperatură mai mare decât temperatura de topire. Se obține o topitură ionică, în care ionii Na^+ și Cl^- sunt mobili. Se folosesc electrozi inactivi (de exemplu, grafit).

La catod (-) are loc procesul de reducere, se obține sodiu metalic:



La anod (+) are loc procesul de oxidare și se degajă clor gazos:



Ecuția reacției chimice globale este:

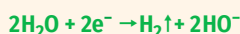


MĂ INFORMEZ

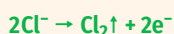
Electroliza clorurii de sodiu în soluție apoasă

În soluția de clorură de sodiu sunt prezenți ionii Na^+ și Cl^- și molecule de apă, H_2O . Apa participă activ la reacțiile de electroliză.

La catod (-), ionii de sodiu nu se reduc, deoarece apa se reduce mai ușor. Se degajă hidrogen gazos, iar în soluție apar ioni hidroxid.



La anod (+), ionii de clorură se oxidează și se degajă clor gazos.



Ecuția reacției chimice este:



Electroliza clorurii de sodiu în soluție apoasă conduce la formarea hidroxidului de sodiu, a hidrogenului și a clorului.

2. Fluorura de magneziu și fluorura de aluminiu sunt compuși ionici care se formează prin reacții chimice ale metalelor corespunzătoare cu fluorul, acidul fluorhidric sau prin reacțiile oxizilor metalelor cu acidul fluorhidric.

a. Scrie ecuațiile reacțiilor prin care se poate obține fluorura de magneziu.

b. Scrie ecuațiile reacțiilor prin care se poate obține fluorura de aluminiu.

c. Precizează care sunt proprietățile fizice comune ale fluorurii de magneziu și fluorurii de aluminiu.

d. Apreciază care dintre fluorura de magneziu și fluorura de aluminiu are o temperatură de topire mai mare. Justifică răspunsul.

3. Atomii elementelor chimice E_1 , E_2 , E_3 și E_4 formează ioni izoelectronici cu atomul de neon. Se cunoaște că:

– atomii elementelor E_3 și E_4 au electronul distinctiv în substratul s al ultimului strat;

– elementele E_1 , E_2 se află în perioada 2, iar elementele E_3 , E_4 se află în perioada 3 a Tabelului periodic;

– elementele E_1 și E_4 , respectiv, elementele E_2 și E_3 formează compuși ionici în care raportul ionilor este 1:1.

a. Identifică elementele chimice E_1 , E_2 , E_3 și E_4 .

b. Reprezintă formarea legăturilor chimice în compușii ionici formați din elementele E_1 și E_4 , respectiv, E_2 și E_3 .

c. Apreciază care dintre compușii ionici de la punctul b are o temperatură de topire mai mare. Justifică răspunsul.

4. Precizează cauzele următoarelor proprietăți ale substanțelor ionice:

a. La temperatură obișnuită, substanțele ionice sunt solide cristaline.

b. Substanțele ionice au temperaturi de topire ridicate.

c. Substanțele ionice sunt casante, se sparg la lovire.

d. Substanțele ionice nu conduc curentul electric în stare solidă, ci în stare topită sau în soluție.

5. Despre două substanțe compuse, A și B, se cunosc următoarele proprietăți fizice:

Substanța A	Substanța B
- este solidă la temperatura camerei; - are punct de topire ridicat; - este solubilă în apă; - în soluție apoasă conduce curentul electric.	- este solidă la temperatura camerei; - are punct de topire scăzut; - este insolubilă în apă; - nu conduce curentul electric nici în stare solidă, nici în soluție.

Precizează care dintre cele două substanțe este ionică. Justifică răspunsul pe baza proprietăților date.

Portofoliul meu

Substanțele ionice cu temperaturi de topire foarte ridicate au utilizări importante, deoarece pot rezista la temperaturi înalte fără a se topi sau descompune. Aceste substanțe se utilizează în industrie ca materiale refractare, electroliti în stare topită și componente ale materialelor ceramice, datorită stabilității lor termice ridicate.

Documentează-te și realizează o fișă în care să prezinți cel puțin trei substanțe ionice cu temperaturi de topire ridicate.

Pentru fiecare substanță, precizează: denumirea și formula chimică, valoarea temperaturii de topire, domeniul de utilizare, explicația utilizării respective pe baza temperaturii mari de topire.

4.3 Cristalul de clorură de sodiu.

Proprietăți fizice ale clorurii de sodiu

În natură, clorura de sodiu se găsește în stare solidă sub formă de halit și dizolvată în ape minerale, lacuri, mări și oceane. Este una dintre cele mai răspândite și importante substanțe minerale de pe Pământ.

Cristalele de halit au o formă cubică, cum se poate observa în figura 1. Care crezi că este poziția ionilor negativi și pozitivi în cristal?

Descopăr



Pentru caracterizarea cristalului de clorură de sodiu, analizează imaginile care reprezintă forma cristalelor de clorură de sodiu din figura 1 și modul de aranjare a ionilor Na^+ și Cl^- în cristal, din figura 2.

- Cum poți descrie structura clorurii de sodiu? Ce tip de rețea cristalină prezintă?
 - Cum sunt dispuși ionii Na^+ și Cl^- în cristal?
 - Ce formă are cea mai mică unitate structurală care, prin repetare, conduce la construirea întregii rețele ionice?
 - Care este numărul de ioni Cl^- care se află la cea mai mică distanță de un ion Na^+ ?
 - Care este numărul de ioni Na^+ care se află la cea mai mică distanță de un ion Cl^- ?
- Argumentează răspunsurile pe baza observațiilor făcute.

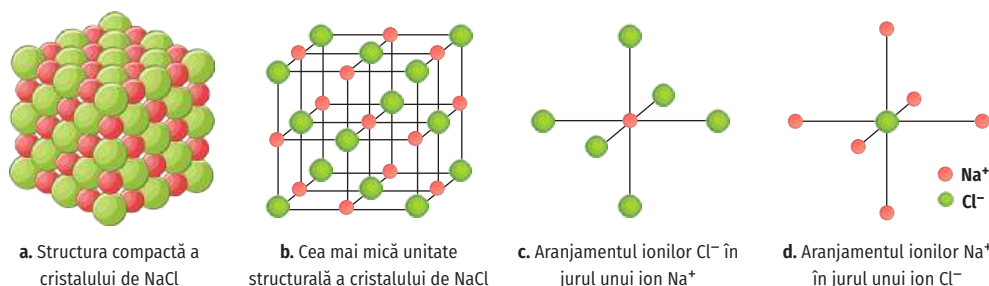


Fig. 2. Cristalul de clorură de sodiu

Învăț

Clorura de sodiu este un compus ionic care cristalizează într-o rețea cubică cu fețe centrate. Ionii Na^+ și Cl^- sunt aranjați alternativ într-o rețea compactă tridimensională regulată (figura 3.a). Forma cubică a cristalelor (figura 3.b) rezultă din aranjarea regulată a ionilor. Ionii Cl^- se află în colțurile unui cub și în centrele fețelor cubului, iar ionii Na^+ se află în mijloacele laturilor și în centrul cubului. Ionii Na^+ și Cl^- vecini se ating de-a lungul laturii cubului. Fiecare ion Na^+ este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Cl^- (figura 3.c), iar fiecare ion Cl^- este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Na^+ (figura 3.d). Prin urmare, în cristalul de NaCl, numărul de coordinație este 6, fiecare ion fiind înconjurat de 6 ioni de semn opus la cea mai mică distanță (jumătate din latura cubului). Raportul dintre ioni Na^+ și Cl^- este 6:6 sau 1:1. Cristalul de clorură de sodiu este neutru din punct de vedere electric, deoarece numărul de sarcini pozitive este egal cu numărul de sarcini negative.

Forțele de atracție electrostatică dintre Na^+ și Cl^- sunt foarte puternice, astfel încât ionii sunt cât mai aproape posibil, fără suprapunerea norilor electronici. Structura este foarte ordonată și stabilă, clorura de sodiu se caracterizează printr-o rețea cristalină continuă. Formula chimică NaCl indică raportul dintre numărul de ioni pozitivi și numărul de ioni negativi din cristal.



Fig. 1. Cristale de halit

ÎMI AMINTESC

Compușii ionici sunt substanțe solide, cristaline, deoarece ionii pozitivi și ionii negativi se atrag prin forțe de atracție puternice. La lovire, cristalele se sparg, sunt casante. Solidele ionice nu conduc curentul electric, deoarece ionii ocupă poziții fixe și nu se pot deplasa.

Unii compuși ionici sunt solubili în apă. Soluțiile sau topiturile compușilor ionici conduc curentul electric și se numesc electroliți.

Anodul (+) este electrodul conectat la borna pozitivă a bateriei, spre care se deplasează anionii ($\ominus$), ionii negativi din soluția sau topitura compusului ionic. Catodul (-) este electrodul conectat la borna negativă a bateriei. Spre el se deplasează cationii ($\oplus$), ionii pozitivi din soluția sau topitura compusului ionic.

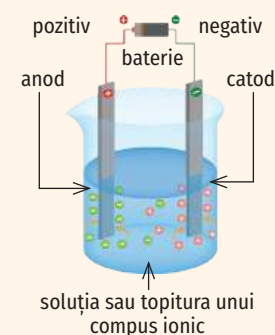
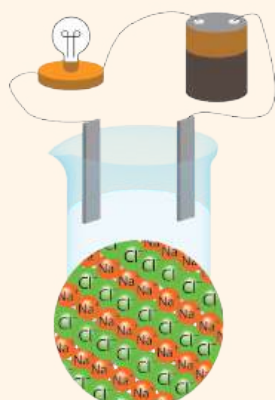
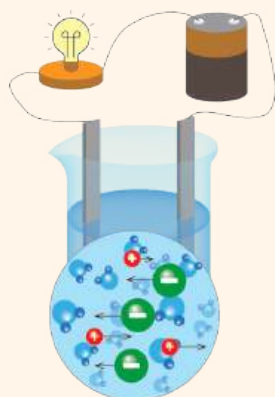


Fig. 3. Trecerea curentului electric printr-o soluție de electrolit



a. Testarea conductibilității electrice a NaCl solidă



b. Soluție apoasă de NaCl

Fig. 4. Circuit electric



Fig. 5. Sare de Himalaya

Investigație

Descoperirea proprietăților fizice ale clorurii de sodiu – activitate practică de laborator în echipă

Substanțe și ustensile necesare: clorură de sodiu, apă distilată, pahare Berzelius, mojar cu pistil, spatulă, clește metalic, creuzet, triunghi ceramic pentru susținerea creuzetului, bec de gaz, circuit electric format din electrozi, bec, baterie.

Ce veți face?

Realizați, în echipă, o investigație privind proprietățile fizice ale clorurii de sodiu: starea de agregare, temperatura de topire, conductibilitatea electrică și comportarea la lovire.

- Observați starea de agregare, aspectul și culoarea clorurii de sodiu, apoi notați proprietățile fizice într-un tabel.

- Verificați comportarea la mojarare a clorurii de sodiu folosind mojarul cu pistil.

- Pentru a aprecia temperatura de topire, puneți o cantitate mică de clorură de sodiu într-un creuzet. Încălziți creuzetul la flacăra unui bec de gaz câteva minute.

- Pentru testarea conductibilității electrice a clorurii de sodiu în stare solidă și în soluție realizați două montaje ca în figura 4.

- Introduceți doi electrozi într-un pahar Berzelius care conține sare solidă și închideți circuitul electric format cu bateria și becul. Becul se aprinde?

- Introduceți alți doi electrozi într-un alt pahar Berzelius care conține o soluție de sare în apă și închideți circuitul electric format cu bateria și becul. La închiderea circuitului, becul se aprinde?

Pe baza informațiilor studiate și a observațiilor realizate, corelați fiecare proprietate fizică cu structura cristalină ionică a clorurii de sodiu. Argumentați modul în care aranjarea ionilor în rețeaua cristalină determină aceste proprietăți.

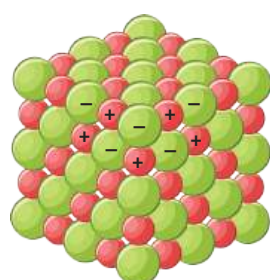
Învăț



Proprietățile fizice ale clorurii de sodiu

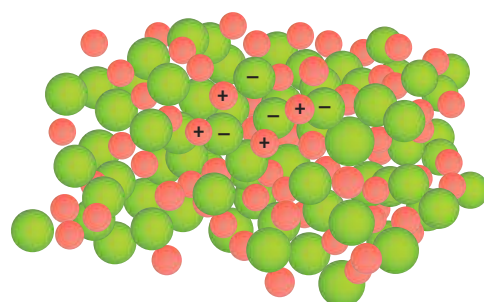
Stare de agregare. Clorura de sodiu este solidă cristalină, incoloră în stare pură, albă în stare de pulbere. Impuritățile pot colora sarea în gri, roz sau gălbui (de exemplu, sarea roz de Himalaya – figura 5). Cristalele au formă cubică, reflectând structura internă.

Temperatura de topire. Clorura de sodiu se topește la 801 °C. Temperatura de topire ridicată se explică prin existența forțelor puternice de atracție electrostatică dintre ionii Na^+ și Cl^- , dispuși ordonat în rețeaua cristalină (figura 6.a). Pentru topire, este necesară furnizarea unei cantități mari de energie termică, astfel încât ionii să părăsească pozițiile fixe din rețea și să devină mobili (figura 6.b).



a. În stare solidă, între ioni se exercită forțe de atracție electrostatică puternice. Ionii ocupă poziții fixe în cristal.

căldură →



b. În topitură, ionii părăsesc pozițiile fixe din cristal și devin mobili.

Fig. 6. Topirea clorurii de sodiu

Solubilitate. Clorura de sodiu se dizolvă în apă. Solubilitatea clorurii de sodiu în apă permite disocierea în ioni Na^+ și Cl^- în soluție, făcând posibilă desfășurarea multor procese biologice, chimice și industriale.

Conductibilitate electrică. Clorura de sodiu nu conduce curentul electric în stare solidă, deoarece ionii ocupă poziții fixe în cristal și nu se pot deplasa. În stare topită sau în soluție, ionii devin mobili și se pot deplasa, astfel încât devine posibilă trecerea curentului electric.

Comportare la lovire. Clorura de sodiu este rigidă și are o duritate mică. Aceste proprietăți sunt determinate de forțele de atracție puternice care mențin ionii în anumite poziții. Clorura de sodiu este casantă, se sparge ușor în cristale mai mici. Dacă asupra unui cristal se aplică o forță destul de mare, ionii se deplasează, astfel încât ionii de același semn ajung unul lângă altul, iar forțele de respingere care se exercită între ei sparg cristallul.

REȚIN

- Cristallul de clorură de sodiu se caracterizează printr-o rețea cubică cu fețe centrate în care ionii Na^+ și Cl^- sunt dispuși alternativ, ceea ce determină proprietățile sale fizice.
- Clorura de sodiu este solidă la temperatură obișnuită, solubilă în apă, casantă, se topește la temperatură ridicată, conduce curentul electric în soluție și în topitură.

Aplic



- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații referitoare la clorura de sodiu este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Clorura de sodiu este un compus ionic, solid, cristalin.
 - Se cunoaște sub numele de sodă caustică.
 - Ionii Na^+ și Cl^- sunt aranjați întâmplător, clorura de sodiu nu are o structură ordonată.
 - În cristal, un ion Na^+ este înconjurat de 6 ioni Cl^- la cea mai mică distanță.
 - Se topește la o temperatură mică.
- Unele halogenuri ale metalelor alcaline prezintă structura clorurii de sodiu.**
 - Caracterizează cristallul de clorură de sodiu.
 - Notează formulele chimice a trei halogenuri ale metalelor alcaline.
 - Modelează formarea legăturilor ionice în cele trei halogenuri.
- Precizează cauzele următoarelor proprietăți ale clorurii de sodiu:**
 - Cristallul de clorură de sodiu este neutru din punct de vedere electric.
 - La temperatură obișnuită se află în stare solidă.
 - Nu conduce curentul electric în stare solidă.
 - Conduce curentul electric în topitură.
 - Cristallul de clorură de sodiu se sparge la lovire.
- Cea mai mică unitate a rețelei cristaline a clorurii de sodiu este un cub. Razele ionilor Na^+ și Cl^- sunt egale cu 1,02 Å și, respectiv, 1,81 Å.**
 - Calculează lungimea laturii cubului care reprezintă celula elementară a rețelei.
 - Completează următorul tabel cu poziția ionilor Na^+ în celula elementară a clorurii de sodiu.

Locul ocupat de ion	Colțurile cubului	Centrul cubului	Centrele fețelor	Mijloacele laturilor
Nr. ioni Cl^-				
Nr. ioni Na^+				

- Determină numărul de ioni care aparține unei singure celule elementare. Justifică faptul că celula elementară este neutră din punct de vedere electric.
- Calculează densitatea clorurii de sodiu exprimată în g/cm^3 .

MĂ INFORMEZ

Clorura de sodiu este utilizată la deszăpezirea drumurilor (figura 7), deoarece: dizolvată în apă, scade punctul de îngheț al acesteia, împiedică formarea gheții și favorizează topirea gheții existente. Împrăștiată pe gheață sau zăpadă, sarea se dizolvă în stratul subțire de apă de la suprafața gheții. Apa pură îngheață la 0°C , dar soluția de clorură de sodiu rămâne lichidă până la aproximativ -21°C (în concentrație optimă de 23,3%). Gheața se topește atâta timp cât temperatura este peste punctul de îngheț al saramurii.



Fig. 7. Utilizarea sării pe suprafețele pietonale și carosabil, în sezonul rece

PORTOFOLIUL MEU

Realizează o fișă cu titlul *Clorura de sodiu – mai mult decât un condiment*, în care vei explica modul în care sunt determinate proprietățile fizice ale clorurii de sodiu (NaCl) de tipul de legătură chimică. În pregătirea lucrării, vei avea în vedere:

- să menționezi cel puțin două proprietăți fizice ale sării;
- să explici tipul de legătură chimică din clorură de sodiu;
- să realizezi legătura între structura ionică a clorurii de sodiu și proprietățile fizice ale acesteia.

Recapitulare

Legăturile chimice reprezintă forțe de atracție care mențin atomii uniți, permițând formarea substanțelor chimice.

Legătura ionică se formează prin transfer de electroni de la atomii elementelor cu caracter metalic pronunțat la atomii elementelor cu caracter nemetalic pronunțat, urmat de atracția electrostatică dintre ionii cu sarcini opuse rezultați.

La formarea compusului ionic, clorură de sodiu, atomul de sodiu cedează electronul de pe ultimul strat atomului de clor, rezultând ionul pozitiv de sodiu și ionul negativ de clor, care se atrag prin forțe electrostatice.

Cristalul de clorură de sodiu se caracterizează printr-o rețea cubică cu fețe centrate, în care ionii Na^+ și Cl^- sunt dispuși alternativ. În rețeaua cristalină a clorurii de sodiu, cea mai mică unitate structurală este un cub. Ionii Cl^- se află în colțurile cubului și în centrele fețelor cubului, iar ionii Na^+ se află în mijloacele laturilor și în centrul cubului. Fiecare ion

Na^+ este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Cl^- , iar fiecare ion Cl^- este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Na^+ . Numărul de coordinație al fiecărui ion este 6. Cristalul de clorură de sodiu este neutru din punct de vedere electric deoarece numărul de sarcini pozitive este egal cu numărul de sarcini negative.

Proprietățile fizice ale compușilor ionici sunt determinate de existența ionilor și de forțele puternice de atracție electrostatică dintre aceștia. Substanțele ionice sunt solide cristaline, cu temperaturi de topire ridicate, care se sparg la lovire și conduc curentul electric în soluție sau în topitură. Diferențele dintre aceste proprietăți sunt cauzate de sarcina și dimensiunea ionilor care alcătuiesc rețeaua cristalină. Compușii ionici care conțin ioni cu sarcini mai mari sau cu raze mai mici prezintă forțe de atracție electrostatică mai intense, ceea ce determină temperaturi de topire mai ridicate.

Evaluare

1. Alege răspunsul corect:

15 puncte (5 p. x 3)

- Clorura de sodiu nu conduce curentul electric în:
 - topitură;
 - stare solidă;
 - soluții apoase concentrate;
 - soluții apoase diluate.
- Cristalul de clorură de sodiu are o rețea cubică în care:
 - cea mai mică distanță dintre ioni este latura cubului;
 - numerele de coordinație ale ionilor sunt egale;
 - ionii de același semn se ating;
 - ionii Cl^- se află în colțurile cubului și în centrul cubului.
- La formarea a 3 moli de fluorură de calciu, numărul de electroni transferați este egal cu:
 - $6,022 \cdot 10^{23}$
 - $1,2044 \cdot 10^{24}$
 - $1,8066 \cdot 10^{24}$
 - $3,6132 \cdot 10^{24}$

2. Se dau următoarele elemente chimice: 8O , 9F , 11Na , 12Mg și 17Cl .

45 puncte (15 p. x 3)

- Scrie configurația electronică a atomilor fiecărui element de mai sus.
- Reprezintă formarea legăturii ionice pentru trei compuși care să conțină ioni în raport de 1:1.
- Precizează care dintre compușii ionici de la punctul b are temperatura de topire mai mare. Justifică răspunsul.

3. Un element E_1 formează ioni cu o sarcină pozitivă, care au configurația gazului nobil din perioada 2. Un alt element E_2 formează ioni cu o sarcină negativă, care au configurația gazului nobil din perioada 3.

30 puncte (10 p. x 3)

- Identifică elementele E_1 și E_2 și reprezintă formarea legăturii chimice în compusul X pe care acestea îl formează.
- Calculează numărul de ioni ai fiecărui element care aparțin unei celule elementare a compusului X.
- Indică două proprietăți fizice ale compusului X și explică-le pe baza structurii acestuia.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Identific tipurile legăturilor chimice în diferite specii chimice.					
Modelez, folosind simboluri Lewis, legăturile chimice aflate în compoziția diferitelor substanțe.					
Utilizez limbajul specific în studii proprietăților/ comportării unei substanțe în funcție de tipul de legătură chimică.					
Rezolv situații-problemă având în vedere corelația dintre structura substanțelor și proprietăți ale acestora.					
Justific proprietățile substanțelor, în funcție de tipul de legătură chimică.					

Proiect – Clorura de sodiu: aplicații esențiale în viața cotidiană

În echipă cu alți trei colegi, documentează-te despre aplicațiile clorurii de sodiu în diverse domenii (alimentar, medical, industrial, biologic). Pentru fiecare aplicație identifică proprietatea clorurii de sodiu care o face posibilă și argumentați. Realizați un material (poster, prezentare digitală etc.) în care veți prezenta informațiile descoperite și concluziile voastre. Respectați pașii de realizare a unui proiect de la pagina 168.

5.1 Legătura covalentă

Compușii ionici se formează prin transfer de electroni de la atomii elementelor cu caracter metalic pronunțat la atomii elementelor cu caracter nemetalic pronunțat, urmat de atracția electrostatică dintre ioni cu sarcini opuse rezultați. Însă, există compuși formați doar din atomi de nemetale, cum ar fi apa, H_2O , sau acidul clorhidric, HCl .

Ce fel de legături se formează între atomii de nemetale?

Învăț

Nu toate substanțele prezintă legături formate prin transfer de electroni, așa cum se întâmplă în cazul legăturii ionice. Atomii nemetalelor din grupele 14-17 pot pune în comun electroni pentru a obține configurații stabile de octet. Punerea în comun de electroni este diferită de procesul de ionizare, deoarece electronii nu sunt cedați sau acceptați, ci aparțin ambilor atomi, rezultând molecule. Acest tip de legătură se numește legătură covalentă.

Legătura covalentă este legătura chimică care se formează prin punere în comun de electroni între doi atomi.

Legătura covalentă se reprezintă prin formule Lewis care arată modul în care atomii pun în comun electronii de valență. Pentru modelarea legăturii covalente se utilizează simboluri Lewis formate din simbolul elementului chimic (reprezintă nucleul și electronii de pe primele straturi) și un număr de puncte egal cu numărul de electroni de pe ultimul strat, electronii de valență. O pereche comună de puncte reprezintă o legătură covalentă. Electronii care nu participă la legătură se reprezintă prin perechi de puncte lângă simbolul chimic.

O pereche de electroni comuni poate fi reprezentată și printr-o linie între simbolurile chimice ale elementelor.

Molecula de hidrogen este formată din doi atomi de hidrogen uniți printr-o legătură covalentă. Fiecare atom de hidrogen are un orbital atomic 1s, ocupat de un electron, configurația electronică este $1s^1$. La apropierea celor doi atomi de hidrogen, orbitalii atomici 1s se întrepătrund, rezultând un orbital molecular de legătură ocupat cu cei doi electroni. În jurul fiecărui nucleu de hidrogen se rotesc acum doi electroni de spin opus și fiecare atom realizează o configurație stabilă de dublet (figura 1).

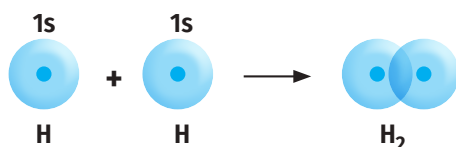


Fig. 1. Formarea orbitalului molecular de legătură prin întrepătrunderea orbitalilor atomici 1s

Formarea legăturii covalente în molecula de hidrogen, H_2 , se poate reprezenta:



Molecula de clor este formată din doi atomi de clor uniți printr-o legătură covalentă.

Clorul are numărul atomic 17 și configurația electronică a atomului de clor este $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Pe stratul de valență ($n = 3$), atomul de clor are 7 electroni de valență dintre care un electron necuplat într-un orbital monoelectronic 3p. Acest orbital monoelectronic participă la formarea unei legături covalente.

MĂ INFORMEZ

Molecula de hidrogen reprezintă un exemplu pentru aplicarea teoriei orbitalilor moleculari, conform căreia orbitalii atomici se combină liniar pentru a forma orbitali moleculari. Prin combinarea celor doi orbitali atomici 1s rezultă un orbital molecular de legătură σ și un orbital molecular antilegătură σ^* . Orbitalul molecular de legătură (figura 2) se formează prin întrepătrunderea orbitalilor 1s, prezintă o densitate maximă a electronilor între cele două nuclee, are energie mai mică decât orbitalii atomici inițiali și stabilizează molecula.



Fig. 2. Orbitalul molecular de legătură σ

Orbitalul molecular de antilegătură (figura 3) prezintă o densitate electronică nulă între nuclee. Acest orbital are energie mai mare decât orbitalii atomici și destabilizează sistemul.

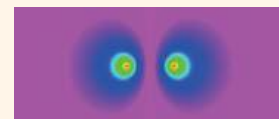


Fig. 3. Orbitalul molecular de antilegătură σ^*

ÎMI AMINTESC

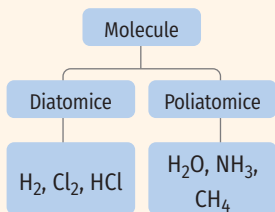


Molecula este cea mai mică particulă dintr-o substanță, care poate exista și în stare liberă și care păstrează proprietățile substanței din care provine.

Atomii nemetalelor pot realiza configurații stabile de octet corespunzătoare gazului nobil cel mai apropiat în Tabelul periodic prin punere în comun de electroni, formând molecule.

Formează molecule nemetalele, oxizii nemetalelor, acizii și majoritatea substanțelor organice.

O moleculă poate fi formată din doi sau mai mulți atomi, identici sau diferiți.



Proprietățile fizice ale compuşilor moleculari sunt determinate de modul de formare a moleculelor și modul de aranjare a atomilor în molecule.

- se găsesc, la temperatură obișnuită, în toate cele trei stări de agregare: gazoasă (H₂, O₂, N₂, Cl₂, HCl, NH₃, CH₄), lichidă (H₂O, Br₂) sau solidă (P₄, S₈, I₂);
- nu conduc curentul electric, în stare pură;
- compuşii moleculari pot fi: insolubili în apă, ca de exemplu CH₄; solubili în apă, de exemplu: HCl, NH₃; parțial solubili în apă, cum ar fi O₂ (oxigenul dizolvat este esențial pentru respirația organismelor acvatice).

Când doi atomi de clor se apropie, orbitalii 3p monoelectronici orientați de-a lungul axei internucleare se întrepătrund. Rezultă un orbital molecular de legătură în care se află cei doi electroni puși în comun. Se formează astfel o legătură covalentă (figura 4).

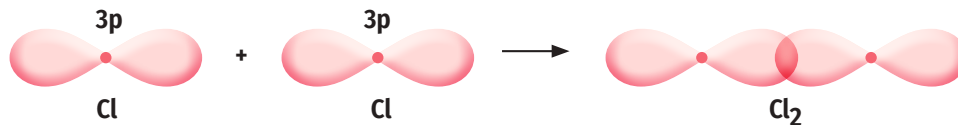


Fig. 4. Formarea orbitalului molecular de legătură prin întrepătrunderea orbitalilor atomici 3p

Astfel, fiecare atom de clor realizează o configurație stabilă de octet. Fiecare atom de clor mai are 6 electroni neparticipanți, care nu iau parte la formarea legăturii, dar contribuie la alcătuirea octetului. Formarea legăturii covalente în molecula de clor, Cl₂, se poate reprezenta:



La formarea moleculei de acid clorhidric, atomul de hidrogen pune în comun electronul său cu un electron al atomului de clor. Când cei doi atomi se apropie, orbitalul 1s al atomului de hidrogen se întrepătrunde cu orbitalul 3p monoelectronic, orientat de-a lungul axei internucleare. Astfel, se formează un orbital molecular de legătură, în care gravitează cei doi electroni puși în comun, care au spin opus. Ca urmare, se formează o legătură covalentă (figura 5).

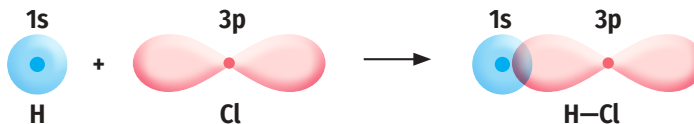


Fig. 5. Formarea orbitalului molecular de legătură în HCl

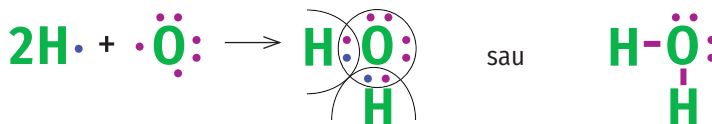
Așadar, atomul de hidrogen formează o configurație stabilă de dublet, iar atomul de clor realizează o configurație stabilă de octet. Atomul de clor mai are 6 electroni cu care nu participă la formarea legăturii covalente. Formarea legăturii covalente în molecula de acid clorhidric, HCl, se poate reprezenta:



Descopăr

1. Având ca exemplu formarea legăturilor covalente în moleculele de hidrogen, clor și acid clorhidric, împreună cu un coleg/o colegă, observați reprezentările legăturilor covalente și completați spațiile libere din enunțurile de mai jos, care explică formarea moleculelor de apă, amoniac și metan. Apoi, cu ajutorul trusei cu bile și tijă, modelați moleculele studiate (figurile 6-8).

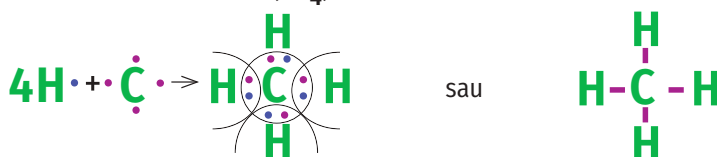
a. Formarea moleculei de apă (H₂O)



Configurația electronică a oxigenului (Z = 8) este _____. Atomul de oxigen are _____ electroni pe ultimul strat. Poate dobândi configurație stabilă de _____ pe al _____ strat, prin punerea în comun a doi electroni cu doi atomi de hidrogen. Atomul de oxigen formează _____ legături covalente prin întrepătrunderea a _____ orbitali monoelectronici cu orbitalii s ai celor doi atomi de hidrogen. Atomul de _____ mai are 4 electroni neparticipanți.

b. Formarea moleculei de amoniac (NH₃)

Configurația electronică a azotului ($Z = 7$) este _____. Atomul de azot are _____ electroni pe ultimul strat. La formarea moleculei de amoniac, atomul de azot participă cu trei orbitali _____ și fiecare atom de hidrogen participă cu _____ orbital monoelectronic. În molecula de amoniac, atomul de azot formează _____ legături covalente cu cei trei atomi de hidrogen. Atomul de azot mai are _____ electroni neparticipanți.

c. Formarea moleculei de metan (CH₄)

Configurația electronică a carbonului ($Z = 6$) este _____. Atomul de carbon participă la formarea legăturilor covalente într-o stare diferită de starea fundamentală, în care prezintă patru orbitali monoelectronici ocupați cu cei _____ electroni de pe ultimul strat. În molecula de metan, atomul de carbon formează _____ legături covalente cu cei patru atomi de hidrogen. Fiecare legătură covalentă se formează prin întrepătrunderea unui orbital monoelectronic al atomului de _____ cu orbitalul monoelectronic al atomului de _____.

2. Reprezintă formarea legăturilor covalente din moleculele următoarelor substanțe: clorometan (CH₃Cl), metanol (CH₃OH) și metilamină (CH₃NH₂). Apoi, cu ajutorul trusei cu bile și tije, modelați moleculele studiate (figurile 9-11).

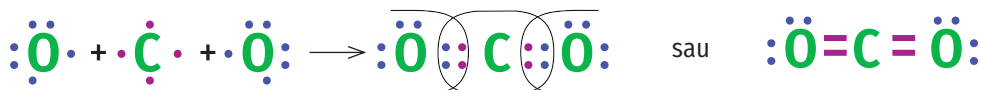
Învăț

În moleculele de hidrogen, clor, acid clorhidric, apă, amoniac și metan, doi atomi care au o pereche comună de electroni sunt uniți printr-o legătură covalentă, denumită și legătură simplă. În multe molecule, atomii nemetalelor pot dobândi configurații stabile de octet punând în comun mai mulți electroni.

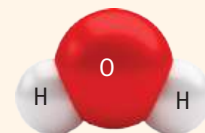
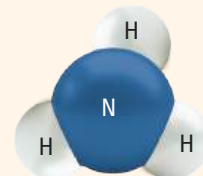
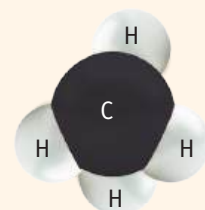
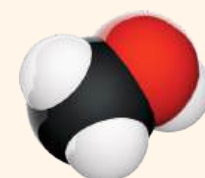
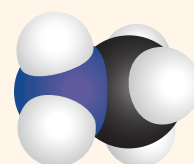
După numărul de electroni cu care participă fiecare atom, legăturile covalente se clasifică în:

- legături covalente simple (reprezentate cu o linie, —), la care fiecare atom participă cu câte un electron;
- legături covalente duble (reprezentate cu două linii, =), la care fiecare atom participă cu câte doi electroni;
- legături covalente triple (reprezentate cu trei linii, ≡), la care fiecare atom participă cu câte trei electroni.

La formarea moleculei de dioxid de carbon (figura 5), CO₂, atomul de carbon pune în comun câte doi electroni cu fiecare dintre atomii de oxigen pentru a forma o configurație stabilă de octet. Astfel, se formează două legături covalente duble.



La formarea moleculei de azot (figura 6), N₂, fiecare atom de azot pune în comun câte trei electroni cu celălalt atom de azot. Astfel, între cei doi atomi de azot se formează o legătură covalentă triplă.

Fig. 6. Modelul moleculei de H₂OFig. 7. Modelul moleculei de NH₃Fig. 8. Modelul moleculei de CH₄Fig. 9. Modelul moleculei de CH₃ClFig. 10. Modelul moleculei de CH₃OHFig. 11. Modelul moleculei de CH₃NH₂

PORTOFOLIUL MEU

Realizează o fișă cu tema „Ce facem cu reziduurile chimice?”, în care să identifice și să analizeze riscurile asociate utilizării și eliminării necorespunzătoare (figura 12) a unor produse chimice întâlnite în viața de zi cu zi sau în laborator.

Fișa trebuie să conțină: definirea noțiunii de residuu chimic; exemple de reziduuri chimice provenite din gospodărie, școală sau industrie; identificarea simbolurilor de pericol specifice produselor chimice; explicarea efectelor asupra sănătății și mediului în cazul manipulării sau eliminării incorecte; reguli de colectare, depozitare și eliminare corectă a reziduurilor chimice; propuneri de măsuri de prevenire a accidentelor și de protecție a mediului; concluzii personale privind importanța comportamentului responsabil în utilizarea produselor chimice.

Fișa poate include imagini, tabele, scheme sau exemple concrete și va avea una-două pagini. Evaluarea va urmări corectitudinea informațiilor, utilizarea limbajului științific și capacitatea de evaluare a riscurilor asociate.



Fig. 12. Lacul roșu de lângă o mină de cupru, Roșia Montană

REȚIN

- Legătura covalentă se formează prin punerea în comun a electronilor și reprezintă baza formării moleculelor.
- La formarea unei legături covalente, doi orbitali atomici monoelectronici se întrepătrund, rezultând un orbital molecular de legătură ocupat cu doi electroni.
- În funcție de numărul de electroni puși în comun de fiecare atom, legăturile covalente pot fi simple, duble sau triple.

Aplic



1. Se consideră substanțele cu formulele chimice: Br_2 , H_2O , Al_2O_3 , HF , KOH .
a. Identifică substanțele alcătuite din molecule.
b. Modelează formarea legăturilor covalente în moleculele de la punctul a.
2. Cloroformul este un compus chimic lichid, incolor și volatil, utilizat ca solvent. Molecula de cloroform este alcătuită din atomi de C, H, Cl și conține 9 perechi de electroni neparticipanți.
Reprezintă formarea legăturilor covalente în molecula de cloroform.
3. Analizează formarea moleculelor și completează tabelul de mai jos după modelul dat.

Molecula	Nr. de legături covalente	Nr. perechi de electroni neparticipanți	Tipul configurației stabile
H_2	1	0	dublet
Cl_2			
HCl			
H_2O			
NH_3			
CH_4			
CH_3NH_2			

4. Asociază cifrele corespunzătoare formulelor chimice ale moleculelor din coloana A cu literele corespunzătoare numărului de legături covalente dintre atomi din coloana B și cu literele corespunzătoare numărului de perechi de electroni neparticipanți din coloana C.

A	B	C
I. HBr	A. 1 legătură covalentă	a. 1 pereche de electroni
II. H_2S	B. 2 legături covalente	b. 2 perechi de electroni
III. CH_3Cl	C. 3 legături covalente	c. 3 perechi de electroni
IV. CH_3OH	D. 4 legături covalente	d. 4 perechi de electroni
	E. 5 legături covalente	

5. Un elev a reprezentat formarea moleculelor Cl_2 , H_2O și CCl_4 astfel:
 $\text{Cl}=\text{Cl}$ $\text{O}-\text{H}-\text{H}$ $\text{Cl}-\text{Cl}-\text{C}-\text{Cl}-\text{Cl}$
 a. Identifică greșelile și explică de ce aceste reprezentări sunt greșite.
 b. Reprezintă corect formarea moleculelor.
6. O soluție apoasă de acid clorhidric are masa de 500 g și conține un număr total de $54,198 \cdot 10^{24}$ electroni proveniți din moleculele de acid clorhidric.
 a. Determină masa de acid clorhidric dizolvată în soluție.
 b. Calculează concentrația procentuală de masă a soluției de acid clorhidric.

5.2 Electronegativitatea

Proprietățile fizice ale compușilor ionici sunt determinate de existența ionilor și de forțele puternice de atracție electrostatică dintre aceștia. Atât clorura de sodiu (figura 1), cât și clorura de potasiu (figura 2) prezintă legături ionice între ionii pozitivi și ionii negativi formați prin transfer de electroni de la atomii de metale la atomii de clor. Mulți compuși ionici sunt solizi cu puncte de topire ridicate, iar solubilitatea lor în apă variază. Conduc curentul electric în soluție apoasă sau în topitură.

În moleculele de hidrogen (figura 3) și acid clorhidric (figura 4), între atomi se formează o legătură covalentă simplă, fiecare atom realizând o configurație stabilă. Totuși, cele două substanțe au proprietăți foarte diferite. Hidrogenul molecular este un gaz foarte puțin solubil în apă, care nu conduce curentul electric. În schimb, acidul clorhidric se dizolvă ușor în apă, formând o soluție care conduce curentul electric și are caracter acid.

Dacă tipul de legătură este același, de ce proprietățile hidrogenului și acidului clorhidric sunt atât de diferite?



Fig. 1. Cristalul NaCl

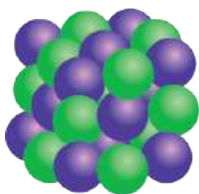


Fig. 2. Cristalul KCl

Fig. 3. Molecula H₂

Fig. 4. Molecula HCl

Învăț



Moleculele se formează din atomi prin punere în comun a doi sau mai mulți electroni. Totuși, o analiză mai atentă arată că nu toate legăturile covalente sunt identice.

Atomii nu atrag electronii puși în comun cu aceeași intensitate deoarece au structuri diferite, iar atracția exercitată asupra electronilor depinde de raza atomică, sarcina nucleară și de distribuția electronilor în învelișul de electroni.

De exemplu, în molecula H₂ cei doi atomi sunt identici, astfel încât electronii de legătură sunt atrași în mod egal de ambii atomi. În molecula acidului clorhidric, atomul de clor atrage electronii mai puternic decât atomul de hidrogen și electronii nu mai sunt distribuiți uniform. Această diferență este exprimată prin noțiunea de electronegativitate.

Electronegativitatea reprezintă capacitatea unui atom dintr-o moleculă de a atrage electronii de legătură.

Dacă un atom are o rază mică, sarcină nucleară mare și un număr de electroni pe ultimul strat cât mai apropiat de 8, atunci are o tendință puternică de a dobândi electroni și o electronegativitate ridicată.

Electronegativitatea nu este o mărime absolută, ci una relativă, stabilită prin comparație între atomi. Valorile electronegativității sunt atribuite pe scale arbitrare, cea mai utilizată fiind scala Pauling. Fluorul are cea mai mare valoare a electronegativității: 3,98.

Descopăr

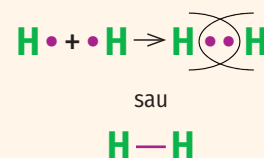
Analizează valorile electronegativităților elementelor din grupele principale ale Tabelului periodic pentru a caracteriza:

- variația electronegativității într-o grupă principală;
- variația electronegativității într-o perioadă;
- valorile electronegativității metalelor și nemetalelor.

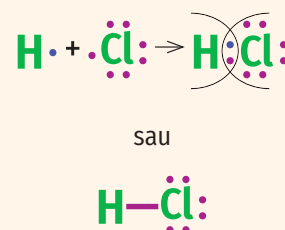
ÎMI AMINTESC

Legătura covalentă este legătura chimică formată prin punere în comun de electroni între doi atomi de nemetale, identici sau diferiți.

Molecula de hidrogen conține doi atomi de hidrogen uniți printr-o legătură covalentă. Fiecare atom de hidrogen pune în comun un electron și realizează o configurație stabilă de dublet.



La formarea legăturii simple în molecula de acid clorhidric, atomul de hidrogen formează o legătură covalentă simplă cu atomul de clor. Astfel, atomul de hidrogen formează o configurație stabilă de dublet, iar atomul de clor realizează o configurație stabilă de octet.



MĂ INFORMEZ



Fig. 5. Linus Pauling

Linus Carl Pauling a fost unul dintre cei mai importanți chimiști ai secolului al XX-lea, având o contribuție majoră la înțelegerea structurii atomilor, a legăturilor chimice și a moleculelor. Linus Pauling a introdus conceptul modern de electronegativitate, propunând o scară numerică prin care se poate compara capacitatea atomilor de a atrage electronii de legătură. Pauling a aplicat mecanica cuantică pentru a explica legătura covalentă, structura moleculelor și hibridizarea orbitalilor atomici. Lucrarea sa fundamentală *The Nature of the Chemical Bond* (Natura legăturii chimice) (1939) este considerată una dintre cele mai importante cărți de chimie. Linus Pauling a primit Premiul Nobel pentru Chimie (1954) pentru cercetările asupra legăturilor chimice și structurii moleculelor și Premiul Nobel pentru Pace (1962) pentru activismul său împotriva testelor nucleare.

H						
2,20						
Li	Be	B	C	N	O	F
0,98	1,57	2,04	2,55	3,04	3,44	3,98
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0,93	1,31	1,61	1,90	2,19	2,58	3,16
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0,82	1,00	1,81	2,01	2,18	2,55	2,96
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
0,82	0,95	1,78	1,96	2,05	2,10	2,66
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi		
0,79	0,89	2,04	2,33	2,02		

Tabelul 1. Valorile electronegativităților după Pauling

(Inorganic Chemistry, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, F. A. Armstrong, Oxford University Press, 2018, New York)

Învăț



În Tabelul periodic, electronegativitatea crește în perioadă de la grupa 1 la grupa 17, odată cu scăderea razei atomice și cu creșterea sarcinii nucleare, deoarece crește atracția nucleului asupra electronilor de legătură.

În grupă, electronegativitatea scade de sus în jos, deoarece crește raza atomică, electronii de valență sunt mai departe de nucleu și scade atracția nucleului asupra electronilor de legătură.

Elementul cu electronegativitatea cea mai mare este fluorul deoarece are rază atomică mică, tendință pronunțată de a accepta electroni și atrage foarte intens electronii de legătură.

Metalele au electronegativități mici, în general sub 2,0 pe scara Pauling, deoarece acestea au tendința de a ceda ușor electroni. Prin urmare, atomii metalelor formează frecvent legături ionice cu atomii nemetalelor.

Nemetalele au electronegativități mari, de regulă peste 2,0 pe scara Pauling, deoarece nemetalele atrag puternic electronii de legătură. Atomii nemetalelor formează legături covalente între ei și legături ionice cu metalele.

Semimetalele au electronegativități cuprinse între 1,8 și 2,2. Aceste elemente sunt situate în Tabelul periodic între metalele și nemetale.

Electronegativitatea determină tendința atomilor de a ceda sau accepta electroni, influențând reactivitatea chimică a elementelor.

Cu cât electronegativitatea unui metal este mai mică, cu atât atomul cedează mai ușor electronii de valență și reactivitatea metalului este mai mare. Cu cât electronegativitatea unui nemetal este mai mare, cu atât capacitatea de atragere a electronilor este mai mare și reactivitatea nemetalului este mai mare.

Două elemente cu electronegativități destul de diferite (un metal și un nemetal) tind să reacționeze unul cu celălalt pentru a forma compuși ionici. Atomii elementului cu electronegativitate mică cedează unul sau mai mulți electroni elementului cu electronegativitate mare. Cu cât diferența de electronegativitate a două elemente este mai mare, cu atât acestea vor reacționa mai ușor.

Două nemetale cu electronegativități apropiate tind să formeze compuși moleculari cu legături covalente între atomi realizate prin punere în comun de electroni. Perechea comună de electroni este atrasă mai mult de nucleul atomului cu electronegativitate mai mare.

REȚIN

- Electronegativitatea reprezintă capacitatea unui atom dintr-o moleculă de a atrage electronii de legătură.
- Elementele cu caracter metalic pronunțat au electronegativitate mică.
- Elementele cu caracter nemetalic pronunțat au electronegativitate mare.
- Electronegativitatea atomilor determină modul de formare a legăturilor chimice și direcția deplasării electronilor într-o moleculă.

Aplic



- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Elementele cu caracter metalic au electronegativități mai mici decât 2.
 - Elementele cu caracter nemetalic au electronegativități mai mari decât 2.
 - Primul element dintr-o grupă principală are electronegativitatea cea mai mică.
 - Electronegativitatea crește în perioadă de la grupa 1 la grupa 17.
 - Elementul cu electronegativitatea cea mai mare este fluorul.
 - Atomii elementelor cu electronegativitate egală sau apropiată formează legături ionice.
- Se dau elementele: ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$ și ${}_{17}\text{Cl}$ și valorile electronegativităților: 2,55; 3,04; 3,16; 3,44 și 3,98.**
 - Scrie configurațiile electronice ale elementelor.
 - Atribuie valoarea corectă a electronegativității fiecărui element.
 - Precizează care dintre elemente are caracterul nemetalic cel mai pronunțat și scrie procesul de ionizare.
- Identifică elementele chimice din Tabelul periodic care se caracterizează prin:**
 - cea mai mare electronegativitate din perioada 2;
 - cea mai mică electronegativitate din perioada 3;
 - cea mai mare electronegativitate din grupa 16.
- Precizează care dintre atomii din fiecare pereche are o electronegativitate mai mare.**

a. N sau F	c. Br sau Cl	e. O sau S
b. C sau N	d. Cl sau H	f. Na sau Al
- În cadrul unei activități de laborator, se studiază arderea magneziului și a carbonului în oxigen. La introducerea unei panglici de magneziu în flacără, aceasta se aprinde ușor și se degajă o lumină albă, orbitoare. Carbonul se aprinde mai greu decât magneziul, arderea este mai lentă, cu lumină slabă.**
 - Scrie ecuațiile reacțiilor chimice descrise în enunț.
 - Modelează formarea legăturilor chimice în produșii de ardere.
 - Precizează care dintre elementele magneziu și carbon are electronegativitatea mai mare. Justifică răspunsul.
- Se dau elementele: ${}_6\text{C}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{17}\text{Cl}$ și valorile electronegativităților: 0,93; 1,61; 2,55; 3,16.**
 - Scrie configurațiile electronice ale elementelor.
 - Atribuie valoarea corectă a electronegativității fiecărui element.
 - Indică elementul cu caracter metalic cel mai pronunțat.
 - Precizează care pereche de elemente reacționează cel mai energetic. Justifică răspunsul.
 - Modelează formarea legăturii chimice în compusul rezultat în reacția de la punctul d.

PORTOFOLIU DIGITAL COLABORATIV

Realizează, în echipă cu doi-trei colegi, un document colaborativ utilizând o aplicație digitală (ex.: Google Docs, Microsoft Word, Canva sau altă platformă similară), cu tema „Reacții chimice în viața cotidiană – efecte și riscuri”.

În cadrul documentului:

- identificați minimum 5 exemple de substanțe utilizate frecvent în gospodărie (detergenți, soluții de curățare, medicamente, produse alimentare etc.);
- precizați reacțiile chimice care pot avea loc între acestea;
- analizați efectele benefice sau periculoase ale reacțiilor identificate asupra sănătății și mediului;
- evidențiați situațiile în care amestecarea unor produse poate deveni periculoasă;
- formulați recomandări pentru utilizarea corectă și în siguranță a acestor substanțe;
- includeți imagini, pictograme de pericol, tabele sau scheme explicative.

Documentul trebuie realizat colaborativ și va fi prezentat clasei în format digital, fiecare membru având o contribuție clară.

ÎMI AMINTESC



Electronegativitatea

reprezintă capacitatea unui atom dintr-o moleculă de a atrage electroni.

Electronegativitatea atomilor determină modul de formare a legăturilor chimice și direcția deplasării electronilor într-o moleculă, iar acestea determină proprietățile substanțelor.

În Tabelul periodic electronegativitatea crește în perioadă de la grupa 1 la grupa 17 și în grupă de jos în sus, odată cu scăderea razei atomice și creșterea atracției nucleului asupra electronilor de legătură. Elementele cu cele mai mari electronegativități după Pauling (Inorganic Chemistry, T. L. Overton, J. P. Rourke, M. T. Weller, F. A. Armstrong, Oxford University Press, 2018, New York) sunt :

crește electronegativitatea

F	(3,98)
O	(3,44)
Cl	(3,16)
N	(3,04)
Br	(2,96)
I	(2,66)
C	(2,55)
Se	(2,55)
H	(2,2)

5.3 Legătura covalentă nepolară. Legătura covalentă polară

Legătura covalentă se formează prin punere în comun de electroni între doi atomi cu electronegativități egale sau apropiate. De exemplu, substanțele gazoase H_2 , N_2 , NH_3 au moleculele (figura 1) alcătuite din atomi de nemetale uniți prin legături covalente, dar numai NH_3 se dizolvă în apă, iar H_2 și N_2 nu sunt solubile în apă.

- Prin ce se deosebesc legăturile covalente în aceste molecule?
- Diferența de electronegativitate a atomilor uniți prin legături covalente influențează proprietățile substanțelor?

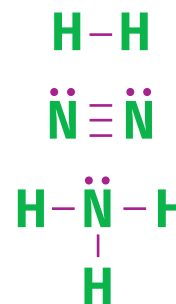


Fig. 1. Molecule de H_2 , N_2 , NH_3

Învăț

Legătura covalentă se formează între doi atomi care pun în comun una sau mai multe perechi de electroni pentru a-și completa stratul de valență. Când atomii implicați au electronegativități egale sau foarte apropiate, perechea de electroni comuni este distribuită uniform între ei. Această legătură se numește **legătură covalentă nepolară**.

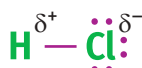
Legătura covalentă nepolară se întâlnește, de regulă, între atomi identici sau între atomi cu diferență foarte mică de electronegativitate. De exemplu, moleculele de hidrogen (H_2) sau azot (N_2) conțin legături nepolare. În aceste molecule, electronii sunt atrași în mod egal de ambii atomi, iar sarcina electrică este distribuită uniform.

Molecula de clor este formată din atomi identici de clor care atrag în aceeași măsură perechea comună de electroni. Prin urmare, densitatea norului electronic este egal distribuită în orbitalul molecular de legătură și legătura covalentă este nepolară.



Atunci când doi atomi care formează o legătură covalentă au electronegativități diferite, perechea comună de electroni este atrasă mai puternic de atomul cu electronegativitate mai mare. Astfel, electronii de legătură nu sunt distribuiți uniform, ci apar sarcini parțiale: atomul cu electronegativitatea mai mare se încarcă cu o sarcină parțial negativă (δ^-), iar celălalt atom se încarcă cu o sarcină parțial pozitivă (δ^+). Această legătură se numește **legătură covalentă polară**. Într-o legătură polară, sarcinile parțiale pozitive sunt mai mici decât sarcinile întregi ale ionilor ($\delta < 1$).

În molecula de acid clorhidric (HCl), clorul are electronegativitate mai mare decât hidrogenul și atrage mai mult electronii de legătură, prin urmare legătura este polară. În molecula de HCl , densitatea electronilor va fi mai mare în apropierea atomului de clor, care se va încărca cu o sarcină parțial negativă și mai mică în apropierea atomului de hidrogen, care va rămâne cu o sarcină parțial pozitivă (figura 2). Această distribuție a sarcinii se reprezintă:



Diferența de electronegativitate a atomilor uniți printr-o legătură covalentă determină polaritatea legăturii. Cu cât diferența de electronegativitate este mai mare, cu atât legătura este mai polară.

Hidracizii halogenilor (HF , HCl , HBr și HI) prezintă legături polare deoarece electronegativitatea atomului de halogen din fiecare moleculă este mai mare decât electronegativitatea atomului de hidrogen. Atomii halogenilor au electronegativități diferite, ceea ce indică tendințe diferite de a atrage perechea comună de electroni. Prin urmare, polaritatea legăturilor în

moleculele hidracizilor este diferită și crește cu creșterea diferenței de electronegativitate între atomi.

	H – F		H – Cl		H – Br		H – I	
Electronegativitățile atomilor	2,2	3,98	2,2	3,16	2,2	2,96	2,2	2,66
Diferența de electronegativitate	1,78		0,96		0,76		0,46	

← crește polaritatea legăturilor covalente

Electronegativitatea atomilor influențează tipul legăturilor chimice, iar acestea determină proprietățile fizice și chimice ale substanțelor.

Diferența de electronegativitate dintre doi atomi indică natura legăturii dintre aceștia.

Diferența de electronegativitate	Tipul legăturii chimice	Caracterizare
0-0,4	legătură covalentă nepolară	distribuție simetrică a electronilor
0,4-1,78	legătură covalentă polară	distribuție inegală a electronilor care determină sarcini parțiale δ^+ și δ^-
>1,78	legătură ionică	transfer de electroni care determină formarea ionilor pozitivi și negativi

ÎMI AMINTESC



Numărul de oxidare este o valoare numerică (cu semn +/- sau 0) atribuită unui ion într-un compus ionic sau unui atom într-un compus molecular. Se folosește mai ales în stabilirea coeficienților reacțiilor redox. Numărul de oxidare se stabilește presupunând că legăturile sunt complet ionice. Numărul de oxidare este sarcina formală pe care ar avea-o un atom dacă perechea de electroni de legătură ar fi complet deplasată la atomul cu electronegativitate mai mare.

De exemplu, pentru compușii Cl_2 , HCl și NaCl , tipul legăturii chimice este indicat de diferența de electronegativitate dintre atomi (figura 2).

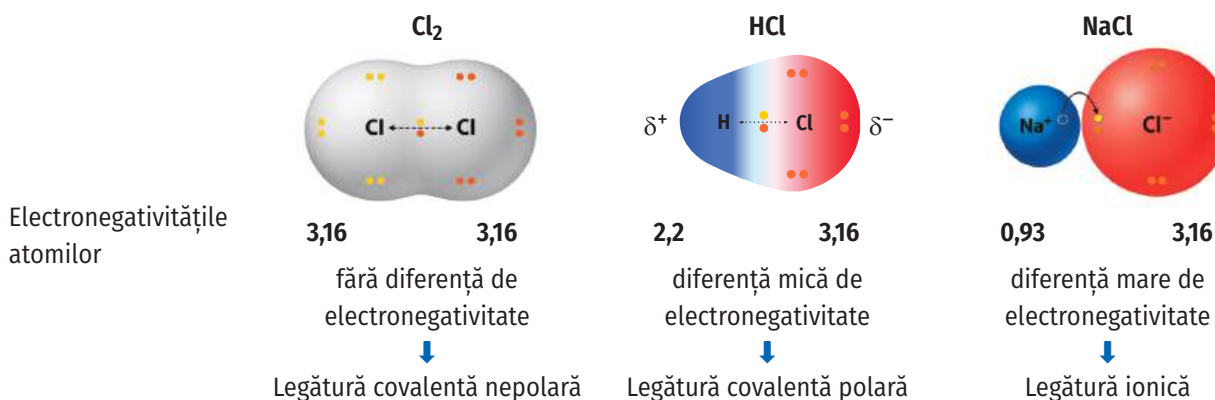


Fig. 2. Diferența de electronegativitate a atomilor determină tipul legăturii chimice

REȚIN

- Într-o legătură covalentă nepolară, electronii de legătură sunt distribuiți uniform între atomi cu electronegativități egale sau apropiate.
- Într-o legătură covalentă polară, diferența de electronegativitate dintre atomi determină o distribuție neuniformă a electronilor de legătură. Atomul cu electronegativitate mai mare se încarcă cu sarcină parțial negativă (δ^-) iar atomul mai puțin electronegativ se încarcă cu o sarcină parțial pozitivă (δ^+).

Aplic

- Compară distribuția electronilor în următoarele legături și precizează care dintre următoarele legături covalente sunt polare și care sunt nepolare. Argumentează răspunsul.

a. H-H , O-H ;

b. C-H , C-O ;

c. N-H , $\text{N}\equiv\text{N}$;

d. Cl-Cl , H-Cl .
- Precizează tipul legăturii covalente în următoarele molecule: Br_2 , HBr , F_2 , H_2S , PH_3 . Justifică răspunsul pe baza electronegativității atomilor.

5.4 Molecule nepolare. Molecule polare

La prepararea unui sos pentru salată se amestecă apă, ulei și oțet. După agitare, se observă că apa și oțetul formează un amestec omogen, în timp ce uleiul se separă în picături care plutesc la suprafață.

- De ce apa și oțetul se amestecă între ele, dar cu uleiul nu se amestecă?
- De ce este necesară agitarea permanentă a sosului (figura 1) pentru a-l face să pară omogen?



Fig. 1. Sos pentru salată

Învăț

MĂ INFORMEZ



De ce curăță detergentul?

Pentru a îndepărta grăsimea de pe vase nu se poate folosi doar apă, ci este nevoie de săpun sau detergent pentru a curăța petele de ulei.

Apa este o substanță formată din molecule polare, în timp ce grăsimile și uleiurile sunt alcătuite, în principal, din molecule nepolare. Din această cauză, apa și uleiul nu se amestecă. În viața de zi cu zi, acest fenomen poate fi observat atunci când picăturile de ulei plutesc la suprafața apei sau când vasele acoperite de grăsime nu se curăță ușor doar prin clătire.

Moleculele detergentilor conțin două părți diferite: o parte polară, care atrage apa, și o parte nepolară, care se atașează de grăsime. Astfel, detergentul realizează legătura dintre apă și grăsime, permițând îndepărtarea murdăriei. Fără această proprietate, spălarea hainelor, a vaselor sau igiena zilnică ar fi mult mai dificilă.

Proprietățile fizice și chimice ale unei substanțe depind în mare măsură de tipul de molecule din care este alcătuită. Polaritatea moleculelor se referă la distribuția inegală a sarcinii electrice datorită diferenței de electronegativitate dintre atomi și formei moleculei. După polaritatea moleculelor, acestea se clasifică în molecule nepolare și molecule polare.

Moleculele diatomice care conțin legături covalente nepolare sunt molecule nepolare. De exemplu, moleculele de hidrogen (H_2), clor (Cl_2) sau azot (N_2) sunt molecule nepolare.

Molecula de hidrogen (H_2) este formată din doi atomi identici de hidrogen între care diferența de electronegativitate este zero. Prin urmare, legătura H-H este covalentă nepolară, iar molecula de hidrogen este nepolară.



Molecula de clor (Cl_2) este formată din doi atomi identici de clor care atrag în aceeași măsură perechea comună de electroni, având aceeași electronegativitate. Prin urmare, densitatea norului electronic este uniform distribuită în orbitalul molecular de legătură. Legătura covalentă este nepolară iar molecula de clor este, de asemenea, nepolară.



Molecula de azot (N_2) conține doi atomi identici de azot uniți printr-o legătură covalentă triplă. Deoarece electronegativitatea atomilor este aceeași, electronii sunt distribuiți uniform și molecula de azot este nepolară.



Când atomii implicați într-o legătură covalentă au electronegativități diferite, electronii de legătură sunt atrași mai puternic de atomul cu electronegativitate mai mare, care se încarcă cu o sarcină parțial negativă (δ^-) iar celălalt atom se încarcă cu o sarcină parțială pozitivă (δ^+). Se creează un dipol molecular cu un pol parțial pozitiv și unul parțial negativ (figura 2).

densitate mică de electroni  densitate mare de electroni

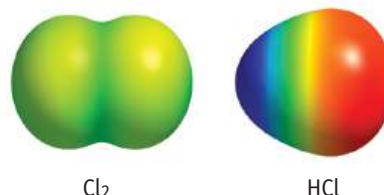


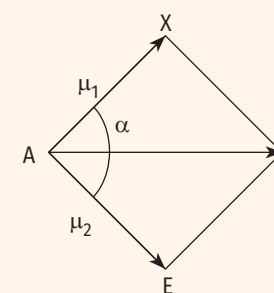
Fig. 2. Distribuția electronilor într-o moleculă nepolară (Cl_2) și într-o moleculă polară (HCl)

Fiecare legătură covalentă polară este caracterizată de un moment electric de dipol, notat cu μ , care este o mărime vectorială. Momentul de dipol este orientat de la atomul încărcat cu sarcina parțială δ^+ spre atomul încărcat cu sarcina parțială δ^- . Cu cât diferența de electronegativitate este mai mare și distanța dintre atomi (d) este mai mare, cu atât momentul dipol al legăturii este mai mare.

$$\mu = \delta \cdot d$$

MĂ INFORMEZ

Într-o moleculă EAX, care conține două legături polare AX și AE între care există un unghi α , momentul total al moleculei se calculează prin compunerea vectorială a momentelor de dipol ale legăturilor (figura 7).

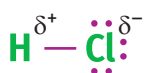


$$\mu_{\text{total}} = \sqrt{\mu_1^2 + \mu_2^2 + 2\mu_1\mu_2 \cos \alpha}$$

Fig. 7. Compunerea vectorială a momentelor de dipol

Moleculele diatomice care conțin o legătură covalentă polară între atomi sunt molecule polare. Polaritatea legăturii covalente determină polaritatea moleculei. O moleculă diatomică este mai polară cu cât legătura dintre atomi este mai polară.

În molecula de acid clorhidric (HCl), deoarece atomul de clor are electronegativitate mai mare decât atomul de hidrogen, legătura este polară, ceea ce determină polaritatea moleculei. Densitatea electronilor va fi mai mare în apropierea atomului de clor care se va încărca cu o sarcină parțial negativă și mai mică în apropierea atomului de hidrogen care va rămâne cu o sarcină parțial pozitivă.



Moleculele hidracizilor halogenilor (HF, HCl, HBr și HI) sunt polare deoarece legăturile dintre atomi sunt polare, atomii de halogen având electronegativitate mai mare decât atomul de hidrogen. Polaritatea moleculelor hidracizilor crește odată cu creșterea polarității legăturilor dintre atomi (figura 3).

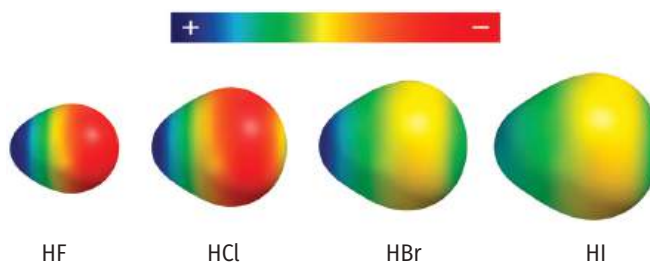


Fig. 3. Polaritatea moleculelor unor hidracizi

Moleculele poliatomice sunt formate din trei sau mai mulți atomi uniți prin legături covalente (de exemplu: H_2O , NH_3 , CO_2 , CH_3OH).

Spre deosebire de moleculele diatomice, unde polaritatea este determinată de o singură legătură, în moleculele poliatomice, polaritatea este rezultatul interacțiunii mai multor legături polare cu o anumită orientare spațială. Polaritatea depinde atât de natura legăturilor, cât și de geometria moleculei.

În moleculele poliatomice, momentul de dipol total rezultă prin compunerea vectorială a tuturor momentelor de dipol ale legăturilor (figura 7). O moleculă poliatomică este polară dacă suma vectorială a momentelor de dipol ale legăturilor sale este diferită de zero.

În molecula de apă (H_2O), legăturile O-H sunt polare, oxigenul având o electronegativitate mai mare decât hidrogenul. Electronii puși în comun se deplasează către atomul de oxigen și acesta se încarcă cu o sarcină parțială negativă. Molecula de apă este o moleculă polară (figura 4).

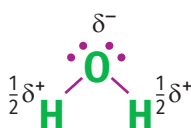


Figura 4. Molecula H_2O

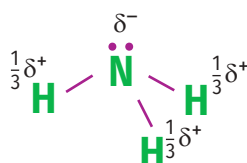


Figura 5. Molecula polară NH_3

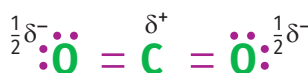


Fig. 6. Molecula nepolară CO_2

În molecula de amoniac (NH_3), cele trei legături N-H sunt polare, electronii puși în comun fiind deplasați spre atomul de azot, care are electronegativitate mai mare decât hidrogenul. Molecula de amoniac este o moleculă polară (figura 5).

Prezența legăturilor covalente polare nu este suficientă pentru ca o moleculă să fie polară. O moleculă simetrică poate fi nepolară, chiar dacă are legături covalente polare, deoarece simetria sa poate duce la anularea reciprocă a deplasărilor de electroni.

În molecula de dioxid de carbon, ambele legături duble sunt polare, electronii puși în comun fiind deplasați către atomii de oxigen, care au electronegativitate mai mare decât carbonul. Deoarece atomii de oxigen atrag electronii în direcții opuse, cu aceeași intensitate, și molecula este simetrică (figura 6), molecula de dioxid de carbon este nepolară.

UNITATEA 5

Descopăr



Se consideră moleculele de metan (CH_4), clorometan (CH_3Cl) și tetraclorură de carbon (CCl_4), cu geometrie tetraedrică.

Completează tabelul de mai jos pentru a descoperi polaritatea moleculelor, analizând diferența de electronegativitate a atomilor (C – 2,55; H – 2,2; Cl – 3,16), polaritatea legăturilor chimice și simetria moleculelor.

Molecula			
Care dintre atomi are electronegativitatea cea mai mare?			
Ce tipuri de legături covalente sunt în moleculă?			
Există legături covalente polare?			
Molecula este simetrică?			
Momentul de dipol total (zero/diferit de zero)			
Polaritatea moleculei (polară/nepolară)			

Învăț

Molecula de metan (CH_4) este alcătuită dintr-un atom de carbon și patru atomi de hidrogen. Legăturile C-H sunt slab polare, datorită diferenței mici de electronegativitate dintre carbon și hidrogen. Molecula are geometrie tetraedrică, perfect simetrică, iar momentele de dipol ale legăturilor se anulează reciproc. În consecință, momentul de dipol total este zero, iar molecula de metan este nepolară.

Molecula de clorometan (CH_3Cl) conține un atom de carbon, trei atomi de hidrogen și un atom de clor. Legătura C-Cl este covalentă polară, deoarece clorul este mai electronegativ decât carbonul, în timp ce legăturile C-H sunt slab polare. Deși molecula are geometrie tetraedrică, aceasta este asimetrică, deoarece atomii legați de carbon nu sunt identici. Din acest motiv, momentele de dipol nu se anulează complet, rezultând un moment de dipol total diferit de zero. Astfel, molecula de clorometan este polară.

Molecula de tetraclorură de carbon (CCl_4) este formată dintr-un atom de carbon și patru atomi de clor. Toate legăturile C-Cl sunt covalente polare. Cu toate acestea, geometria moleculei este tetraedrică și perfect simetrică, ceea ce determină anularea completă a momentelor de dipol ale legăturilor. Prin urmare, momentul de dipol total este zero, iar molecula de tetraclorură de carbon este nepolară.

Descopăr

Se consideră moleculele de metanol (CH_3OH) și metilamină (CH_3NH_2). Completează tabelul de mai jos și identifică legătura cu polaritatea cea mai mare din fiecare moleculă. Pentru a determina diferența de electronegativitate pentru fiecare legătură polară utilizează valorile electronegativității pe scala Pauling ale atomilor (C – 2,55; H – 2,2; O – 3,44; N – 3,04).

Molecula	Legături covalente	Diferență de electronegativitate	Legătura cea mai polară

Molecula de metanol (CH_3OH) conține legături covalente C-H slab polare, în timp ce legăturile covalente C-O și O-H sunt polare, deoarece atomul de oxigen are o electronegativitate mai mare decât carbonul și hidrogenul. Geometria moleculei este asimetrică, iar atomul de oxigen atrage mai puternic electronii de legătură, determinând apariția unui pol negativ în zona acestuia. Momentele de dipol ale legăturilor nu se anulează, astfel încât momentul de dipol total este diferit de zero și molecula de metanol este polară.

Molecula de metilamină (CH_3NH_2) conține legături covalente C-N și N-H polare, deoarece atomul de azot are electronegativitate mai mare decât atomii de carbon și hidrogen. Diferența de electronegativitate dintre atomul de azot și atomii vecini este mai mică decât în cazul oxigenului. Geometria moleculei este asimetrică, iar distribuția sarcinilor electrice este neuniformă. Momentele de dipol ale legăturilor C-N și N-H nu se compensează, ceea ce conduce la un moment de dipol total diferit de zero. Prin urmare, molecula de metilamină este polară.

Molecula de metanol este mai polară decât molecula de metilamină, datorită electronegativității mai mari a oxigenului față de azot și a polarității mai accentuate a legăturilor O-H și C-O din metanol comparativ cu legăturile N-H și C-N din metilamină. În general, moleculele care conțin oxigen sunt mai polare decât cele care conțin azot, atunci când structurile moleculelor sunt comparabile.

Polaritatea moleculelor influențează proprietățile fizice și chimice ale substanțelor, precum solubilitatea, punctul de fierbere și reactivitatea acestora.

REȚIN

- Polaritatea moleculelor se referă la distribuția inegală a sarcinii electrice datorită diferenței de electronegativitate dintre atomi și geometriei moleculei.
- Tipuri de molecule:
 - molecule nepolare – prezintă o distribuție uniformă a sarcinii electrice (H_2 , Cl_2 , N_2 , CO_2 , CH_4).
 - molecule polare – prezintă o distribuție asimetrică a sarcinii electrice (HCl , H_2O , NH_3 , CH_3Cl , CH_3OH , CH_3NH_2).
- Moleculele diatomice formate din atomi identici sunt nepolare. Sunt nepolare și moleculele poliatomice, cu structură simetrică, în care atomii sunt uniți prin legături polare.
- Moleculele diatomice formate din atomi diferiți sunt polare. Sunt polare și moleculele poliatomice lipsite de simetrie în care atomii sunt uniți prin legături polare.
- Polaritatea unei molecule depinde atât de existența legăturilor polare, cât și de geometria moleculei.

Aplic



- Se dau legăturile C-Cl și C-H.**
 - Care dintre cele două legături este mai polară?
 - Explică diferența, folosind valorile relative ale electronegativității.
 - Scrie formula unei molecule în care apar ambele tipuri de legături.
- Se dau legăturile H-N, H-O și C-H.**
 - Ordonează legăturile în sensul creșterii polarității lor.
 - Explică diferența, folosind valorile relative ale electronegativității.
 - Scrie formula unei molecule unde apar toate cele trei legături.
- Se consideră moleculele: H_2 , H_2O și NH_3 .**
 - Precizează pentru fiecare moleculă dacă legăturile sunt polare sau nepolare.
 - Indică atomul care se încarcă cu sarcină parțial negativă (δ^-). Justifică răspunsul folosind noțiunea de electronegativitate.
 - Apreciază care dintre molecule este mai polară.
- Se consideră moleculele CH_3Cl , CH_3OH și CH_3NH_2 .**
 - Identifică tipul legăturilor covalente din fiecare moleculă.
 - Precizează atomul cu electronegativitatea cea mai mare din fiecare moleculă.
 - Explică modul în care aceste legături influențează polaritatea moleculelor.
- Explică de ce următoarele afirmații sunt corecte:**
 - Legătura dintre atomii de azot este nepolară, iar molecula de azot este nepolară.
 - Legătura dintre atomii de hidrogen și clor este polară, iar molecula de acid clorhidric este polară.
 - Legăturile C=O sunt polare, iar molecula de dioxid de carbon este nepolară.
 - Molecula de tetraclorură de carbon este nepolară, iar legăturile C-Cl sunt polare.
 - Molecula de acid clorhidric este mai polară decât molecula de acid bromhidric.

5.5 Legătura covalentă coordinativă

Din reacția unei soluții concentrate de amoniac cu o soluție concentrată de acid clorhidric se obține clorura de amoniu (figura 3), un compus solid, dispersat în aer sub forma unui fum alb. Ecuația reacției chimice care are loc este:



Ce fel de legături prezintă clorura de amoniu?



Fig. 3. Formarea clorurii de amoniu

MĂ INFORMEZ

Legătura covalentă coordinativă apare în structura moleculelor unor substanțe cu acțiune biologică precum clorofila, hemoglobina și vitamina B₁₂.

- Clorofila dă culoarea verde a frunzelor (figura 1) și are rol esențial în fotosinteză; este o combinație complexă a magneziului.



Fig. 1. Clorofila din frunze

- Culoarea roșie a sângelui (figura 2) este dată de combinația complexă a ionilor Fe²⁺ cu o substanță numită hem din hemoglobină.



Fig. 2. Sânge pentru transfuzii

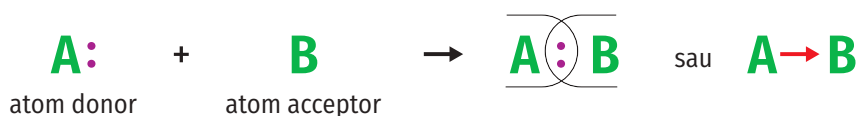
- Vitamina B₁₂ este o combinație complexă a cobaltului și are rol important în formarea globulelor roșii, în sinteza ADN-ului și în funcționarea sistemului nervos.

Învăț

Legătura covalentă coordinativă este un caz particular al legăturii covalente. Se realizează prin punerea în comun de electroni, de către un singur atom care participă cu o pereche de electroni. Electronii puși în comun aparțin ambilor atomi.

Atomul care pune în comun perechea de electroni se numește donor de electroni. Atomul care nu participă cu electroni la formarea legăturii se numește acceptor de electroni.

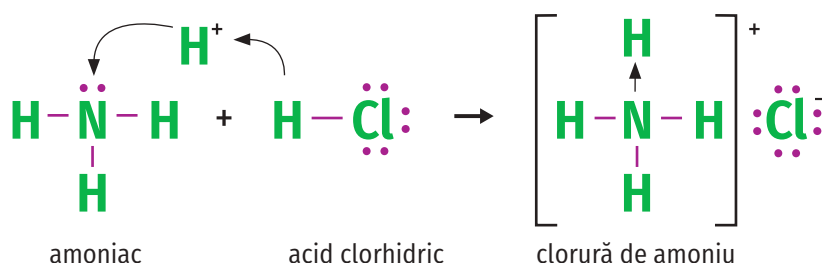
Legătura covalentă coordinativă se reprezintă printr-o săgeată orientată de la atomul donor de electroni la atomul acceptor de electroni.



Orbitalul molecular de legătură, corespunzător unei legături covalente-coordinative, se formează prin întrepătrunderea unui orbital dielectronic al atomului donor de electroni cu un orbital liber al atomului acceptor.

Legătura covalentă coordinativă se întâlnește în ionii poliatomici, unii oxiacizi, cristalo-hidrați și în combinații complexe.

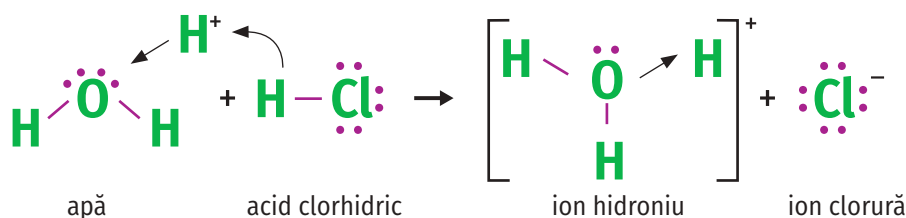
La formarea clorurii de amoniu prin reacția dintre amoniac și acid clorhidric se formează o legătură covalentă coordinativă. În molecula de amoniac, atomul de azot formează cu atomii de hidrogen trei legături covalente simple polare. Atomul de azot are o pereche de electroni neparticipanți prin intermediul căreia poate forma o legătură covalentă coordinativă cu ionul H⁺ desprins din molecula de acid clorhidric.



În legătura covalentă coordinativă N→H, electronii puși în comun provin de la atomul de azot, care este donorul de electroni, iar ionul H⁺ este acceptorul de electroni. Orbitalul molecular de legătură se formează prin întrepătrunderea orbitalului dielectronic al atomului de azot cu orbitalul 1s neocupat al ionului H⁺. După formarea ionului amoniu, toate cele patru legături dintre atomul de azot și atomii de hidrogen devin echivalente. Sarcina pozitivă a ionului H⁺ se distribuie uniform pe întregul ion poliatomic NH₄⁺, nefiind localizată pe un singur atom.

La dizolvarea HCl gazos în apă se formează o soluție de acid clorhidric, în care se află ioni hidroniu (H₃O⁺) și ioni clorură (Cl⁻). Ionul pozitiv de hidrogen, H⁺, se desprinde din

molecula de acid clorhidric și se leagă de atomul de oxigen dintr-o moleculă de apă printr-o legătură covalentă coordinativă, formată printr-o pereche de electroni neparticipanți ai oxigenului, rezultând ionul hidroniu (H_3O^+).



Legătura covalentă coordinativă este o legătură polară. Electronii de legătură provin de la un singur atom. Atomii care sunt donori au o electronegativitate mai mare, precum atomul de azot în ionul amoniu sau atomul de oxigen în ionul hidroniu. Chiar dacă atomii de N și O participă cu perechea de electroni pentru a forma legătura cu H^+ , nucleele lor continuă să atragă perechea foarte puternic. Acești atomi devin centri de sarcină parțial negativă (δ^-) în cadrul legăturii. Hidrogenul, rămas cu nucleul „dezgolit” de electroni, devine parțial pozitiv (δ^+).

Legătura covalentă coordinativă se întâlnește și la formarea unei clase de combinații chimice importante numite combinații complexe.

Descopăr în laborator



Obținerea unor combinații complexe – activitate practică de laborator în echipă

Substanțe și ustensile necesare: soluție de NaOH, soluție de NH_3 , soluție de CuSO_4 , soluție de AgNO_3 , soluție de ZnCl_2 ; eprubete, stativ pentru eprubete.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuația reacției chimice	Concluzii
1. Obținerea $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ (reactiv Schweizer)	Pune într-o eprubetă 1-2 mL soluție de CuSO_4 și adaugă 1-2 mL soluție de NaOH. Adaugă soluție de NH_3 și agită.	În eprubetă se formează un _____ de culoare _____. La adăugarea soluției de amoniac se obține o _____ de culoare _____.	$\text{CuSO}_4 + \text{--- NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{---}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{--- NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$	Precipitatul $\text{Cu}(\text{OH})_2$ are culoare <i>verde/albastră</i> . Se formează o combinație complexă <i>solubilă/insolubilă</i> în apă.
2. Obținerea $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (reactiv Tollens)	Pune într-o eprubetă 1-2 mL soluție de AgNO_3 și adaugă 1-2 mL soluție de NaOH. Adaugă soluție de NH_3 și agită.	În eprubetă se formează un _____ de culoare _____. La adăugarea soluției de amoniac se obține o _____ de culoare _____.	$\text{--- AgNO}_3 + \text{--- NaOH} \rightarrow \text{---} + \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + \text{--- NH}_3 \rightarrow \text{---} [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	Precipitatul Ag_2O are culoare <i>albă/brună</i> . Se formează o combinație complexă <i>solubilă/insolubilă</i> în apă.
3. Obținerea $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	Pune într-o eprubetă 1-2 mL soluție de ZnCl_2 și adaugă în porțiuni mici soluție de NaOH. Adaugă în exces soluție de NaOH și agită.	În eprubetă se formează un _____ de culoare _____. În exces de soluție de NaOH se observă _____.	$\text{ZnCl}_2 + \text{--- NaOH} \rightarrow \text{---}\downarrow + \text{---}$ $\text{---} + \text{--- NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	Precipitatul $\text{Zn}(\text{OH})_2$ are culoare <i>albă/galbenă</i> . Se formează o combinație complexă <i>solubilă/insolubilă</i> în apă.

MĂ INFORMEZ

Combinatii complexe

- Reactivul Tollens este utilizat pentru obținerea oglinzilor de argint.
- Reactivul Schweizer este utilizat pentru dizolvarea celulozei, fără a o degrada chimic și pentru obținerea mătăsii cuproxam.
- În structura unei combinații complexe, liganzii ocupă poziții bine determinate în spațiu în funcție de numărul de coordinare al ionului central.
- Fiecărui număr de coordinare i se asociază una sau mai multe geometrii de coordinare:
N.C. = 2, geometrie liniară;
N.C. = 4, geometrie tetraedrică sau plan pătrată;
N.C. = 6, geometrie octaedrică.
- Culoarea combinațiilor complexe este determinată de natura atomilor donori și de geometria combinației complexe.

PORTOFOLIUL MEU

Redactează o fișă cu tema „Combinatii complexe cu rol biologic”, care să cuprindă informații despre hemoglobină, clorofilă și vitamina B₁₂. Fișa trebuie să conțină informații despre compoziția compușilor și rolul biologic al acestora.

Adaugă fișa la portofoliul tău.

Învăț

În experimentele efectuate ai obținut următoarele combinații complexe:

- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ hidroxid de tetraaminocupru (II);
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ hidroxid de diaminoargint (I);
- $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ tetrahidroxozincat de sodiu.

Combinatiile complexe sunt substanțe formate dintr-un ion metalic central, înconjurat de specii chimice, ioni sau molecule, care au perechi de electroni pentru a forma legături covalente coordinative. Combinatiile complexe pot fi ionice sau neutre, în funcție de structura lor.

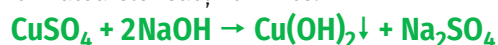
O combinație complexă de tip ionic este alcătuită dintr-un ion complex și unul sau mai mulți ioni în sfera exterioară ionului complex. Ionul complex este format dintr-un ion metalic (sau ion central), care formează legături coordinative cu liganzi. Ionul metalic central este acceptor, iar liganzii sunt donori de electroni.

Ligandul este un ion sau o moleculă care conține un atom ce posedă o pereche de electroni neparticipanți. Pot fi liganzi ionii F^- , Cl^- , Br^- , I^- , HO^- , CN^- , SCN^- și molecule ca NH_3 , H_2O , CO sau molecule organice.

Numărul de particule de ligand care se leagă covalent coordinativ de ionul metalic central se numește număr de coordinare și se notează N.C. În majoritatea combinațiilor complexe, numărul de coordinare este 2, 4 sau 6.

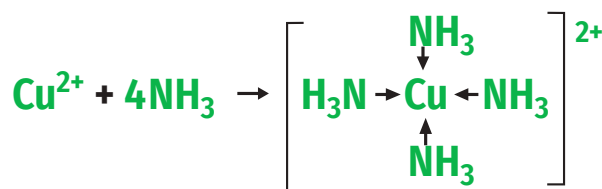
Pentru ca un ion metalic să formeze combinații complexe trebuie să aibă volum mic și să posede orbitali liberi în care poate accepta electronii neparticipanți ai ligandului. Cel mai ușor formează combinații complexe ionii metalelor tranzitionale, deoarece au volum mic și orbitali liberi.

În primul experiment, combinația complexă hidroxid de tetraaminocupru (II) s-a obținut prin următoarele reacții chimice:



Hidroxidul de tetraaminocupru (II) este un compus ionic alcătuit din ionul complex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ și ioni hidroxid, HO^- .

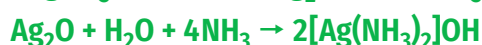
În ionul complex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ există patru legături covalente coordinative între ionul Cu^{2+} și patru molecule de amoniac.



Atomul de azot din moleculele de amoniac are o pereche de electroni neparticipanți într-un orbital dielectronic de pe ultimul strat și poate fi donor de electroni.

Sarcina electrică a ionului complex $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ este dată de sarcina ionului metalic, deoarece liganzii sunt molecule.

În al doilea experiment, combinația complexă hidroxid de diaminoargint (I) s-a obținut prin următoarele reacții chimice:



Hidroxidul de diaminoargint(I) este un compus ionic alcătuit din ionul complex $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ și ionul hidroxid, HO^- . În ionul complex $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, ionul metalic central Ag^+ formează două legături covalente coordinative cu două molecule de amoniac, care au rol de liganzi.



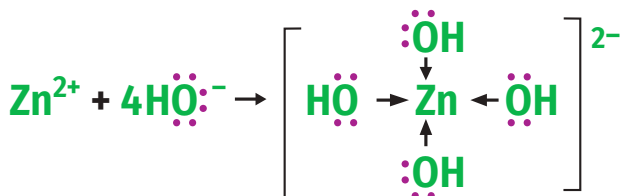
Sarcina electrică a ionului complex $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ este dată de sarcina ionului metalic, deoarece liganzii sunt molecule.

În al treilea experiment, combinația complexă tetrahidroxozincat de sodiu s-a obținut prin următoarele reacții chimice:



Tetrahidroxozincatul de sodiu este un compus ionic alcătuit din ionul complex $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ și ioni de sodiu.

În ionul complex $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ există patru legături covalente coordinative între ionul Zn^{2+} și patru ioni HO^- .



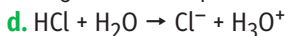
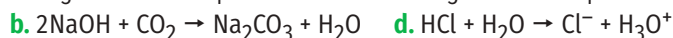
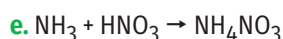
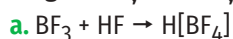
Sarcina ionului complex $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ este dată de suma algebrică a sarcinilor ionilor Zn^{2+} și HO^- din ionul complex.

REȚIN

- Legătura covalentă coordinativă este un caz particular al legăturii covalente și se realizează prin punerea în comun de electroni de către un singur atom care posedă unul sau mai multe dublete electronice neparticipante (atom donor).
- Legătura covalentă coordinativă se reprezintă printr-o săgeată orientată de la atomul donor de electroni către atomul acceptor de electroni.
- Orbitalul molecular de legătură, corespunzător unei legături covalente coordinative, se formează prin întrepătrunderea unui orbital dielectronic al donorului de electroni cu un orbital neocupat cu electroni al acceptorului de electroni.
- În combinațiile complexe de tip ionic se formează:
 - legături covalente coordinative între liganzi și ionul metalic central;
 - legături ionice între ionul complex și ionii din sfera de ionizare.

Aplic

1. Alege ecuațiile reacțiilor chimice în care se formează legături covalente coordinative:

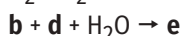
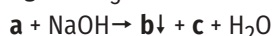
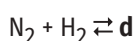
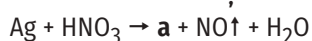


2. Clorura de amoniu, cunoscută popular sub numele de țipirig, este utilizată atât în industrie, cât și în medicină sau agricultură.

a. Explică formarea legăturilor chimice în clorura de amoniu.

b. Calculează numărul de electroni puși în comun din 10,7 g de NH_4Cl .

3. Se dă schema de reacții:



a. Identifică substanțele notate cu litere și scrie ecuațiile reacțiilor chimice din schemă.

b. Precizează denumirea substanței e și caracterizează structura acesteia.

c. Calculează masa soluției de NaOH de concentrație procentuală de masă 20% necesară pentru a obține 90 g de soluție de substanță e de concentrație procentuală de masă 5,3%.

MĂ INFORMEZ

Denumirea unei combinații complexe în care ionul complex este pozitiv,

respectă regula:

numele ionului din sfera exterioară + de + numărul de liganzi + numele ligandului + numele metalului + valența metalului.

Exemple:

- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ hidroxid de tetraaminocupru (II)
- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})$ hidroxid de diaminoargint (I)
- $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ clorură de diaminocupru (I)

Denumirea unei combinații complexe în care ionul complex este negativ,

respectă regula:
numărul de liganzi + numele ligandului + numele metalului central + „at” + valența metalului + de + numele ionului din sfera exterioară.

Exemple:

- $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ tetrahidroxozincat de sodiu
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ tetrahidroaluminat de sodiu
- $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ tetraiodo-mercurat (II) de potasiu
- $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ hexacianoferat (III) de potasiu

Denumirea liganzilor în chimia coordinativă urmează reguli specifice stabilite de IUPAC, bazate pe natura lor ionică sau moleculară.

NH_3 amino
 HO^- hidroxio
 Cl^- cloro
 I^- iodo
 CN^- ciano
 H_2O aqua

Recapitulare

Legătura covalentă se formează prin punere în comun de electroni și stă la baza formării moleculelor. La formarea unei legături covalente, doi orbitali atomici monoelectronici se întrepătrund, rezultând un orbital molecular ocupat cu doi electroni.

Electronegativitatea reprezintă capacitatea unui atom dintr-o moleculă de a atrage electroni. Electronegativitatea atomilor influențează tipul legăturilor chimice, iar acestea determină proprietățile fizice și chimice ale substanțelor. Diferența de electronegativitate dintre doi atomi indică natura legăturii dintre aceștia.

Polaritatea moleculelor se referă la distribuția inegală a sarcinii electrice datorită diferenței de electronegativitate dintre atomi și geometriei moleculei.

Moleculele diatomice formate din atomi identici sunt nepolare. Sunt nepolare și moleculele poliatomice, cu struc-

tură simetrică, în care atomii sunt uniți prin legături polare.

Moleculele diatomice formate din atomi diferiți sunt polare. Sunt polare și moleculele poliatomice lipsite de simetrie în care atomii sunt uniți prin legături polare.

Legătura covalentă coordinativă se realizează prin întrepătrunderea unui orbital dielectronic al donorului de electroni cu un orbital neocupat cu electroni al acceptorului de electroni. Legătura covalentă coordinativă se reprezintă printr-o săgeată orientată de la atomul donor de electroni la atomul acceptor de electroni.



Legăturile covalente coordinative se întâlnesc în ionii poliatomici și în combinații complexe.

Combinațiile complexe de tip ionic conțin un ion complex format prin legături covalente coordinative între liganzi și un ion metalic.

Evaluare

- Se consideră următoarele substanțe: CH₄, CO₂, N₂, NH₃, H₂O.** 30 puncte (10 p. x 3)
 - Reprezintă formarea legăturilor chimice în moleculele substanțelor date.
 - Precizează moleculele care prezintă legături polare. Justifică răspunsul.
 - Precizează polaritatea fiecărei molecule. Justifică răspunsul.
- Se dau următoarele elemente chimice: ¹H, ⁶C, ⁷N și ¹⁷Cl.** 30 puncte (15 p. x 2)
 - Reprezintă formarea legăturilor în clorura de amoniu și precizează natura acestora.
 - Reprezintă formarea unei molecule nepolare, ce conține legături polare formate între atomii unora dintre aceste elemente.
- Se dă schema de reacții:** 30 puncte (10 p. x 3)

$$a + b \rightarrow c\downarrow + NaCl \quad c + d \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 \quad f + b \rightarrow e\downarrow + NaCl \quad e + b \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$
 - Identifică substanțele notate cu litere și scrie ecuațiile reacțiilor chimice din schemă.
 - Precizează denumirea combinațiilor complexe și caracterizează structura acestora.
 - Calculează raportul de masă al combinațiilor complexe obținute din câte 80 g de soluție de concentrație procentuală de masă 10% de compus **b**.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Identific tipurile legăturilor chimice în diferite specii chimice.					
Utilizez modele/algoritmi pentru reprezentarea formării moleculelor.					
Corelez unele proprietăți fizice ale substanțelor cu tipul de legătură chimică din substanța respectivă.					
Utilizez limbajul specific în studiul proprietăților/comportării unei substanțe în funcție de tipul de legătură chimică.					

Proiect – Reacții de identificare bazate pe obținerea unor combinații complexe

În echipă cu alți trei colegi, documentează-te despre caracteristicile ionilor metalici Pb²⁺, Al³⁺, Zn²⁺, Hg²⁺, Ag⁺, Co²⁺, Ni²⁺ și Fe³⁺ și reacțiile chimice pe baza cărora pot fi identificați. Pentru fiecare ion metalic identificați: reactivul, ecuația reacției chimice, solubilitatea în apă și culoarea combinației complexe formate. Realizați un material (poster, prezentare digitală etc.) în care veți prezenta informațiile descoperite și concluziile voastre. Respectați pașii de realizare a unui proiect de la pagina 168.

6.1 Legătura metalică

• Ce tip de legătură ține atomii uniți în sodiul metalic (figura 1) și cum diferă ea de legăturile din apă sau din clorura de sodiu?

• De ce atomii de metal nu formează molecule distincte, precum clorul, ci structuri compacte (figura 2) și ordonate?

• Care este rolul electronilor atomilor metalici în formarea legăturii metalice?



Fig. 1. Sodiul metalic

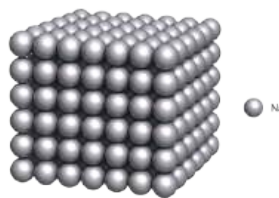


Fig. 2. Cristalul de sodiu metalic

Învăț



Metalele formează cristale cu structuri compacte în care fiecare atom este înconjurat, în imediata vecinătate, de numărul maxim de atomi pe care îl permite geometria cristalului, numit număr de coordinare. În cristalele metalice, între atomii de metal se realizează o legătură de un tip diferit de tipurile de legături studiate anterior, numită legătură metalică.

Distribuția electronilor în atomii de metal cuprinși în rețeaua metalică este diferită de aceea din atomii de metal liberi. Într-un atom liber al unui metal, electronii ocupă orbitalii disponibili, în ordinea crescătoare a energiei lor, conform regulilor de ocupare cu electroni a straturilor, substraturilor și orbitalilor.

Modelul „mării de electroni” (modelul electronilor delocalizați) consideră că atomii metalelor contribuie cu electronii de valență la formarea unei „mări de electroni” mobili (figura 3). Ionii pozitivi formați sunt dispuși într-o rețea cristalină, iar electronii delocalizați se deplasează printre aceștia. Legătura metalică reprezintă atracția electrostatică dintre ionii metalici pozitivi organizați într-o rețea cristalină și electronii de valență delocalizați care se deplasează liber prin întregul cristal metalic. Această teorie explică proprietățile metalelor precum conductibilitatea electrică, conductibilitatea termică, maleabilitatea și ductilitatea.

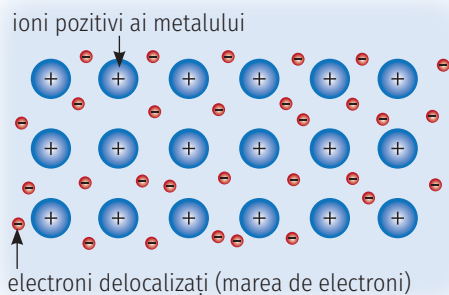


Fig. 3. Modelul „mării de electroni”

Teoria benzilor de energie consideră că, în rețelele metalice, numai electronii mai apropiați de nucleu ocupă orbitali atomici individuali. Orbitalii atomici din stratul de valență se contopesc cu cei ai atomilor învecinați. Se formează orbitali moleculari extinși pe întregul cristal metalic. Electronii din orbitalii de valență nu mai sunt atrași de nucleul unui singur atom, aceștia devin comuni tuturor atomilor, sunt delocalizați și se mișcă liber prin rețeaua metalică, formând un nor electronic extins pe întreaga rețea. În general, cu cât numărul de electroni de valență este mai mare, cu atât legătura metalică este mai puternică.

Orbitalii moleculari extinși reprezintă o zonă practic continuă, numită bandă de energie. La formarea benzii de energie participă orbitalii de tip s și p din ultimul strat pentru atomii metalelor din grupele principale. În cazul metalelor tranzitionale, la formarea benzii de energie participă și orbitalii de tip d din penultimul strat.

Banda de energie (figura 10) este compusă din:

• **banda de valență**, care este constituită din orbitali moleculari de energie inferioară, ocupată cu electronii de valență;

MĂ INFORMEZ



Metalele formează trei tipuri de rețele de cristalizare.

Rețele cubice cu fețe centrate

În această rețea, atomii metalului ocupă vârfurile și centrele fețelor unui cub, fiecare atom este înconjurat, la distanțe egale, de alți 12 atomi; aluminiu, argint, aur, cupru, nichel prezintă rețele cubice cu fețe centrate (figura 4).

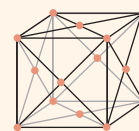


Fig. 4. Rețea cubică cu fețe centrate

Rețele cubice centrate intern

În această rețea, atomii metalului ocupă vârfurile și centrul unui cub; fiecare atom este înconjurat de alți 8 atomi vecini; bariul, sodiul, potasiul, cesiul și cromul prezintă rețele cubice centrate intern (figura 5).

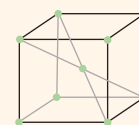


Fig. 5. Rețea cubică centrată intern

Rețele hexagonale compacte

În această rețea, atomii sunt dispuși în vârfurile unei prisme hexagonale (figura 6); fiecare atom este înconjurat de alți 12 atomi; astfel de rețele au: magneziul, zincul, cadmiul, cobaltul.

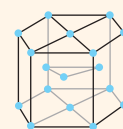
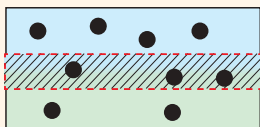


Fig. 6. Rețea hexagonală compactă

MĂ INFORMEZ



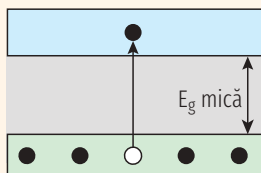
- La metale (figura 7), banda de valență se suprapune cu banda de conducție. Electronii se mișcă liber, de aceea conductibilitatea este mare.



- Benzi suprapuse
- Electroni liberi
- Conductibilitate mare

Fig. 7. Metale

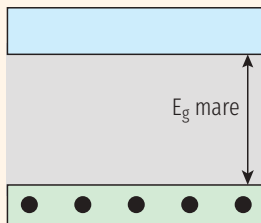
- Semiconductorii (figura 8) prezintă o bandă interzisă între banda de valență și banda de conducție. Lățimea benzii interzise (E_g) determină comportarea electrică a acestora. La creșterea temperaturii, electronii pot trece din banda de valență în banda de conducție.



- Bandă interzisă mică
- Conductibilitate moderată
- Electroni excitați termic

Fig. 8. Semiconductori

- Izolatorii (figura 9) nu conduc curentul electric, deoarece banda interzisă este foarte largă și electronii nu pot trece ușor.



- Bandă interzisă mare
- Nu conduc curentul electric
- Electronii nu sunt excitați în condiții normale

Fig. 9. Izolatori

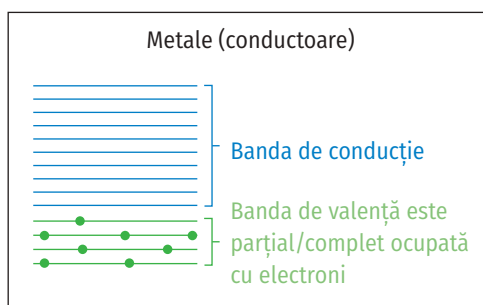


Fig. 10. Banda de energie

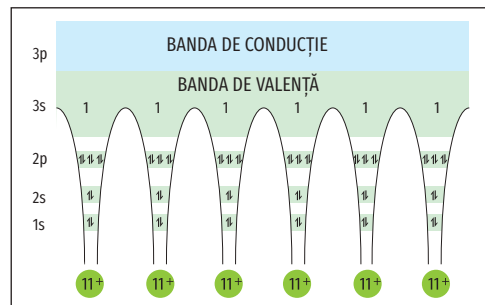


Fig. 11. Benzile de energie în sodiul metallic

- banda de conducție**, care este alcătuită din orbitali moleculari de energii superioare și care nu sunt ocupați cu electroni în starea fundamentală a atomului.

Sub influența unui câmp electric, electronii din banda de valență trec în banda de conducție, asigurând trecerea curentului electric prin cristalul metallic.

Atomul de sodiu are configurația electronică: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. În structura metalului, primii 10 electroni din fiecare atom sunt distribuiți pe niveluri de energie ca și în atomul liber, sau în ionul Na^+ . Diferența dintre structura atomului liber de sodiu și cea a unui atom din rețeaua metalică apare la nivelul electronilor de valență. Electronii de valență din toți atomii de sodiu din rețea devin electroni care se pot deplasa liber în interiorul metalului, dar nu pot să-l părăsească fără o acțiune exterioară. Electronii de valență sunt mai puțin atrași de nucleu, mai mobili și aparțin tuturor atomilor (figura 11).

Deoarece atomul de sodiu participă la legătura metalică cu electronul de valență din 3s, legătura metalică a sodiului este slabă. La metalele tranzitionale, orbitalii de tip s și d care conțin electroni de valență au energii foarte apropiate și se întrepătrund mai mult. Acestea formează benzi de energie mai largi.

Metalele cu valențe superioare (Cr, Mo, W) au un număr mai mare de electroni de valență, ce ocupă porțiuni mai largi din banda de valență. Acestea determină formarea unor legături mai puternice. Astfel de metale au duritate mai mare și sunt mai rezistente la acțiuni mecanice.

REȚIN

- Legătura metalică este atracția electrostatică dintre ionii metalici pozitivi din rețeaua cristalină și electronii de valență delocalizați, care se deplasează liber prin întregul cristal.
- În general, metalele cu un număr mai mare de electroni de valență au legături metalice mai puternice.

Aplic



- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Legătura metalică apare între atomii metalelor.
 - În legătura metalică, electronii sunt localizați între doi atomi vecini.
 - În rețeaua metalică, ionii pozitivi sunt înconjurați de o mare de electroni.
 - Sodiul prezintă legătura metalică mai slabă decât magneziul.
 - Legătura metalică implică transferul de electroni de la un atom la altul.
- Se consideră metalele: $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$.**
 - Precizează metalul care are cel mai mare număr de electroni delocalizați.
 - Ordonează metalele în funcție de tăria legăturii metalice.
- Calculează numărul de electroni de valență care se găsesc în:**
 - 2 mol de potasiu;
 - 5,4 g aluminiu;
 - 3,2 g calciu.

6.2 Proprietățile fizice ale metalelor

- De ce sunt metalele precum fierul sau aluminiul (figura 1) atât de rezistente, dar pot fi totuși modelate în forme diferite fără să se rupă?
- Cum se explică faptul că un fir de cupru conduce atât de bine curentul electric în instalațiile electrice (figura 2) din casă?
- De ce o lingură metalică (figura 3) se încălzește rapid atunci când este lăsată într-o cană cu ceai fierbinte?



Fig. 1. Folie de aluminiu



Fig. 2. Instalații electrice



Fig. 3. Lingură de metal

Învăț

Metalele sunt o prezență constantă în viața cotidiană: în cablurile electrice, în ustensilele de bucătărie, în structurile de rezistență ale clădirilor sau în componentele electronice. Proprietățile lor specifice (conductibilitatea electrică, conductibilitatea termică, maleabilitatea și ductilitatea) se explică prin delocalizarea electronilor în rețeaua metalică.

Într-un metal, electronii de valență nu mai aparțin unui singur atom, ci devin electroni delocalizați. Aceștia formează o „mare” de electroni care se deplasează liber printre ionii metalici pozitivi, fixați în rețeaua cristalină. Această structură explică majoritatea proprietăților metalelor.

Conductibilitatea electrică reprezintă capacitatea unui material de a permite trecerea curentului electric. În metale, electronii delocalizați se pot deplasa ușor sub acțiunea unui câmp electric.

Dacă se aplică o diferență de potențial la extremitățile unui fir sau ale unei plăci de metal, electronii delocalizați se mișcă ordonat, deplasându-se prin firul metalic exterior de la borna negativă la borna pozitivă a sursei de curent electric în direcția egalizării potențialului (figura 4). Această deplasare organizată a electronilor reprezintă curentul electric. Viteza reală a electronilor este mică (mm/s), dar efectul curentului apare aproape instantaneu, deoarece câmpul electric se propagă rapid în întregul conductor, iar electronii încep să se miște simultan pe toată lungimea firului.

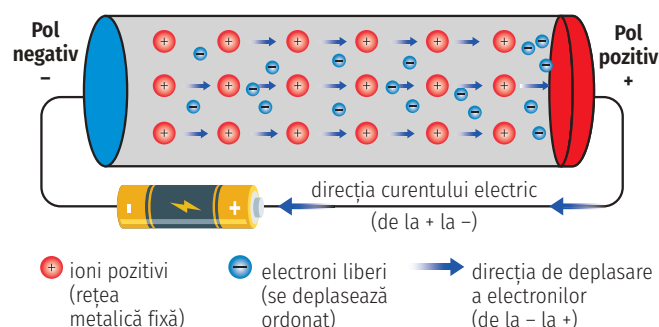


Fig. 4. Deplasarea electronilor mobili sub acțiunea câmpului

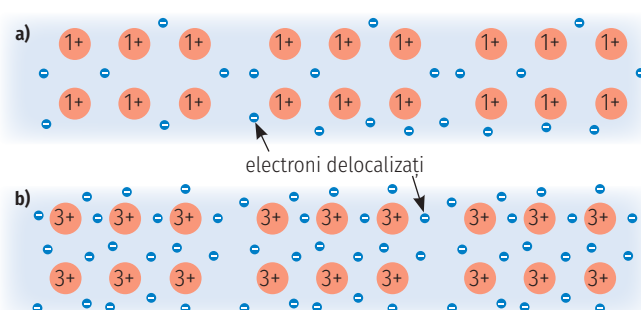


Fig. 5. Delocalizarea electronilor în sodiu (a) și aluminiu (b)

Metalele ai căror atomi conțin un număr mai mare de electroni de valență prezintă valori ridicate ale conductibilității electrice. De exemplu, atomii de aluminiu generează mai mulți electroni delocalizați decât atomii de sodiu (figura 5).

Conductibilitatea electrică a metalelor scade odată cu creșterea temperaturii, iar la temperaturi foarte apropiate de 0 K, unele metale pot manifesta fenomenul de supraconductibilitate.

Conductibilitatea electrică a metalelor este redusă de neregularitățile care există în structura rețelei metalice, precum și de prezența unor atomi străini conținuți ca impurități în metal.

Metalele cu cea mai bună conductibilitate electrică sunt prezentate în graficul din figura 6.

Utilizările metalelor bazate pe conductibilitatea electrică a acestora sunt esențiale pentru tehnologia modernă.

Argintul este cel mai bun conductor electric dintre metale. Este folosit în contacte electrice speciale, circuite de precizie și aplicații unde pierderile de curent electric trebuie să fie foarte mici.

Cuprul este folosit în fire electrice, cabluri, motoare, transformatoare și instalații electrice. Are conductibilitate electrică mare și este mai ieftin decât argintul.

Aluminiul are conductibilitate electrică mai mică decât cuprul, dar este mai ușor și mai ieftin. De aceea este folosit la liniile electrice aeriene.

Aurul are o conductibilitate electrică ridicată și prezintă o rezistență deosebită la oxidare și coroziune. Datorită acestor proprietăți, este utilizat la fabricarea contactelor electrice, a conectorilor și a componentelor electronice de precizie.

Conductibilitatea termică este proprietatea unui material de a transmite căldura.

În metale, electronii delocalizați transportă rapid energia termică și se deplasează din zonele calde spre cele reci (figura 7). Când o zonă a metalului este încălzită, crește energia cinetică a electronilor din acea zonă. Electronii de valență se deplasează și transferă această energie către alte zone, iar căldura se propagă foarte eficient. Aceiași electroni delocalizați responsabili de conducția electrică contribuie și la conducția termică. Totodată, ionii pozitivi vibrează mai intens când sunt încălziți și vibrațiile se transmit de la un ion la altul, ca un „val”.

Metalele și aliajele sunt bune conductoare termice deoarece au electroni liberi mobili care transportă energia rapid și au o rețea compactă care permite transmiterea vibrațiilor. De exemplu, o lingură de metal introdusă într-un lichid fierbinte se încălzește rapid pe toată lungimea.

Metalele cu cea mai bună conductibilitate termică sunt prezentate în graficul din figura 8. Datorită conductibilității termice ridicate, acestea au numeroase aplicații practice:

- Argintul are cea mai mare conductibilitate termică, este foarte eficient în transferul căldurii, dar este scump și nu este folosit pe scară largă.
- Cuprul are o conductibilitate termică ridicată și prezintă o rezistență deosebită la oxidare și coroziune. Datorită acestor proprietăți, este utilizat la fabricarea schimbătoarelor de căldură, radiatoarelor, vaselor de gătit.
- Aluminiul este un metal cu densitate redusă și conductibilitate termică bună. Aceste proprietăți determină utilizarea lui în fabricarea foliilor, a radiatoarelor, a carcaselor pentru dispozitive electronice, a vaselor de gătit și a componentelor pentru industria auto.
- Oțelul inoxidabil are conductibilitate termică mai mică. De aceea, unele vase din inox se încălzesc mai lent și au adesea un strat de aluminiu sau cupru la bază.

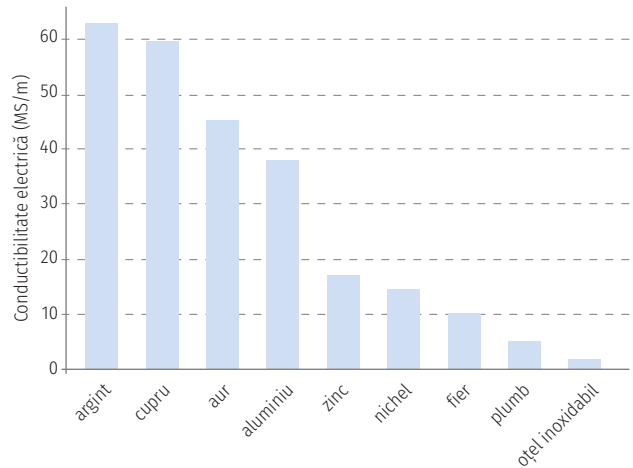


Fig. 6. Conductibilitatea electrică a unor metale la 20 °C

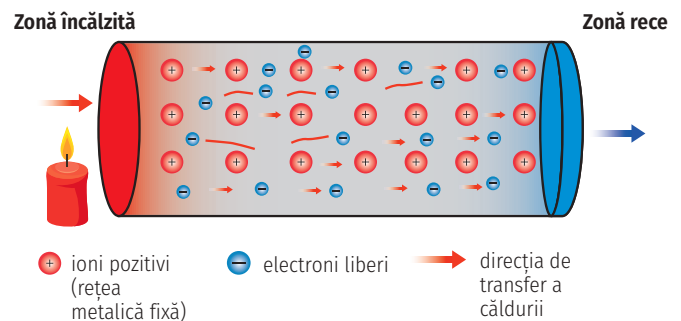


Fig. 7. Transferul de căldură în rețeaua metalică este reprezentat prin săgețile roșii

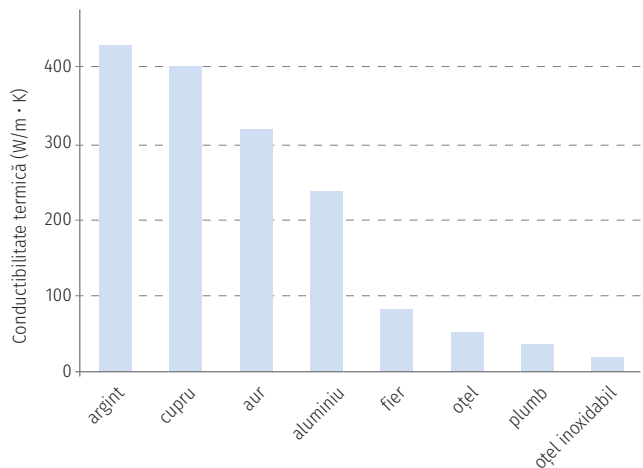


Fig. 8. Conductibilitatea termică a unor metale și aliaje

IMI AMINTESC



Aliajele sunt materiale cu proprietăți metalice obținute din două sau mai multe elemente, dintre care cel puțin unul este metal; ele pot include și nemetale, de exemplu carbonul din oțel. Aliajele au proprietăți diferite de cele ale metalelor din care provin. Iată câteva exemple:

Oțelul este un aliaj format din fier, cantități mici de carbon și alte elemente. De exemplu, adăugând crom, se obține oțel inoxidabil. Aliajele fierului se folosesc în construcția de mașini, fabricarea vaselor de bucătărie, instalații termice.

Alama (aliaj format din cupru și zinc) și bronzul (aliaj obținut din cupru și staniu) sunt ușor de modelat și sunt adesea folosite pentru confecționarea de obiecte decorative. Bronzul a fost folosit frecvent în construcțiile navale, deoarece este rezistent la coroziunea cauzată de apa de mare.

Duraluminiul este un aliaj al aluminiului cu magneziu, cupru, mangan și este utilizat în industria aeronautică și în construcții.

Aliajele de titan sunt folosite pentru construcția de avioane, nave spațiale, biciclete și laptopuri.

Aliajele din aur se folosesc pentru bijuterii. Aurul, ca metal pur, este moale și ușor de prelucrat, astfel încât se aliază cu un alt metal (de obicei, argint, cupru sau zinc). Puritatea aurului se măsoară în carate. Cea mai mare puritate a aurului care poate fi obținută în bijuterii este de 24 de carate.

Maleabilitatea este proprietatea metalelor de a fi transformate în foi subțiri prin presare sau lovire (figura 9). În timpul deformării, straturile de ioni metalici alunecă unele peste altele, dar „marea” de electroni delocalizați menține legătura între ioni. Legătura metalică este flexibilă, deoarece electronii de valență nu aparțin unor atomi anume, ci se deplasează liber prin întregul cristal.

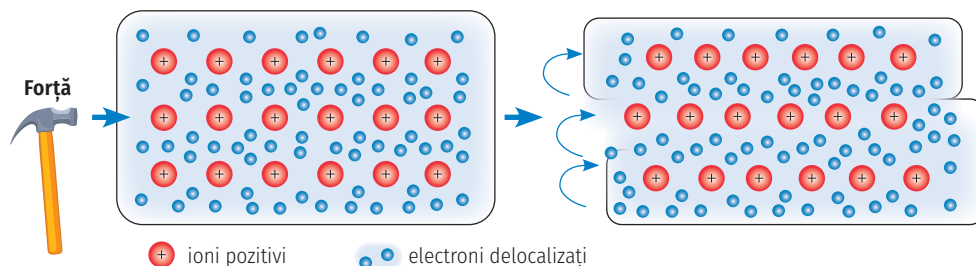


Fig. 9. Deformarea metalelor la lovire

Metalele nu se comportă ca substanțele ionice. Un cristal ionic se poate sparge când este lovit, deoarece ionii de același semn ajung față în față și se resping. În schimb, într-un metal, electronii delocalizați stabilizează structura, chiar și când straturile de ioni pozitivi se deplasează.

În figura 10 se observă că metalele pure precum Au, Ag, Cu, Al sunt mai maleabile decât aliajele pe care aceste metale le formează. Maleabilitatea depinde de compoziția aliajului, de tratamentul termic și de temperatură.

Maleabilitatea metalelor și aliajelor stă la baza multor utilizări cotidiene și industriale:

- Aurul este unul dintre cele mai maleabile metale, poate fi transformat în foi extrem de subțiri, numite foițe de aur. Este folosit în bijuterii, decorațiuni și plăcări.

- Argintul este un metal foarte maleabil, putând fi prelucrat cu ușurință. Datorită aspectului său și conductibilității electrice ridicate, este utilizat la fabricarea bijuteriilor, a obiectelor decorative și a contactelor electrice.

- Aluminiul este maleabil și ușor. Datorită acestor proprietăți, este utilizat la fabricarea foliilor de aluminiu, a ambalajelor, a tablelor metalice și a componentelor pentru industria auto.

- Cuprul este maleabil și poate fi laminat în foi. Se folosește la fabricarea învelișurilor pentru acoperișuri și a tablelor metalice.

- Plumbul este moale și maleabil, dar are utilizări limitate din cauza toxicității.

- Oțelul este mai puțin maleabil decât metalele pure, dar poate fi prelucrat prin laminare, forjare și presare.

În general, metalele pure sunt mai maleabile decât aliajele. De exemplu, cuprul pur este mai ușor de deformat decât bronzul, iar aurul pur este mai maleabil decât aliajele sale.

Ductilitatea este proprietatea metalelor de a fi trase în fire subțiri, sub acțiunea forțelor de întindere, fără să se rupă (figura 11). Sub acțiunea unor forțe exterioare, ionii pozitivi de metal se deplasează într-o nouă poziție, dar electronii delocalizați continuă să asigure coeziunea metalului.

De aceea, metale precum aurul, argintul, cuprul și aluminiul pot fi transformate în fire subțiri și au numeroase utilizări în diverse domenii, precum electrotehnica, electronica, construcțiile și fabricarea bijuteriilor.

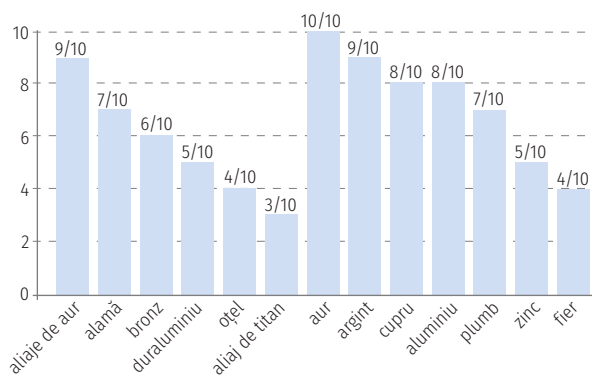


Fig. 10. Maleabilitatea relativă a unor metale și aliaje

MĂ INFORMEZ



- La temperatură obișnuită, metalele sunt solide, cu excepția mercurului care este lichid.
- Metalele sunt alb-argintii sau cenușii, cu excepția cuprului care este arămiu și aurului care este galben.
- Metalele au luciu caracteristic datorită proprietății de a reflecta razele de lumină care cad pe suprafața lor. O parte din lumina care cade pe suprafața unui metal este absorbită de electronii mobili, iar altă parte este reflectată. Lumina nu poate trece prin metale (nu poate fi transmisă), de aceea metalele sunt opace.
- Punctele de topire variază în limite largi, de la $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$ (Hg) la $3422\text{ }^{\circ}\text{C}$ (W).
- Densitatea variază de la metale ușoare ($\rho_K = 0,86\text{ g/cm}^3$) la metale foarte grele ($\rho_{Os} = 22,5\text{ g/cm}^3$).
- Duritatea este o proprietate mecanică a metalelor, care indică rezistența lor la acțiunea unor forțe exterioare (zgâriere, lovire). Pentru aprecierea durității se folosește scara Mohs care are 10 unități.

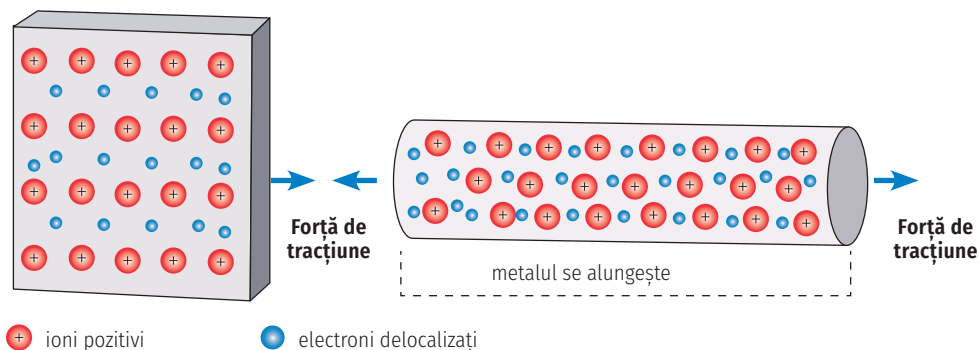


Fig. 11. Ductilitatea metalelor

Delocalizarea electronilor explică proprietățile metalelor. Datorită acestei „mări” de electroni, metalele pot conduce electricitatea și căldura și pot fi deformate fără a se rupe, ceea ce le face indispensabile în tehnologie și industrie.

REȚIN

- Existența electronilor mobili explică proprietățile fizice ale metalelor: conductibilitatea termică și electrică, maleabilitatea, ductilitatea.
- Conductibilitatea electrică este capacitatea unui material de a permite trecerea curentului electric.
- Conductibilitatea termică este proprietatea unui material de a transmite căldura.
- Maleabilitatea este proprietatea metalelor de a fi transformate în foi.
- Ductilitatea este proprietatea metalelor de a fi trase în fire.

Aplic

- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Conductibilitatea electrică a metalelor se datorează legăturii metalice.
 - Metalele sunt bune conductoare de electricitate doar în stare solidă.
 - Legătura metalică se caracterizează prin transfer complet de electroni între atomi.
 - Conductibilitatea electrică a metalelor scade, în general, când temperatura crește.
 - Argintul este un conductor electric mai bun decât cuprul.
 - Maleabilitatea metalelor se explică prin ruperea completă a legăturilor metalice.
 - Aliajele sunt, în general, mai maleabile decât metalele pure.
- Asociază cifrele corespunzătoare proprietăților metalelor din coloana A cu literele corespunzătoare explicațiilor din coloana B.**

A	B
1. Conductibilitate electrică	a. Transformarea metalelor în fire
2. Conductibilitate termică	b. Deplasarea electronilor delocalizați sub acțiunea curentului electric
3. Maleabilitate	c. Transferul energiei termice prin electronii mobili
4. Ductilitate	d. Transformarea metalelor în foi subțiri
	e. Aranjarea ordonată a ionilor metalici într-o rețea cristalină

- Un cub de aluminiu are volumul de 25 cm^3 . Știind că densitatea aluminiului este $2,7\text{ g/cm}^3$, calculează numărul de electroni din cub.**

Recapitulare

Legătura metalică este atracția electrostatică dintre ionii metalici pozitivi din rețeaua cristalină și electronii de valență delocalizați, care se deplasează liber prin întregul cristal. Electronii de valență delocalizați formează o „mare de electroni” care se deplasează liber printre ionii metalici pozitivi. Atracția electrostatică dintre electroni și ionii pozitivi menține structura metalului unită.

Proprietățile fizice ale metalelor sunt determinate de existența electronilor mobili.

Conductibilitatea electrică este proprietatea unui metal de a permite trecerea curentului electric. În metale, electronii delocalizați se pot deplasa ușor sub acțiunea unui câmp electric.

Conductibilitatea termică este proprietatea metalelor de a fi bune conducătoare de căldură. În metale, electronii

delocalizați transportă rapid energia termică; aceștia se deplasează din zonele calde spre cele reci. Aceiași electroni responsabili de conducția electrică contribuie și la conducția termică.

Maleabilitatea este proprietatea metalelor de a fi deformate prin comprimare (lovire, presare, laminare) în foi subțiri. În timpul deformării, straturile de ioni metalici alunecă unele peste altele, dar „marea” de electroni delocalizați menține legătura între ioni.

Ductilitatea este proprietatea metalelor de a fi trase în fire subțiri, sub acțiunea forțelor de întindere, fără să se rupă. Sub acțiunea unor forțe exterioare, ionii pozitivi de metal se deplasează într-o nouă poziție, dar electronii delocalizați continuă să asigure coeziunea metalului.

Evaluare

- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):** **20 puncte** (4p. x 5)
 - Electronii de valență ai metalelor sunt delocalizați și se pot deplasa liber.
 - Metalele sunt bune conductoare de electricitate doar în stare lichidă.
 - Aliajele sunt, în general, mai puțin maleabile decât metalele pure.
 - Prezența unor impurități în rețeaua metalică poate micșora conductibilitatea electrică.
 - Ductilitatea este proprietatea metalelor de a fi trase în foi.
- Se dau următoarele elemente chimice: $_{11}\text{Na}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{13}\text{Al}$.** **30 puncte** (10 p. x 3)
 - Scrie configurația electronică a atomilor fiecărui element de mai sus.
 - Precizează numărul de electroni delocalizați per atom.
 - Calculează numărul total de electroni delocalizați din cristalul metalic care conține 120 de atomi de magneziu.
- Pentru recuperarea cuprului dintr-o soluție de sulfat de cupru se adaugă în soluție 312,5 g de șpan de fier de puritate 89,6%.** **20 puncte** (10 p. x 2)
 - Scrie ecuația reacției chimice.
 - Calculează masa de cupru separată din soluție dacă randamentul procesului este de 80%.
- Explică de ce metalele sunt bune conductoare de electricitate în stare solidă, spre deosebire de compuși ionici care conduc curentul electric în soluție sau în topitură.** **20 puncte** (10 p. x 2)

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Utilizez limbajul specific în studiul proprietăților/ comportării metalelor.					
Rezolv situații problemă, având în vedere corelația dintre structura metalelor și proprietățile fizice ale acestora.					
Aplic algoritmi în rezolvarea unor probleme de calcul stoechiometric pe baza ecuației unei reacții chimice.					
Justific proprietățile substanțelor, în funcție de tipul de legătură chimică.					

Proiect – Metalele în industrie și în viața de zi cu zi

În echipă cu alți trei colegi, documentează-te despre metalele utilizate frecvent în industrie și în viața de zi cu zi (fier, cupru, aluminiu, zinc, argint, aur, magneziu, titan). Pentru fiecare metal, identifică simbolul chimic în Tabelul periodic, proprietățile fizice, legătura dintre proprietăți și structura metalică, domeniile de utilizare, avantajele și limitele folosirii metalului. Realizați un material (poster, prezentare digitală etc.) în care veți prezenta informațiile descoperite și concluziile voastre.

Respectați pașii de realizare a unui proiect de la pagina 168.

UNITATEA 7

Interacțiuni intermoleculare

7.1 Legătura de hidrogen. Legătura dipol-dipol. Forțe London • 7.2 Influența interacțiunilor intermoleculare asupra proprietăților fizice ale substanțelor • 7.3 Proprietățile fizice ale apei

MĂ INFORMEZ

Legătura dipol-dipol și forțele London au fost denumite **forțe van der Waals** pentru recunoașterea contribuției lui J.D. van der Waals la studiul interacțiunilor intermoleculare.

Interacțiunile intermoleculare determină plierea catenelor polipeptidice în structuri tridimensionale stabile, esențiale pentru ca proteinele să își poată exercita funcțiile biologice. Structura secundară de tip α -helix reprezintă plierea unui lanț de aminoacizi într-o spirală (figura 1). Această structură este menținută de legături de hidrogen între atomii de oxigen și cei de hidrogen legați de atomi de azot din unitățile de aminoacizi. Acest tip de structură apare în proteine precum:

- keratina din păr, unghii;
- fibrina și hemoglobina din sânge;
- mioglobina, miozina și tropomiozina din țesutul muscular.

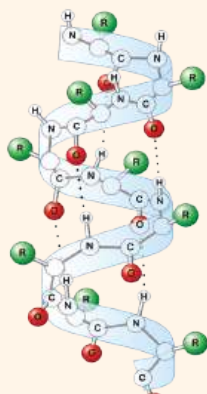


Fig. 1. Structură α -helix

7.1 Legătura de hidrogen. Legătura dipol-dipol. Forțe London

• Cum reușește o insectă, precum păianjenul de apă, să stea pe suprafața apei fără să se scufunde?

• Cum îți explici faptul că șopârla Gecko are abilitatea unică de a se cățăra pe pereți?

• Ce interacțiuni se formează prin milioanele de perișori microscopici, care acoperă labela unui Gecko?

Învăț



Între moleculele aflate la distanțe mici, se stabilesc interacțiuni slabe de natură fizică, numite interacțiuni intermoleculare. Aceste interacțiuni sunt mult mai slabe decât legăturile ionice, covalente sau metalice, dar au un rol important în determinarea proprietăților fizice ale substanțelor.

Există trei tipuri de interacțiuni intermoleculare:

• **legătura de hidrogen**

• **legătura dipol-dipol**

• **forțe London**

Legătura de hidrogen

Legătura de hidrogen este o interacțiune intermoleculară de natură electrostatică. Se stabilește între molecule care conțin un atom de hidrogen legat de un atom cu electronegativitate mare (F, O sau N) și volum atomic mic. Diferența mare de electronegativitate dintre atomi determină apariția unei sarcini parțial pozitive pe atomul de hidrogen și a unei sarcini parțial negative pe atomul cu electronegativitate mare.

Legătura de hidrogen se stabilește între atomul de hidrogen legat covalent de un atom cu electronegativitate mare și o pereche de electroni neparticipanți ai unui atom cu electronegativitate mare dintr-o altă moleculă.

Legătura de hidrogen este semnificativ mai slabă decât o legătură covalentă.

Exemple de substanțe ale căror molecule se asociază prin legături de hidrogen: HF, H₂O, NH₃, CH₃OH, CH₃-NH₂.

În cazul acidului fluorhidric, legătura covalentă H^{δ+}-F^{δ-} este puternic polarizată, deoarece fluorul are o electronegativitate foarte mare și atrage puternic dubletul electronic de legătură. Ca urmare, atomul de hidrogen capătă sarcină parțial pozitivă, iar atomul de fluor capătă sarcină parțial negativă.

Între atomul de hidrogen încărcat cu sarcină parțial pozitivă și o pereche de electroni neparticipanți de la atomul de fluor al unei molecule vecine se stabilește o forță de atracție electrostatică, legătura de hidrogen (figura 2). Astfel, moleculele de HF formează legături de hidrogen intermoleculare, ceea ce conduce la apariția unor asociații moleculare de tipul (HF)_n, care prezintă o structură în zigzag (figura 3). Legătura de hidrogen se reprezintă printr-o linie punctată între perechea de electroni neparticipanți a atomului cu electronegativitate mare dintr-o moleculă și atomul de hidrogen al altei molecule.

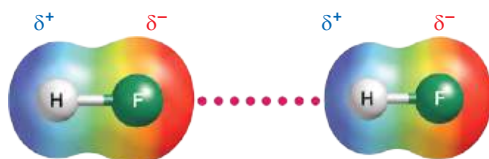


Fig. 2. Legătura de hidrogen

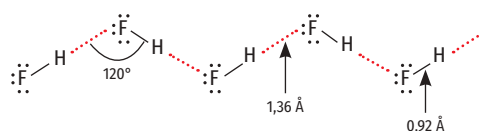


Fig. 3. Asociații moleculare (HF)_n

MĂ INFORMEZ

ADN-ul, acidul dezoxiribonucleic (figura 8), prezintă o structură de tip dublă elice, alcătuită din două catene polinucleotidice dispuse antiparalele. Acestea sunt asociate prin legături de hidrogen stabilite între bazele azotate complementare (adenină-timină și guanină-citozină). Legăturile de hidrogen stabilizează molecula, permițând totodată separarea reversibilă a catenelor în procesele de replicare și transcripție. Astfel, organizarea structurală a ADN-ului reflectă relația dintre interacțiunile intermoleculare și funcția biologică a acestei macromolecule.

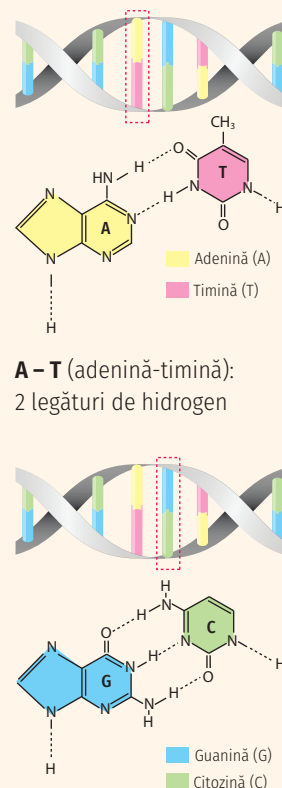


Fig. 8. Structura ADN-ului

Molecula de apă este polară, deoarece electronii din legăturile O-H nu sunt distribuiți uniform între atomii de oxigen și hidrogen. Atomul de oxigen are electronegativitate mai mare decât atomii de hidrogen și atrage mai puternic perechile comune de electroni. De aceea, atomul de oxigen prezintă o sarcină parțial negativă și fiecare atom de hidrogen prezintă o sarcină parțial pozitivă.

Legătura de hidrogen se stabilește între atomul de hidrogen cu sarcină parțial pozitivă dintr-o moleculă de apă și o pereche de electroni neparticipanți ai atomului de oxigen cu sarcină parțial negativă dintr-o altă moleculă de apă (figura 4).

Fiecare moleculă de apă poate forma: două legături de hidrogen prin atomii de hidrogen și două legături de hidrogen prin intermediul perechilor de electroni neparticipanți ale atomului de oxigen.

În apa lichidă, datorită mișcărilor termice și a ruperii/formării continue a legăturilor de hidrogen, fiecare moleculă participă la un număr de 3-4 legături de hidrogen. Astfel, moleculele de apă formează asociații moleculare de tipul $(H_2O)_n$ (figura 5). Legăturile de hidrogen se formează și se rup permanent, datorită mișcării continue a moleculelor de apă.

În molecula de amoniac (NH_3) cele trei legături N-H sunt polare, deoarece atomul de azot are electronegativitate mai mare decât atomul de hidrogen. Atomul de azot prezintă o sarcină parțial negativă (δ^-), iar atomii de hidrogen prezintă sarcini parțial pozitive (δ^+). Între moleculele polare de amoniac se stabilesc legături de hidrogen. Atomul de azot al unei molecule atrage, prin perechea de electroni neparticipanți, atomul de hidrogen dintr-o moleculă vecină (figura 6).

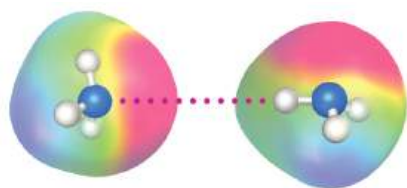


Fig. 6. Legătura de hidrogen între molecule de amoniac

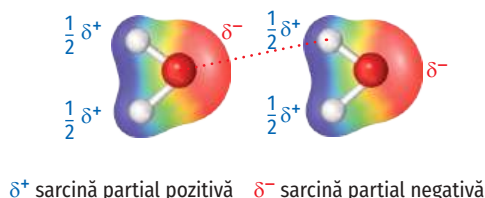
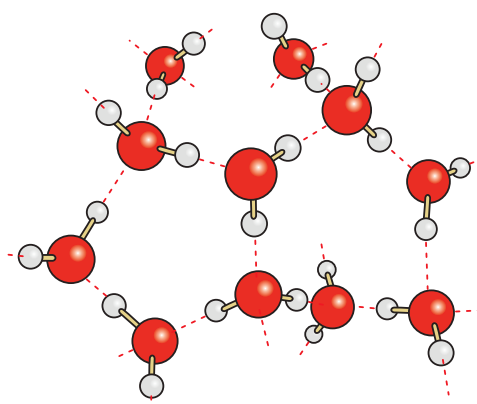
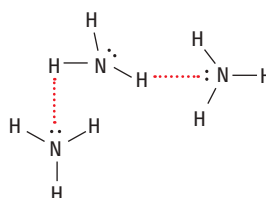


Fig. 4. Legătura de hidrogen între molecule de apă

Fig. 5. Asociații moleculare $(H_2O)_n$ Fig. 7. Asociații moleculare $(NH_3)_n$

Moleculele de amoniac se asociază prin legături de hidrogen, rezultând asociații moleculare de tipul $(NH_3)_n$ (figura 7).

În molecula de amoniac, legăturile covalente N-H sunt mai puțin polarizate decât legăturile O-H din molecula de apă, deoarece azotul are electronegativitate mai mică decât oxigenul. Din acest motiv, legăturile de hidrogen dintre moleculele de amoniac sunt mai slabe decât legăturile de hidrogen dintre moleculele de apă.

Legături de hidrogen se formează și între moleculele unor substanțe organice care conțin atomi de hidrogen legați de atomi de oxigen sau atomi de azot (figurile 10-12).

MĂ INFORMEZ

- **Lichefierea gazelor** este procesul de transformare a unui gaz într-un lichid prin scăderea temperaturii și creșterea presiunii. Prin răcire, particulele se mișcă mai lent, iar prin comprimare ele sunt apropiate unele de altele. La distanțe mici, atracțiile intermoleculare pot menține particulele apropiate, determinând transformarea gazului în lichid.
- Amoniacul și vaporii de apă se condensează relativ ușor datorită legăturilor de hidrogen.
- Azotul (figura 9) sau hidrogenul se lichefiază mult mai greu deoarece între moleculele lor acționează doar forțe London slabe.



Fig. 9. Butelie cu azot lichid

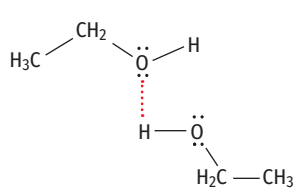


Fig. 10. Formarea legăturii de hidrogen între moleculele de etanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$)

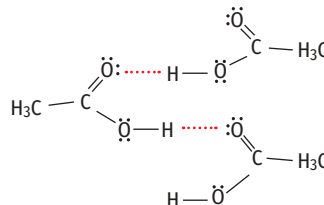


Fig. 11. Formarea legăturii de hidrogen între moleculele de acid acetic (CH_3COOH)

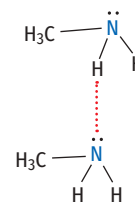


Fig. 12. Formarea legăturii de hidrogen între moleculele de metilamină ($\text{CH}_3\text{-NH}_2$)

Legătura de hidrogen este cea mai puternică interacțiune intermoleculară.

Legătura dipol-dipol

Legăturile dipol-dipol se stabilesc între molecule polare datorită atracției electrostatice dintre polii de semn contrar. Moleculele polare, ce constituie dipoli permanenți, atrag moleculele vecine prin polii de semn contrar (figura 13).

Exemple de substanțe ale căror molecule interacționează prin legături dipol-dipol: HCl, HBr, HI, H_2S , PH_3 .

Molecula acidului clorhidric (figura 14) este o moleculă polară cu sarcina parțial pozitivă (δ^+) la atomul de hidrogen și sarcina parțial negativă (δ^-) la atomul de clor. Între polii de semn contrar ai moleculelor de acid clorhidric se stabilesc legături dipol-dipol.

Tăria interacțiunilor dipol-dipol crește odată cu creșterea polarității moleculelor și scade odată cu mărirea distanței dintre acestea.

În seria hidracizilor HCl, HBr, HI, polaritatea legăturii H-X scade deoarece electronegativitatea halogenilor scade de la clor la iod. În HCl, diferența de electronegativitate dintre H și Cl este cea mai mare, molecula este mai polară și apar interacțiuni dipol-dipol mai puternice. Interacțiunile dipol-dipol sunt mai slabe în cazul acidului bromhidric și, mai ales, în cazul acidului iodhidric, ca o consecință directă a scăderii polarității acestor molecule.

Compușii binari ai hidrogenului cu sulfurul și fosforul se diferențiază prin tăria interacțiunilor dipol-dipol. În molecula de hidrogen sulfurat, legăturile S-H sunt polare, deoarece sulfurul are electronegativitate mai mare decât hidrogenul. În molecula de fosfină, legăturile P-H sunt foarte puțin polare, deoarece fosforul și hidrogenul au electronegativități apropiate. Ca urmare, interacțiunile dipol-dipol dintre moleculele de acid sulfhidric sunt mai puternice.

Legătura dipol-dipol este mai slabă decât legătura de hidrogen.

Forțe London

Forțele London sunt forțe de atracție foarte slabe care se stabilesc între toate tipurile de molecule. Acestea sunt specifice moleculelor nepolare și atomilor gazelor nobile (în stare solidă sau lichidă), deoarece acestea nu se pot asocia decât prin acest tip de forțe.

Fluctuațiile temporare ale distribuției electronilor pot genera dipoli temporari chiar și în molecule nepolare sau în atomi neutri. Atunci când două molecule nepolare sau doi atomi neutri se apropie, distribuția electronilor poate deveni temporar neuniformă. Astfel, într-o particulă apare un dipol temporar, care influențează distribuția electronilor din particulele vecine și determină apariția unor dipoli induși. Între acești dipoli se manifestă atracții slabe, numite forțe London.

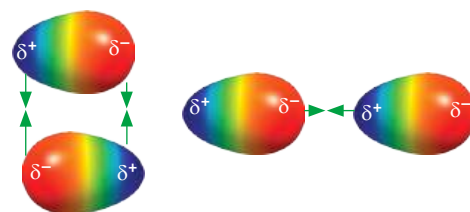


Fig. 13. Interacțiuni dipol-dipol

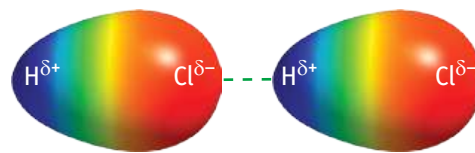
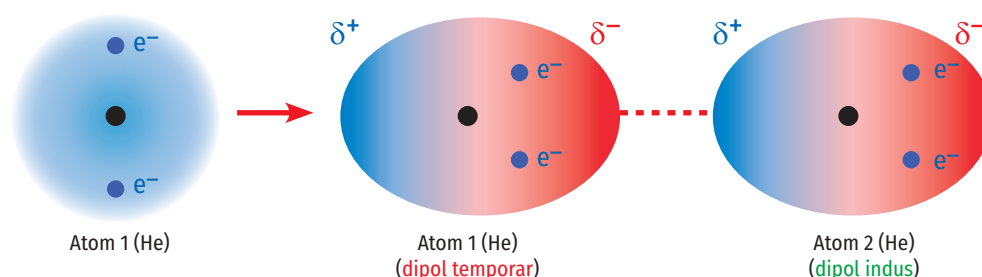


Fig. 14. Interacțiuni dipol-dipol între moleculele de HCl

În atomii de heliu, cei doi electroni gravitează în jurul nucleului. Deoarece electronii se află într-o mișcare continuă, la un moment dat densitatea electronică poate deveni mai mare într-o anumită regiune a atomului. Astfel, apare un dipol temporar, care poate induce un dipol într-un atom vecin. Între dipolul temporar și dipolul indus apare o atracție slabă, numită forță London (figura 15).

Forțele London devin mai puternice atunci când norul electronic este mai ușor de polarizat. Pentru molecule cu structură asemănătoare, ele cresc odată cu creșterea numărului de electroni și a masei molare. De exemplu, forțele London dintre moleculele halogenilor sunt cu atât mai puternice cu cât masa moleculară este mai mare.



Între cei doi dipoli apare o atracție slabă (forță de dispersie London)

Fig. 15. Forțe London între atomii de heliu

Fluorul (F_2) și clorul (Cl_2) au mase moleculare mici și un număr relativ mic de electroni, de aceea prezintă forțe London slabe. Moleculele se atrag slab între ele, de aceea fluorul și clorul sunt gaze la temperatura camerei.

Bromul (Br_2) are masă moleculară mai mare și un număr mai mare de electroni, de aceea prezintă forțe London mai intense. Atracțiile intermoleculare sunt suficient de puternice pentru a apropia moleculele și a menține substanța în stare lichidă la temperatura camerei.

Iodul (I_2) are masă moleculară foarte mare și un număr mare de electroni. Forțele London dintre molecule sunt mult mai intense, astfel moleculele sunt menținute într-o structură compactă. De aceea iodul este solid la temperatura camerei.

Forțele London sunt cele mai slabe interacțiuni intermoleculare.

Pentru molecule asemănătoare ca dimensiune și polarizabilitate, interacțiunile intermoleculare scad, în general, în ordinea: **legătura de hidrogen > legătura dipol-dipol > forțele London.**

Între molecule se pot manifesta simultan mai multe tipuri de interacțiuni intermoleculare. Proprietățile unei substanțe depind de suma acestor interacțiuni, unele fiind mai puternice și având efect dominant.

Substanța	Interacțiuni simultane	Interacțiunea dominantă	Explicație
Apă, H_2O	- forțe London - interacțiuni dipol-dipol - legături de hidrogen	legătura de hidrogen	Molecula de apă este foarte polară, iar atomul de oxigen, având electronegativitate mare, poate forma legături de hidrogen puternice.
Etanol, C_2H_5OH	- forțe London - interacțiuni dipol-dipol - legături de hidrogen	legătura de hidrogen	Prin grupa $-OH$ se formează legături de hidrogen, iar prin partea hidrocarbonată a moleculei se stabilesc forțe London.
Acid clorhidric, HCl	- forțe London - interacțiuni dipol-dipol	interacțiunile dipol-dipol	Molecula este polară datorită diferenței de electronegativitate dintre H și Cl .
Amoniac, NH_3	- forțe London - interacțiuni dipol-dipol - legături de hidrogen	legătura de hidrogen	Molecula este polară și conține legături $N-H$, ceea ce permite formarea legăturilor de hidrogen.

Între moleculele apei se manifestă toate cele trei tipuri de interacțiuni intermoleculare, însă legătura de hidrogen, fiind cea mai puternică, determină în principal proprietățile fizice ale apei.

Pentru molecule cu mase molare apropiate, interacțiunile dipol-dipol sunt mai puternice în cazul moleculelor cu polaritate mai mare.

REȚIN

- Interacțiunile intermoleculare sunt forțe slabe de natură fizică, care apar între molecule aflate la distanțe mici. Sunt mai slabe decât legăturile chimice.
- Legătura de hidrogen este cea mai puternică interacțiune intermoleculară. Se formează între un atom de hidrogen legat covalent de un atom cu electronegativitate mare (F, O sau N) dintr-o moleculă și o pereche de electroni neparticipanți ai unui atom cu electronegativitate mare dintr-o altă moleculă.
- Legăturile dipol-dipol se stabilesc între moleculele polare datorită atracției de natură electrostatică dintre dipoli.
- Forțele London sunt determinate de dipoli temporari. Acestea se manifestă între toate tipurile de molecule. Între moleculele nepolare sunt singurele interacțiuni intermoleculare care se exercită.
- Tăria interacțiunilor intermoleculare scade, în general, în ordinea: *legătura de hidrogen* > *legătura dipol-dipol* > *forțe London*.

Aplic

1. Stabilește dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F).



- Interacțiunile intermoleculare sunt mai slabe decât legăturile ionice și covalente.
- Forțele London se întâlnesc doar la moleculele nepolare.
- Singurele interacțiuni intermoleculare care se manifestă între atomii gazelor rare sunt forțele London.
- Între moleculele de acid sulfhidric se stabilesc legături de hidrogen.
- În cazul moleculelor de apă, legăturile de hidrogen se stabilesc între atomul de hidrogen al unei molecule și atomul de oxigen al unei molecule vecine.

2. Asociază tipul particulelor și natura interacțiunilor din coloana A cu formulele substanțelor din coloana B.

A	B
1. molecule asociate prin legături de hidrogen	a. O ₂ , CH ₄
2. molecule asociate prin legături dipol-dipol	b. He, Ar
3. molecule asociate prin forțe London	c. CH ₃ OH, HF
4. atomi între care se stabilesc forțe London	d. PH ₃ , HBr
	e. NaCl, KI

3. Completează următorul tabel după modelul dat.

Substanța	Natura legăturii covalente	Polaritatea moleculei	Tipul predominant de interacțiune intermoleculară
H ₂	nepolară	nepolară	forțe London
O ₂			
HBr			
PH ₃			
NH ₃			
CO ₂			

4. Alege seriile de substanțe între particulele cărora se stabilesc aceleași tipuri de interacțiuni intermoleculare. Argumentează alegerea făcută.

- a. NaCl, P₄, Cl₂; b. HI, HCl, H₂S; c. He, Mg, HF; d. H₂O, NH₃, CH₃OH; e. Cl₂, I₂, Ar.

5. Completează spațiile libere:

- Legătura de hidrogen este o interacțiune intermoleculară de natură _____, care se stabilește între un atom de _____ și o pereche de electroni neparticipanți la legătură de la un atom cu electronegativitate _____.
- Legătura dipol-dipol este o forță de _____ electrostatică ce se stabilește între _____ de semn contrar ai moleculelor _____.
- Între moleculele de apă se stabilesc toate tipurile de interacțiuni intermoleculare, cea mai puternică fiind _____.
- Cea mai puternică interacțiune intermoleculară este _____, iar cea mai slabă este _____.

7.2 Influența interacțiunilor intermoleculare asupra proprietăților fizice ale substanțelor

- De ce apa fierbe la o temperatură mult mai mare decât metanul, deși ambele sunt formate din molecule mici?
- De ce unele substanțe se topesc ușor, iar altele au temperaturi de topire ridicate?

Descopăr în laborator



Substanțe și materiale: ceară, parafină, zahăr; capsule, spatule, sursă de căldură, trepied, sită ceramică, chibrit.
Realizați activitățile experimentale și completați informațiile care lipsesc sau alegeți variantele potrivite din tabel.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Concluzii
Comportarea la încălzire a unor substanțe solide	În capsule separate, introdu cantități mici de zahăr, parafină și ceară. Încălzește treptat fiecare probă și observă modificările.	Parafina și ceara se _____. ușor. Zahărul se _____ la o temperatură mai _____.	Parafina și ceara au temperaturi de topire <i>scăzute/crescute</i> . Zahărul este o substanță moleculară care are temperatură de topire <i>ridicată/scăzută</i> .

Învăț

Proprietățile fizice ale unei substanțe sunt determinate de structura substanței. Proprietățile fizice depind de modul în care particulele substanței interacționează între ele sau cu particulele altor substanțe.

La nivel microscopic, între molecule se stabilesc diferite tipuri de interacțiuni intermoleculare, care pot fi mai slabe sau mai puternice, temporare sau permanente. Cu cât forțele de atracție dintre particule sunt mai puternice, cu atât este necesară o cantitate mai mare de energie pentru separarea lor.

Temperatura de topire este temperatura la care o substanță trece din stare solidă în stare lichidă.

La nivel microscopic, topirea afectează aranjamentul particulelor din solid. Particulele nu mai ocupă poziții fixe într-o rețea ordonată, ci dobândesc o libertate mai mare de mișcare. Cu cât atracțiile dintre particulele solidului sunt mai puternice, cu atât temperatura de topire este mai ridicată.

Într-un solid molecular, moleculele sunt menținute împreună prin interacțiuni intermoleculare. Acestea pot fi forțe London, legături dipol-dipol sau legături de hidrogen. În timpul topirii, nu se rup legăturile covalente din interiorul moleculelor, ci interacțiunile intermoleculare dintre molecule.

În experimentul realizat, se observă că parafina și ceara se topesc la o temperatură mică, de aproximativ 40-60 °C. Parafina și ceara sunt formate din molecule nepolare între care predomină forțe London, care sunt relativ slabe.

Zahărul se topește la o temperatură de aproximativ 180 °C. Zaharoza (zahărul) este un compus molecular cu numeroase grupe hidroxil (OH), capabile să formeze legături de hidrogen, interacțiuni mai puternice decât forțele London.

În gheață, moleculele de apă sunt dispuse relativ ordonat într-o structură cristalină. Ele sunt menținute împreună prin legături de hidrogen. Când gheața este încălzită, moleculele absorb energie, care determină intensificarea mișcării moleculelor. Astfel, o parte dintre legăturile de hidrogen se rup sau se reorganizează. Structura ordonată a gheții se perturbă, iar moleculele nu mai rămân fixate în poziții regulate (figura 1).

La temperatura de topire (0°C, la presiune normală), energia absorbită este utilizată în principal pentru ruperea parțială a interacțiunilor intermoleculare, nu pentru creșterea temperaturii. Din acest motiv, în timpul topirii, temperatura rămâne constantă până când întreaga cantitate de gheață se transformă în apă lichidă.

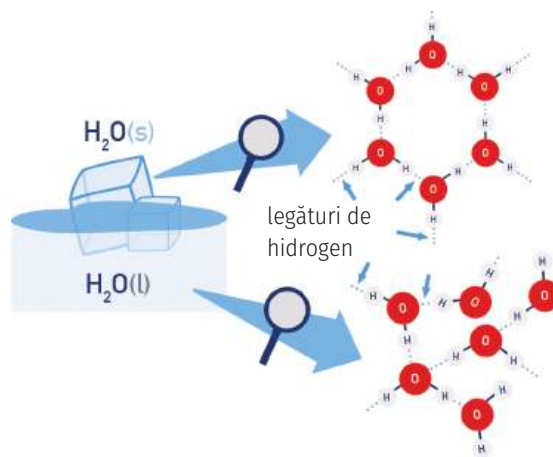


Fig. 1. Topirea gheții

PORTOFOLIUL MEU

Realizează o fișă de portofoliu cu tema *Secretele interacțiunilor intermoleculare*, în care să analizezi 3-4 exemple din viața de zi cu zi (de exemplu: topirea ciocolatei, evaporarea parfumului). Pentru fiecare exemplu, precizează substanțele implicate și descrie fenomenul observat. Explică ce tip de interacțiuni intermoleculare sunt implicate și cum influențează acestea comportarea substanței. Include imagini sau scheme sugestive. La final, formulează o concluzie generală despre rolul interacțiunilor intermoleculare în viața de zi cu zi.

Descopăr

Completează tabelul de mai jos cu tipul de legătură, tipul moleculei și tipul de interacțiune intermoleculară predominantă. Explică diferența dintre temperaturile de topire (T.t.) ale substanțelor.

Nr.	Substanță	Formula chimică	Tipul legăturii în moleculă	Tipul moleculei	T.t. (°C)	Interacțiuni intermoleculară predominantă
1	Apă/gheață	H ₂ O			0	
2	Amoniac	NH ₃			-78	
3	Acid fluorhidric	HF			-84	
4	Acid clorhidric	HCl			-114	
5	Acid bromhidric	HBr			-87	
6	Acid iodhidric	HI			-51	
7	Clor	Cl ₂			-101	
8	Brom	Br ₂			-7	
9	Iod	I ₂			114	
10	Fosfor alb	P ₄			44	

Învăț



Temperatura de fierbere este temperatura la care presiunea vaporilor unui lichid devine egală cu presiunea atmosferică, iar lichidul trece în stare gazoasă în întreaga sa masă.

În timpul fierberii, moleculele trebuie să se distanțeze suficient de mult pentru a trece în stare de vapori. Din acest motiv, temperatura de fierbere depinde în mare măsură de intensitatea interacțiunilor intermoleculare. Dacă atracțiile dintre molecule sunt slabe, acestea se desprind ușor unele de altele, iar temperatura de fierbere este scăzută. Dacă atracțiile intermoleculare sunt puternice, este necesară o cantitate mai mare de energie pentru separarea moleculelor, iar temperatura de fierbere este ridicată.

Substanțele care prezintă interacțiuni intermoleculare puternice au temperaturi de fierbere ridicate.

Deși amoniacul, apa și acidul fluorhidric au mase molare apropiate, temperaturile lor de fierbere sunt foarte diferite: apa fierbe la 100 °C, acidul fluorhidric la 19,5 °C, iar amoniacul la -33,3 °C. Aceste diferențe se explică prin tipul, numărul și intensitatea legăturilor de hidrogen dintre molecule.

Molecula de amoniac, NH₃, este polară și conține legături N-H. Astfel, moleculele de amoniac pot forma legături de hidrogen. În molecula de amoniac, atomul de azot atrage perechea de electroni puși în comun mai slab decât oxigenul din apă sau fluorul din acidul fluorhidric. De aceea, legăturile de hidrogen dintre moleculele de NH₃ sunt mai slabe decât cele din H₂O sau HF, iar atracțiile intermoleculare sunt mai reduse.

Fiecare moleculă de NH₃ are o singură pereche de electroni neparticipanți pe atomul de azot, limitând posibilitățile de asociere dintre molecule. De aceea, moleculele de amoniac se desprind relativ ușor la încălzire, iar temperatura de fierbere este foarte scăzută: -33,3 °C.

Molecula de HF este polară, iar legătura H-F este puternic polară deoarece fluorul este elementul cu cea mai mare electronegativitate. Din acest motiv, moleculele de HF formează legături de hidrogen puternice. Aceste legături sunt mai intense decât cele dintre moleculele de amoniac. De aceea, HF are o temperatură de fierbere mult mai mare decât NH₃.

Totuși, temperatura de fierbere a HF este mai mică decât cea a apei. Explicația constă în faptul că moleculele de HF formează în principal asocieri de tip lanț, nu o rețea tridimensională extinsă, asemenea apei.

Apa are o temperatură de fierbere foarte ridicată, 100 °C, deși masa sa molară este de numai 18 g/mol. Explicația constă în capacitatea moleculelor de apă de a forma o rețea extinsă de legături de hidrogen. Pe măsură ce apa absoarbe energie prin încălzire, moleculele se mișcă din ce în ce mai rapid. O parte dintre ele dobândesc suficientă energie pentru a învinge legăturile de hidrogen care mențin asocierea între molecule. În stare gazoasă, moleculele se deplasează liber în toate direcțiile și nu mai sunt menținute apropiate prin interacțiuni intermoleculare. De aceea, apa necesită o cantitate mare de energie pentru fierbere și are cea mai mare temperatură de fierbere dintre cele trei substanțe.

Solubilitatea reprezintă proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-o anumită cantitate de solvent, la o temperatură dată. Pentru ca o substanță să se dizolve, trebuie învinse interacțiunile dintre particulele de solut și interacțiunile intermoleculare dintre particulele de solvent. Aceste procese necesită energie.

Dizolvarea este favorizată când între particulele solutului și particulele solventului se formează interacțiuni suficient de puternice pentru a compensa ruperea interacțiunilor inițiale.

Uleiul nu se dizolvă în apă deoarece este format din molecule nepolare. Între moleculele de ulei și moleculele de apă nu se formează interacțiuni suficient de puternice pentru amestecare.

Corelația dintre proprietățile fizice, procesele fizice la nivel microscopic și influența interacțiunilor dintre molecule se poate sintetiza conform tabelului de mai jos:

Proprietate fizică	Ce se întâmplă la nivel microscopic	Influența interacțiunilor
Temperatura de topire	În timpul topirii, particulele din solid devin mobile.	Interacțiuni intermoleculare mai puternice determină o temperatură de topire mai mare.
Temperatura de fierbere	În timpul fierberii, moleculele se separă și trec în stare gazoasă.	Interacțiuni intermoleculare mai puternice determină o temperatură de fierbere mai mare.
Solubilitatea	Particulele solutului interacționează cu solventul.	Interacțiunile solut-solvent determină solubilitatea.

REȚIN

- Legăturile de hidrogen explică temperaturile ridicate de fierbere ale apei, alcoolilor și altor substanțe care conțin H legat de F, O sau N.
- Cu cât interacțiunile dintre particule sunt mai puternice, cu atât temperatura de topire și temperatura de fierbere sunt mai mari.
- Solubilitatea depinde de structura chimică a solutului și a solventului.
- Proprietățile fizice observabile la scară macroscopică sunt consecințe ale structurii și interacțiunilor existente la nivel microscopic.

Aplic

1. Aranjează în ordinea creșterii punctelor de topire substanțele: Ne, HCl, HF, H₂. Argumentează alegerea făcută.
2. Alege din fiecare serie de substanțe pe aceea care are punctul de fierbere mai ridicat. Argumentează alegerea făcută.
a. HF și F₂; b. Ne și Xe; c. NH₃ și PH₃; d. H₂O și H₂S; e. CH₄ și CCl₄.
3. Explică diferența dintre punctele de fierbere pentru substanțele: PH₃ (p.f. = -87,7 °C) și H₂S (p.f. = -60,3 °C).
4. Formarea legăturilor de hidrogen între moleculele metanolului și moleculele apei explică solubilitatea metanolului în apă.

Modelează formarea legăturilor de hidrogen între moleculele metanolului (CH₃-OH) și moleculele apei.

5. Masa molară a apei este comparabilă cu cea a amoniacului.

Explică de ce apa este lichidă în condiții standard (25 °C și 1 atm), iar amoniacul este gazos.

6. Se dă schema de reacții: $a + b \rightleftharpoons c \uparrow$ $c + e \rightarrow f$ $a + d \rightarrow e \uparrow$ $a + O_2 \rightarrow g$

Identifică substanțele notate cu litere și scrie ecuațiile reacțiilor chimice din schemă, știind că: **a** este cel mai răspândit gaz din Univers, **b** este un gaz ce se găsește în proporție foarte mare în compoziția aerului, **d** este un gaz galben-verzui cu miros înțepător, iritant.

7.3. Proprietățile fizice ale apei

- De ce gheața plutește pe apă, deși este alcătuită tot din molecule de apă?
- De ce apa fierbe la temperatură mai mare într-o oală sub presiune și la temperatură mai mică la altitudine mare?

Descopăr în laborator



Studiul proprietăților fizice ale apei – activitate experimentală pe grupe

Substanțe și materiale: apă, cuburi de gheață, ac, bucăți de hârtie, detergent, sare, zahăr, ulei; pahare Berzelius, baghete de sticlă, termometru, spatule, trepied, sită ceramică, sursă de căldură.

Realizați activitățile experimentale, completați informațiile și alegeți variantele potrivite din tabel.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Concluzii
1. Compararea densității gheții cu densitatea apei lichide	Pune apă într-un pahar. Adaugă câteva cuburi de gheață. Observă poziția gheții în apă.	Cuburile de gheață _____ la suprafața apei. O parte din cubul de gheață rămâne _____ nivelului apei.	Gheața are densitate <i>mai mică/mai mare</i> decât apa lichidă.
2. Tensiunea superficială a apei	Așază hârtia pe apă. Pune un ac pe bucata de hârtie. După scufundarea hârtiei, observă acul. Adaugă o picătură de detergent.	Acul _____ După adăugarea detergentului, acul se _____.	Apa are o tensiune superficială <i>mare/mică</i> datorită legăturilor de hidrogen dintre molecule. Detergentul <i>scade/crește</i> tensiunea superficială a apei.
3. Comportarea apei ca solvent	În trei pahare introdu câte 20-30 mL de apă distilată. Adaugă sare în primul pahar, zahăr în al doilea pahar și ulei în al treilea pahar Berzelius. Amestecă în fiecare pahar cu câte o baghetă.	Sarea și zahărul se _____ în apă. Uleiul se _____ și formează un _____ la suprafață.	Apa <i>dizolvă/nu dizolvă</i> substanțele ionice și polare, deoarece moleculele sale <i>interacționează/nu interacționează</i> cu particulele de solut. Substanțele nepolare, precum uleiul, <i>se dizolvă/nu se dizolvă</i> în apă.
4. Determinarea temperaturii de topire și a temperaturii de fierbere a apei	Pune 2-3 cuburi de gheață într-un pahar Berzelius și o cantitate mică de apă. După câteva minute, măsoară temperatura t_1 . Într-un alt pahar Berzelius, încălzește o cantitate mică de apă până la fierbere. Măsoară temperatura de fierbere cu un termometru.	Gheața se _____ la temperatura $t_1 =$ _____ și se transformă în _____. La încălzire, apa începe să _____ la temperatura $t_2 =$ _____ formând _____ de apă.	Gheața se topește la temperatura de $0\text{ }^{\circ}\text{C}/100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Apa fierbe la temperatura de $0\text{ }^{\circ}\text{C}/100\text{ }^{\circ}\text{C}$, la presiune atmosferică normală. Topirea și fierberea sunt fenomene <i>fizice/chimice</i> , deoarece compoziția substanței <i>se modifică/nu se modifică</i> .

Învăț

Densitatea apei

În primul experiment, ai observat că gheața plutește la suprafața apei lichide. La răcire, moleculele apei se mișcă lent și se apropie până când, la $4\text{ }^{\circ}\text{C}$, sunt atinse densitatea maximă și volumul minim. Între $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ și $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, moleculele se organizează într-o structură cristalină stabilizată prin legături de hidrogen. Fiecare moleculă formează patru legături de hidrogen, două prin intermediul atomilor de hidrogen și două prin intermediul perechilor de electroni de la atomul de oxigen. Astfel, un atom de oxigen este înconjurat tetraedric de alți patru atomi de

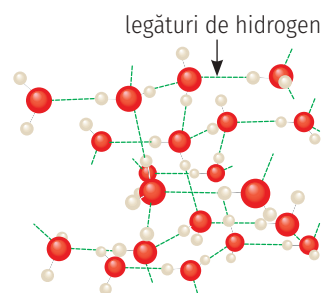


Fig. 1. Structura gheții

oxigen (figura 1). Această structură mai ordonată cu spații mai mari între molecule explică structura afânată, cu geometrie hexagonală a cristalului de gheață (figura 2). Gheața are densitatea mai mică decât apa lichidă și plutește pe suprafața apei deoarece moleculele de apă se ordonează într-o structură cristalină hexagonală rigidă. Această rețea lasă spații libere mari între molecule, ceea ce duce la o creștere a volumului.

Iarna, lacurile și alte ape stătătoare îngheață mai întâi la suprafață. Stratul de gheață rămâne deasupra și acționează ca un izolator, iar apa de dedesubt rămâne lichidă. Astfel, peștii și alte organisme acvatice pot supraviețui în timpul iernii.

Tensiunea superficială a apei

În al doilea experiment ai observat că apa susține hârtia cu acul deasupra ei. Acest fenomen este posibil datorită proprietății apei de a se comporta la suprafață ca o peliculă elastică foarte subțire, proprietate numită tensiune superficială.

Această proprietate se manifestă deoarece între moleculele de apă se stabilesc legături de hidrogen. În interiorul lichidului, o moleculă de apă este atrasă în toate direcțiile de moleculele din jur. La suprafață însă, moleculele nu mai au alte molecule deasupra lor, deci sunt atrase mai ales spre interiorul lichidului. Din această cauză, suprafața apei devine mai compactă ca o membrană fină și astfel se formează picăturile de apă. Moleculele de la suprafață tind să ocupe o suprafață cât mai mică. Forma cu cea mai mică suprafață pentru un anumit volum este sfera, de aceea picăturile de apă sunt aproape sferice. În realitate, forma lor poate fi ușor modificată de gravitație sau de suprafața pe care cad.

Un ac poate pluti pe suprafața apei dacă este așezat cu grijă, deși metalul din care este confecționat are o densitate mai mare decât apa. Acest fenomen se datorează tensiunii superficiale a apei, care formează la suprafață o peliculă elastică suficient de rezistentă pentru a susține acul. Detergentul reduce tensiunea superficială a apei, determinând scufundarea acului.

Apa are tensiune superficială ridicată datorită legăturilor de hidrogen puternice care se formează între moleculele sale polare.

Apa ca solvent

În al treilea experiment ai observat că apa dizolvă sarea de bucătărie, zahărul, dar nu și uleiul.

Apa este o moleculă polară și poate interacționa cu particulele substanțelor ionice și polare. Substanțele ionice, cum este sarea de bucătărie, NaCl, sunt formate din ioni pozitivi și negativi. Între moleculele de apă și ioni se stabilesc forțe de atracție care determină desprinderea ionilor din cristal.

Substanțele cu molecule polare, precum zahărul, interacționează cu moleculele polare ale apei, mai ales prin legături de hidrogen. De aceea, moleculele de zahăr se separă și se distribuie uniform în apă.

Substanțele cu molecule nepolare, precum uleiul, nu pot forma atracții puternice cu moleculele de apă. De aceea, uleiul nu se dizolvă în apă și formează un strat separat la suprafață.

Apa este numită adesea solvent universal, deoarece dizolvă numeroase substanțe ionice și polare. Această proprietate este importantă în procese biologice, în agricultură, în industrie și în viața cotidiană.

Temperatura de topire a gheții și temperatura de fierbere a apei

În experimentul 4 s-au determinat, la presiune atmosferică normală, temperatura de topire a gheții $t_t = 0^\circ\text{C}$ și temperatura de fierbere a apei $t_f = 100^\circ\text{C}$. Aceste valori sunt mai mari decât ar fi de așteptat pentru o substanță cu moleculă atât de mică. Aceste proprietăți se explică prin

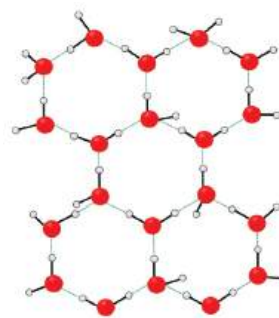


Fig. 2. Geometria hexagonală a cristalului de gheață

MĂ INFORMEZ



Cristalele de zăpadă au forme care reflectă structura cristalină hexagonală a gheții. În figura 3 sunt prezentate diferite tipuri de cristale de gheață, observate la microscop, fiecare având o geometrie distinctă, dar păstrând simetria hexagonală caracteristică apei solide.

Cristalele se formează prin depunerea vaporilor de apă din atmosferă pe nuclee de condensare (fire de praș, polen etc.), urmată de creșterea progresivă a rețelei cristaline. Modul de dezvoltare al cristalului depinde de condițiile de mediu, în special de temperatură și umiditate.

În cristalele de gheață, moleculele de apă sunt asociate prin legături de hidrogen. Această organizare conduce la apariția simetriei cu șase direcții principale de creștere, specifică cristalelor de gheață.

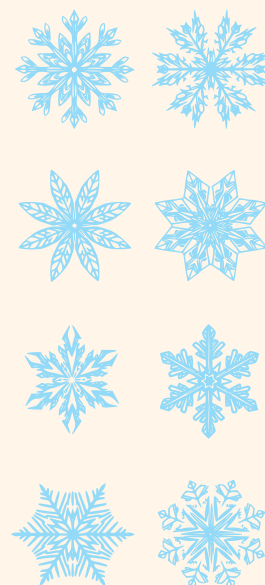


Fig. 3. Cristale de gheață

MĂ INFORMEZ

Diagrama de faze a apei (figura 4) prezintă curbele ce separă regiunile în care apa există în diferite stări de agregare.

Punctul triplu al apei ($T = 273,16 \text{ K}$) reprezintă starea de echilibru în care gheața, apa lichidă și vaporii de apă coexistă simultan, la o temperatură și o presiune bine determinate.

Punctul critic al apei ($T = 647,096 \text{ K}$) este starea în care nu se mai diferențiază starea gazoasă de starea lichidă.

Pentru apă, curba de topire are panta negativă; creșterea presiunii scade temperatura de topire.

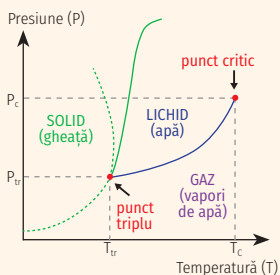


Fig. 4. Diagrama de faze a apei

prezența legăturilor de hidrogen dintre moleculele de apă, care trebuie să se desfacă, parțial sau total, pentru ca apa să-și schimbe starea de agregare.

Când apa primește căldură, energia moleculelor crește, determinând modificarea temperaturii și, în anumite condiții, schimbarea stării de agregare. Diagrama de încălzire a apei (figura 5) evidențiază modul în care temperatura variază în funcție de căldura primită și pune în evidență procesele de topire și fierbere.

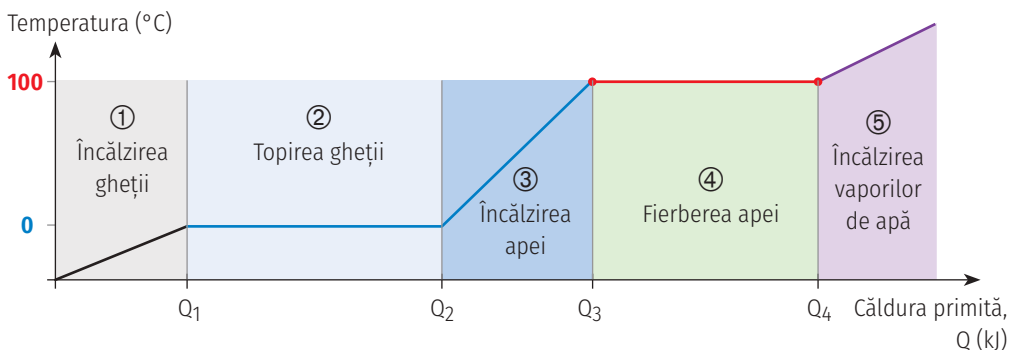


Fig. 5. Diagrama de încălzire a apei

Temperatura de fierbere a apei depinde de valoarea presiunii.

Într-o oală sub presiune, vaporii de apă nu pot ieși ușor, deoarece vasul este închis ermetic. Astfel, presiunea crește, iar pentru ca apa să fiarbă, este nevoie de o temperatură mai mare decât 100°C , permițând prepararea mai rapidă a alimentelor.

La munte, presiunea atmosferică este mai mică, iar apa fierbe la temperaturi mai mici de 100°C . Acest lucru este posibil deoarece apa are nevoie de mai puțină energie pentru ca presiunea vaporilor să devină egală cu presiunea atmosferică. Din acest motiv, alimentele pot fierbe mai greu la munte, chiar dacă apa clocotește, deoarece temperatura apei este mai scăzută.

Căldura specifică

Căldura specifică reprezintă cantitatea de energie necesară pentru a crește temperatura unității de masă dintr-o substanță cu un grad Celsius ($\text{J/kg} \cdot ^\circ\text{C}$). Apa are nevoie de o cantitate mare de energie pentru ca temperatura ei să crească, deoarece moleculele de apă sunt unite între ele prin legături de hidrogen. O parte din energia primită este utilizată mai întâi pentru scindarea interacțiunilor dintre molecule, nu pentru creșterea temperaturii. De aceea, apa se încălzește mai lent decât alte substanțe, cum ar fi metalul, nisipul sau solul.

Această proprietate se observă ușor vara, la mare, unde nisipul se încălzește foarte repede sub acțiunea razelor solare, în timp ce apa mării rămâne mai rece. Seara, fenomenul este invers: nisipul se răcește rapid, iar apa își păstrează căldura mai mult timp.

Căldura specifică mare a apei are un rol important în reglarea climei. Oceanele, mările și lacurile absorb cantități mari de căldură în timpul zilei sau în anotimpurile calde și o eliberează treptat atunci când temperatura aerului scade. Astfel, apa reduce variațiile bruște de temperatură și contribuie la un climat mai echilibrat.

Aceeași proprietate este importantă și pentru organismele vii. Corpul uman conține o cantitate mare de apă, care contribuie la menținerea unei temperaturi interne relativ constante, deoarece apa se încălzește și se răcește lent. În plus, apa participă la termoreglare prin transpirație: evaporarea apei de la suprafața pielii necesită absorbția unei cantități semnificative de energie termică din organism, contribuind astfel la răcirea acestuia.

Descopăr

Completează spațiile libere cu termenii potriviți astfel încât să obții enunțuri corecte.

Formarea norilor are loc prin _____ apei de la suprafața lacurilor, mărilor, oceanelor și solului. Sub acțiunea _____, apa trece din stare _____ în stare _____, sub formă de _____, care se ridică în atmosferă.

ÎMI AMINTESC

**Reglarea climei planetei**

Apa are un rol esențial în menținerea echilibrului termic al Pământului datorită căldurii specifice mari. Océanele și mările absorb energie solară și se încălzesc mult mai lent decât uscatul. Apoi, această energie este eliberată treptat în atmosferă, contribuind la reglarea temperaturii globale și la reducerea diferențelor extreme dintre zi și noapte sau dintre anotimpuri.

Pe măsură ce aerul cald și umed urcă, acesta ajunge în zone mai _____ ale atmosferei. Prin răcire, _____ de apă se transformă în _____ fine de apă sau în cristale mici de _____. Acest proces se numește _____.

Picăturile fine de apă nu se formează izolat, ci se depun pe particule foarte mici din atmosferă, cum ar fi _____ sau polenul. Aceste particule se numesc nuclee de condensare. Prin acumularea unui număr foarte _____ de picături microscopice de _____ sau cristale de _____, se formează norul. Așadar, norii sunt formați din particule foarte _____ de _____ sau _____, suspendate în aer.

Când picăturile din nori se unesc și devin suficient de grele, acestea _____ spre sol sub formă de precipitații: _____, _____ sau _____.

REȚIN

Proprietățile fizice ale apei: stare de agregare solidă, lichidă și gazoasă la presiune normală, în funcție de temperatură; temperatura de topire este 0 °C; temperatura de fierbere este 100 °C; densitate maximă la 4 °C; căldură specifică mare; tensiune superficială mare.

Aplic



- Stabilește dacă afirmațiile referitoare la proprietățile fizice ale apei sunt adevărate (A) sau false (F):
 - Apa are densitatea maximă la 4 °C.
 - Gheața se scufundă în apă deoarece este mai densă decât apa lichidă.
 - La presiune atmosferică normală, apa fierbe la 100 °C.
 - Uleiul se dizolvă ușor în apă deoarece este o substanță polară.
 - Tensiunea superficială a apei este influențată de legăturile de hidrogen.
- Realizează corespondența dintre fenomenul fizic precizat în coloana A și reprezentarea corespunzătoare din coloana B.

A		B	
1. Topire	4. Solidificare	a. $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$	c. $H_2O(g) \rightarrow H_2O(l)$
2. Condensare	5. Sublimare	b. $H_2O(s) \rightarrow H_2O(l)$	d. $H_2O(l) \rightarrow H_2O(s)$
3. Vaporizare			

- Completează enunțurile cu termenii potriviți.

Apa are o moleculă _____, deoarece atomul de oxigen atrage mai puternic electronii decât atomii de hidrogen. Între moleculele de apă se formează _____ de hidrogen. Datorită acestora, apa are punct de fierbere relativ _____ și tensiune superficială _____. Substanțele ionice și polare se dizolvă bine în apă, în timp ce substanțele _____, precum uleiul, nu se dizolvă.
- Un cub de gheață are masa de 92 g și volumul de 100 cm³.
 - Calculează densitatea gheții.
 - Compară valoarea obținută cu densitatea apei lichide, considerată 1 g/cm³.
 - Explică de ce cubul de gheață plutește.

Portofoliul meu

Realizează o fișă de portofoliu în care să formulezi o ipoteză privind condițiile în care hainele se usucă mai repede. Realizează un experiment în care studiezi cum se comportă o bucată de material umed așezată la soare, una la umbră, una într-un spațiu aerisit și una într-un spațiu închis. Notează timpul aproximativ de uscare pentru fiecare situație și compară rezultatele obținute. Explică diferențele observate, folosind noțiuni precum evaporare, temperatură, circulația aerului, umiditate și suprafață de contact. La final, formulează o concluzie în care să arăți cum proprietățile fizice ale apei explică uscarea hainelor în viața cotidiană. Adaugă această fișă la portofoliul tău.

Recapitulare

Interacțiunile intermoleculare sunt forțe slabe de natură fizică, care se manifestă între molecule aflate la distanțe mici.

Legătura de hidrogen se stabilește între o pereche de electroni neparticipanți ai atomului cu electronegativitate mare dintr-o moleculă și atomul de hidrogen, parțial dezgolit de electroni, dintr-o altă moleculă.

Legăturile dipol-dipol se stabilesc între molecule polare, ca urmare a atracțiilor electrostatice dintre dipoli permanenți ai acestora.

Forțele London apar între toate tipurile de molecule. În cazul moleculelor nepolare, sunt singurele interacțiuni intermoleculare. Acestea sunt determinate de apariția dipolilor temporari și a dipolilor induși.

Tăria interacțiunilor intermoleculare scade în ordinea: legături de hidrogen > interacțiuni dipol-dipol > forțe London.

Interacțiunile intermoleculare influențează tempe-

ratura de topire, temperatura de fierbere și solubilitatea substanțelor.

Cu cât interacțiunile intermoleculare sunt mai puternice, cu atât temperatura de fierbere și temperatura de topire sunt mai ridicate. Solubilitatea depinde de structura chimică a solutului și a solventului și de asemănarea dintre forțele intermoleculare ale solutului și solventului. Substanțele polare se dizolvă în solvenți polari, iar substanțele nepolare se dizolvă în solvenți nepolari.

Proprietățile fizice ale apei. La presiune normală, apa se solidifică la 0 °C și fierbe la 100 °C. Gheața plutește pe apă deoarece are densitate mai mică decât apa lichidă. Apa are căldură specifică mare, contribuind la reglarea temperaturii mediului și a organismelor. Apa are tensiune superficială mare, ceea ce explică formarea picăturilor. Apa este un foarte bun solvent pentru substanțele ionice și polare, dar nu dizolvă substanțele nepolare.

Evaluare

1. Se dau următoarele substanțe chimice: H_2 , HF , N_2 , HBr , NH_3 .

30 puncte (10 p. x 3)

- Indică natura legăturii covalente pentru fiecare substanță.
- Precizează tipul predominant de interacțiune intermoleculară pentru fiecare substanță.
- Aranjează substanțele de mai sus în ordinea creșterii temperaturilor de fierbere.

2. Explică de ce următoarele afirmații sunt corecte:

30 puncte (10 p. x 3)

- Acidul clorhidric are temperatură de fierbere mai mare decât hidrogenul.
- Etanolul se dizolvă în apă.
- Clorul este gaz, bromul este lichid, iar iodul este solid la temperatura camerei.

3. Alege răspunsul corect:

30 puncte (6 p. x 5)

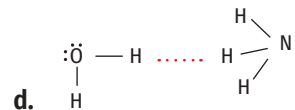
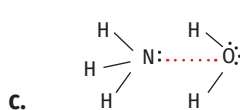
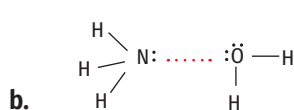
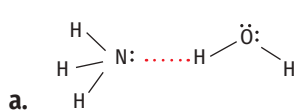
- Substanța cu temperatura de topire cea mai ridicată este:

a. HI	b. I_2	c. HCl	d. Cl_2
---------	----------	----------	-----------
- Se formează legături de hidrogen între moleculele de:

a. CH_4	b. H_2O	c. H_2	d. HCl
-----------	-----------	----------	----------
- Substanța cu temperatura de fierbere cea mai ridicată este:

a. F_2	b. CH_4	c. NH_3	d. H_2O
----------	-----------	-----------	-----------
- Substanța care are moleculele asociate numai prin forțe London este:

a. NH_3	b. CH_3OH	c. CH_3NH_2	d. N_2
-----------	-------------	---------------	----------
- Legătura de hidrogen formată între o moleculă de amoniac și o moleculă de apă se poate reprezenta:



Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Identific tipurile de interacțiuni intermoleculare în diferite specii chimice.					
Explic proprietățile substanțelor în funcție de natura interacțiunii intermoleculare.					
Utilizez limbajul specific în studiul proprietăților unei substanțe în funcție de tipul de interacțiune intermoleculară.					
Justific proprietățile substanțelor, în funcție de tipul de interacțiune intermoleculară.					
Justific implicațiile pe care le are apa asupra vieții, prin proprietățile sale determinate de interacțiunile intermoleculare.					

Proiect – Transpirația – mecanism de reglare a temperaturii corpului

În echipă cu alți trei colegi, documentează-te despre fenomenul transpirației și modul în care proprietățile fizice ale apei contribuie la reglarea temperaturii corpului. Realizați un material (poster, prezentare digitală etc.) în care veți prezenta informațiile descoperite și concluziile voastre. Respectați pașii de realizare a unui proiect de la pagina 168.

8.1 Soluții apoase utilizate în viața cotidiană • 8.2 Solvenți polari și solvenți nepolari. Solubilitatea unei substanțe. Factori care influențează solubilitatea unei substanțe • 8.3 Dizolvarea substanțelor ionice în apă. Dizolvarea substanțelor cu molecule polare în apă • 8.4 Efecte termice la dizolvare în apă • 8.5 Concentrația molară a unei soluții • 8.6 Prepararea unor soluții apoase

8.1 Soluții apoase utilizate în viața cotidiană

• Știi că oțetul, apa minerală carbogazoasă (figura 1), soluțiile perfuzabile cu glucoză sunt, din punct de vedere chimic, soluții apoase?

• La ce te gândești când întâlnești expresia soluție apoasă?

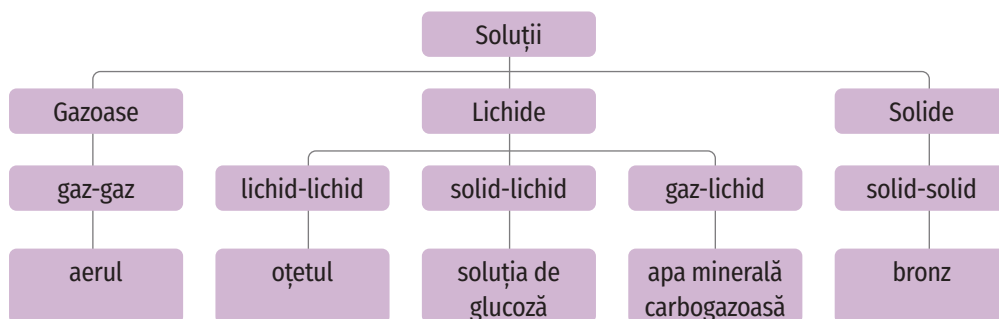
Descopăr



Analizează compoziția următoarelor amestecuri omogene. Completează în tabelul de mai jos componentele amestecurilor și tipul de soluție, ținând seama de starea de agregare a componentelor.

Amestec omogen	Compoziție	Solvent	Solut	Tipul de soluție
Oțet	Soluție cu 3-9% acid acetic dizolvat în apă.			
Apă minerală carbogazoasă	Apă cu un conținut de dioxid de carbon mai mare de 250 mg/L.			
Bronz	Aliaj cu 88% cupru și 12% staniu.			
Soluție perfuzabilă de glucoză	Soluție perfuzabilă cu 50 g de glucoză dizolvată în 1000 mL soluție.			
Aer	Amestec gazos cu 78% N ₂ , 21% O ₂ și 1% alte gaze.			

În exemplele de mai sus se pot identifica următoarele tipuri de soluții:



Învăț

Soluțiile lichide sunt cel mai comun tip de soluție. Se obțin prin dizolvarea într-un solvent lichid a unei substanțe gazoase (de exemplu, apa carbogazoasă obținută prin dizolvarea dioxidului de carbon în apă), lichide (de exemplu, oțetul, care conține acid acetic dizolvat în apă) și solide (de exemplu saramura, care conține clorură de sodiu dizolvată în apă).

Soluțiile există în mod natural în diferite forme în mediul înconjurător. De exemplu, hidrosfera, formată în mare parte din mări și oceane, conține soluții de diverse săruri (în principal, clorură de sodiu) și alte minerale, sub forma unor soluții lichide ionice. Atmosfera este o soluție gazoasă formată din azot, oxigen și alte gaze.



Fig. 1. Apă minerală carbogazoasă

ÎMI AMINTESC

- Soluțiile sunt amestecuri omogene de două sau mai multe substanțe formate în urma unui proces de dizolvare.
- Componenta majoritară a unei soluții se numește solvent (dizolvant). Celelalte componente ale soluției se numesc soluți (substanțe dizolvate).
- Soluțiile care au ca solvent apa se numesc soluții apoase.
- Concentrația procentuală de masă (c) reprezintă masa de substanță dizolvată în 100 g de soluție.
- Formula de calcul pentru concentrația procentuală de masă este:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$$

unde:

m_d – reprezintă masa de substanță dizolvată;

m_s – reprezintă masa de soluție.

ÎMI AMINTESC

Simbolurile GHS (Sistemul global de clasificare și etichetare a substanțelor chimice) sunt inscripționate pe etichetele recipientelor folosite în gospodărie, în agricultură, în medicină sau în industrie. Astfel, tipurile de pericol sunt semnalizate prin etichete de avertizare (figura 2).

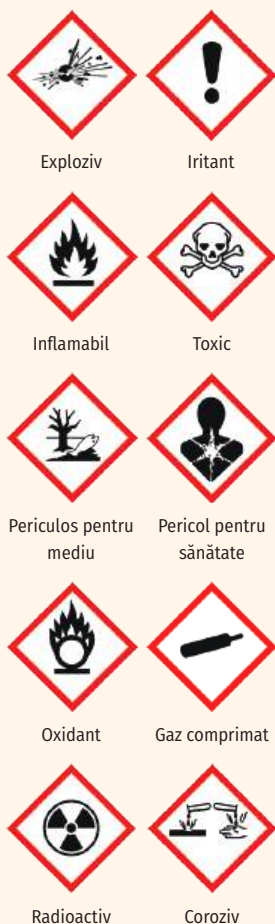


Fig. 2. Etichete de avertizare

PORTOFOLIUL

Realizează împreună cu un coleg o activitate de documentare prin care să identifici pictogramele de pericol de pe etichetele unor produse de uz casnic care conțin soluții apoase și explică-le colegilor tăi semnificația simbolurilor. Păstrează materialul realizat în portofoliul personal.

La nivel planetar, clima și condițiile meteorologice ale Pământului sunt reglate de soluțiile care formează atmosfera și hidrosfera. De exemplu, nivelul de salinitate al apei de mare reglează circulația curenților oceanici, care împiedică apariția unei ere glaciare permanente pe planetă.

La nivel biologic, funcțiile metabolice și reacțiile biochimice complexe sunt posibile datorită soluțiilor care conțin electroliți, hormoni, substanțe nutritive, oxigen și substanțe reziduale și care transportă toate aceste substanțe către și de la celulele organismelor vii.

La nivel economic, soluțiile au o valoare industrială și comercială. Multe dintre produsele industriale, comerciale și agricole se găsesc sub formă de soluții. De exemplu, medicamentele, pesticidele sau băuturile alcoolice ajung de multe ori la utilizatorul final sub formă de soluții. Soluțiile folosite în spitale, în laboratoare, în alimentație, au o anumită concentrație.

Concentrația procentuală de masă a unei soluții reprezintă masa de substanță dizolvată, exprimată în grame, care se află în 100 de grame de soluție. Cu alte cuvinte, concentrația procentuală de masă arată masa de solut care există într-un amestec. Aceasta poate face diferența dintre gustos și imposibil de băut, dintre eficient și ineficient, dintre sigur și periculos. Variația concentrației procentuale de masă poate schimba utilizarea unei soluții.

În domeniul medical sunt comune soluții precum *serul fiziologic* (figura 3), o soluție apoasă de clorură de sodiu cu concentrația procentuală de masă 0,9% (utilizat pentru curățarea și hidratarea foselor nazale, spălături oculare, curățarea rănilor, terapia cu aerosoli, întreținerea lentilelor de contact), *soluțiile alcoolice* cu alcool izopropilic (utilizat ca dezinfectant și pentru curățarea unor aparate electronice) sau alcool etilic dizolvat în apă (folosite pentru igienizarea pielii, curățarea rănilor și dezinfectarea echipamentelor medicale), *apa de gură*, o soluție apoasă care conține alcool etilic, extract de plante medicinale, arome, coloranți (utilizată în igienizarea cavității bucale) sau *soluția apoasă de bicarbonat de sodiu* (utilizată la reducerea acidității stomacale și pentru tratarea înțepăturilor de insecte în amestec cu carbonat de zinc sau oxid de zinc).

În alimentație pot fi întâlnite *saramurile* (figura 4), soluțiile de clorură de sodiu folosite pentru conservarea alimentelor, *soluțiile de zahăr* (figura 5) (folosite pentru prepararea dulcețurilor, compoturilor de fructe și siropurilor) împreună cu arome, coloranți, acid citric, acid fosforic și uneori și dioxid de carbon sau *oțetul*, soluția de acid acetic (figura 6) (utilizată pentru conservarea legumelor, prepararea sosurilor și a salatelor).

În construcții, *soluția de hidroxid de calciu* (var stins) este folosită la finisarea supra-



Fig. 3. Ser fiziologic



Fig. 4. Castraveți în saramură



Fig. 5. Dulceață de căpșune



Fig. 6. Oțet

fețelor de zidărie, sau la fabricarea mortarului. Datorită pH-ului ridicat, varul poate limita dezvoltarea unor microorganisme pe pereți, fiind un material ecologic și antifungic.

În agricultură, *piatra vână* este folosită la obținerea de zeamă bordeleză, eficientă în combaterea manei viței-de-vie. *Soluția de hidroxid de calciu* se folosește ca dezinfectant și insecticid. *Soluțiile de pesticide, erbicide sau îngrășăminte* sunt mai eficient absorbite în sol decât cele solide.

În industria chimică, *acidul sulfuric* este unul dintre cei mai utilizați compuși chimici industriali, supranumit „sângele industriei”. Soluția de acid sulfuric se utilizează pentru: producția de îngrășăminte chimice (fosfați), fabricarea detergenților, coloranților, pigmen-

ților, explozivilor; rafinarea petrolului; prelucrarea minereurilor; în acumulatorii cu plumb.

În gospodărie, oțetul, soluția de acid acetic, se folosește pentru eliminarea depunerilor de calcar, dezinfectare și eliminarea mirosurilor; soluțiile de amoniac se găsesc în produsele pentru curățarea pardoselilor, a sticlei, a oglinzilor, a gresiei și a băilor; soluțiile de hidroxid de sodiu sunt folosite pentru desfundarea țevelor sau pentru degresarea suprafețelor din bucătărie.

Investigație

Realizează un demers investigativ cu titlul *Explorarea unor soluții din viața profesională*, asociind soluțiile cu meseria sau cu domeniul de utilizare. Poți alege un domeniu de interes pentru tine: medicină, agricultură, chimie alimentară, cosmetică, industrie, construcții.

REȚIN

- În viața cotidiană întâlnim frecvent soluții, amestecuri eterogene și destul de rar substanțe pure.
- Soluțiile apoase au ca solvent apa și sunt cel mai des întâlnite soluții la nivel planetar, biologic și economic.

Aplic



- În laborator, doi colegi prepară soluții apoase folosind apă și sulfat de sodiu.
 - Primul elev folosește 490 cm^3 de apă distilată cu densitatea 1 g/cm^3 și 10 g de sulfat de sodiu. Ce concentrație are soluția preparată?
 - Al doilea elev adaugă 60 g de sulfat de sodiu peste soluția preparată de primul elev. Care este concentrația noii soluții?
 - Cei doi elevi mai adaugă în același pahar 240 cm^3 de apă distilată. Ce concentrație procentuală de masă are soluția obținută?
 - Ce masă de apă ar trebui să fie evaporată prin încălzire pentru ca soluția de la punctul c să își dubleze concentrația?
- Pe masa de laborator se află două sticle care conțin soluții de hidroxid de sodiu, etichetate S_1 și S_2 . Soluția S_1 are o concentrație procentuală de masă 15%, iar soluția S_2 are o concentrație procentuală de masă 40%. Se amestecă soluția S_1 cu soluția S_2 în raport de masă de 2:3 pentru a obține 750 g de soluție S_3 .
 - Calculează masele de soluții S_1 și S_2 necesare pentru a prepara soluția S_3 .
 - Calculează masele de hidroxid de sodiu dizolvate în soluțiile S_1 și S_2 .
 - Calculează masa totală de hidroxid de sodiu din soluția S_3 .
 - Calculează concentrația procentuală de masă a soluției S_3 .
 - Determină ce masă de hidroxid de sodiu trebuie să se adauge în soluția S_3 pentru a se obține o soluție de concentrație procentuală de masă 35%.
- Pentru a obține 900 g de soluție de concentrație procentuală de masă 20% de clorură de sodiu, un laborant vrea să folosească o soluție de clorură de sodiu de concentrație procentuală de masă 10% și o soluție de clorură de sodiu de concentrație procentuală de masă 40%.
 - În ce raport de masă trebuie să amestece cele două soluții?
 - Calculează masele de soluții necesare de concentrație 10%, respectiv 40%.

ETAPELE REALIZĂRII INVESTIGAȚIEI

- Formulează ipoteze despre soluții utilizate în diverse domenii profesionale.
- Elaborează un plan pentru a-ți testa ipotezele:
 - Identifică posibilitățile de obținere a unor soluții.
- Stabilește etapele investigației, pornind de la întrebările formulate.
- Asumă-ți roluri și responsabilități în cadrul echipei.
- Realizează predicții privind rezultatele investigației.
- Aplică planul stabilit:
 - Realizează observații cu privire la soluțiile investigate.
 - Organizează și analizează datele obținute.
- Formulează concluzii pe baza rezultatelor investigației.
- Selectează observațiile esențiale din datele înregistrate și prezintă rezultatele obținute folosind terminologia științifică.
- Compară estimările și predicțiile inițiale cu rezultatele obținute.
- Formulează concluzii utilizând datele obținute.
- Prezintă rezultatele investigației în fața clasei.

ÎMI AMINTESC

Substanțele polare au o distribuție inegală a electronilor, cu un pol pozitiv și unul negativ. Aceste substanțe sunt compuse din atomi cu diferențe mari de electronegativitate.

Substanțele nepolare au o distribuție uniformă a electronilor, fără separare de sarcini. Atomii au electronegativitate similară sau molecula are simetrie perfectă.

Interacțiunile intermoleculare sunt de trei tipuri:

- legătura de hidrogen se stabilește între molecule ca HF, H₂O, NH₃;
- legătura dipol-dipol se stabilește între molecule polare precum: HCl, HBr, H₂S
- forțele de dispersie London se stabilesc între toate tipurile de molecule, inclusiv între moleculele nepolare precum Cl₂, O₂, F₂, I₂, CH₄, CCl₄, CO₂, gaze rare lichefiate sau solidificate.



Fig. 1. Modelul moleculei de apă

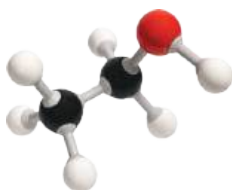


Fig. 2. Modelul moleculei de etanol

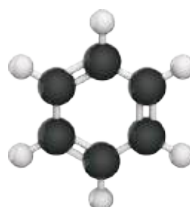


Fig. 3. Modelul moleculei de benzen



Fig. 4. Modelul moleculei de toluen

Selectarea unui solvent pentru o situație specifică se face după următoarele criterii:

- să fie inert, în condițiile reacției;
- să asigure dizolvarea adecvată a reactanților sau a speciilor implicate în reacție;
- să permită separarea eficientă a produsului de reacție.

Unele lichide se amestecă între ele în orice proporție, sunt miscibile. Etanolul și acidul sulfuric sunt exemple de lichide care sunt complet miscibile cu apa. Uleiul alimentară este miscibil cu tetraclorura de carbon.

Două lichide care nu se amestecă sunt nemiscibile (figura 5). Benzina, petrolul, benzenul, tetraclorura de carbon, unele vopsele și multe alte lichide nepolare sunt nemiscibile cu apa.

Solubilitatea reprezintă proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-un anumit solvent.



Fig. 5. Lichide nemiscibile

8.2 Solvenți polari și solvenți nepolari.

Solubilitatea unei substanțe.

Factori care influențează solubilitatea unei substanțe

Multe reacții chimice studiate în laborator și numeroase procese industriale se desfășoară în soluție. Solventul îndeplinește mai multe funcții în timpul unei reacții chimice: dizolvă reactanții și produșii de reacție, facilitează coliziunile dintre particulele reactante pentru transformarea lor în produși de reacție. Solventul permite reglarea temperaturii, fie prin creșterea energiei particulelor care interacționează, accelerând astfel reacția, fie prin preluarea căldurii degajate în cazul unei reacții exoterme.

- Cum alegi solventul potrivit pentru reacția și produșii unei reacții chimice?
- Ce caracteristici trebuie să aibă un solvent?

Învăț

Solvenții se clasifică în funcție de polaritatea moleculelor din care sunt alcătuiți în: solvenți polari și solvenți nepolari. Diferența dintre solvenții polari și cei nepolari constă în distribuția sarcinilor electrice în moleculele lor, ceea ce determină capacitatea de a dizolva diferite tipuri de substanțe.

Solvenții polari sunt acei solvenți ale căror molecule sunt polare deoarece prezintă o distribuție neuniformă a sarcinilor electrice. Moleculele solvenților polari au legături covalente polare și prezintă interacțiuni dipol-dipol sau legături de hidrogen între molecule.

Câteva exemple de solvenți polari sunt: apa (figura 1), metanolul (CH₃-OH), etanolul (CH₃-CH₂-OH, figura 2), alcoolul izopropilic (CH₃CH(OH)CH₃), acetona (CH₃COCH₃).

Apa este cel mai cunoscut solvent polar. Molecula sa prezintă legături polare și geometrie unghiulară, ceea ce determină polaritatea moleculei.

Solvenții nepolari sunt acei solvenți ale căror molecule sunt nepolare, deoarece prezintă o distribuție uniformă a sarcinii electrice. Între moleculele nepolare se exercită forțe intermoleculare slabe (forțe London).

Câteva exemple de solvenți nepolari sunt tetraclorura de carbon (CCl₄), benzenul (C₆H₆, figura 3), toluenul (C₇H₈, figura 4), pentanul (C₅H₁₂) și hexanul (C₆H₁₄).

Descopăr în laborator



Studiul solubilității unor substanțe – activitate practică de laborator în echipă

Substanțe și ustensile necesare: sare, glucoză, iod, ulei alimentar, tetraclorură de carbon, apă distilată, apă carbogazoasă, azotat de potasiu, termometru, eprubete, spatule, pahare Berzelius, baghetă de sticlă, trepied, sită ceramică, bec de gaz, cântar.

Realizați activitățile experimentale, completați informațiile și alegeți variantele potrivite din tabel.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Concluzii
1. Testarea solubilității substanțelor în apă	Pune în patru eprubete numerotate cu 1, 2, 3, 4 cantități mici din următoarele substanțe: 1 – sare, 2 – glucoză, 3 – iod și 4 – ulei alimentar. Adaugă în fiecare eprubetă câte 5 mL de apă distilată și agită eprubetele.	În eprubeta 1, sarea se ___ în apă. În eprubeta 2, glucoza se ___ în apă. În eprubeta 3, iodul ___ se dizolvă în apă. În eprubeta 4, uleiul ___ se dizolvă în apă.	Apa este un solvent polar și dizolvă substanțe <i>ionice/nepolare</i> . Glucoza are molecule asociate prin legături de hidrogen și se <i>dizolvă/nu se dizolvă</i> în apă. Substanțele nepolare se <i>dizolvă/nu se dizolvă</i> în apă.
2. Testarea solubilității substanțelor în tetraclorură de carbon	Pune în patru eprubete numerotate cu 5, 6, 7, 8 cantități mici din următoarele substanțe: 5 – sare, 6 – glucoză, 7 – iod și 8 – ulei alimentar. Adaugă în fiecare eprubetă câte 5 mL de tetraclorură de carbon și agită eprubetele.	În eprubeta 5, sarea ___ se dizolvă în CCl ₄ . În eprubeta 6, glucoza ___ se ___ în CCl ₄ . În eprubeta 7, se obține o soluție de culoare ___ deoarece iodul se ___ în CCl ₄ . În eprubeta 8, uleiul se ___ în CCl ₄ .	CCl ₄ este un solvent nepolar și dizolvă substanțe <i>ionice/nepolare</i> . Glucoza are molecule asociate prin legături de hidrogen și se <i>dizolvă/nu se dizolvă</i> în CCl ₄ . Substanțele nepolare se <i>dizolvă/nu se dizolvă</i> în CCl ₄ .
3. Influența temperaturii asupra solubilității azotatului de potasiu	Într-un pahar Berzelius pune 50 de mL de apă distilată. Măsoară temperatura apei cu termometrul și notează în acest tabel. Adaugă în pahar 20 g de KNO ₃ , cântărit în prealabil și amestecă substanțele cu o baghetă de sticlă pentru dizolvare. Încălzește paharul până la dizolvarea întregii cantități de azotat de potasiu. Măsoară temperatura soluției. Introdu paharul Berzelius într-un vas care conține apă cu gheață.	Temperatura inițială a apei este _____. Inițial, azotatul de potasiu se dizolvă _____. Temperatura la care se dizolvă întreaga cantitate de azotat de potasiu este _____. La răcirea soluției se observă separarea unor ___ de azotat de potasiu.	Când temperatura crește, solubilitatea azotatului de potasiu <i>crește/scade</i> . Când temperatura scade, o parte din azotatul de potasiu <i>se depune/nu se depune</i> pe fundul paharului Berzelius.
4. Influența presiunii asupra solubilității dioxidului de carbon în apă	La o sticlă din plastic care conține o apă carbogazoasă verifică fermitatea recipientului înainte și după ce scoți dopul.	Când scoți dopul se aude un șuierat familiar pe măsură ce dioxidul de carbon gazos ___ soluția.	Solubilitatea gazului <i>crește/scade</i> odată cu creșterea presiunii.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Concluzii
5. Influența temperaturii asupra solubilității dioxidului de carbon în apă	În două pahare Berzelius pune 50 mL de apă carbogazoasă. Unul dintre pahare se păstrează la temperatura camerei, iar cel de-al doilea este încălzit pe sită ceramică la becul de gaz. Compară viteza cu care bulele de gaz părăsesc soluțiile din cele două pahare.	În paharul încălzit, bulele de gaz părăsesc soluția mai ____.	Solubilitatea gazului <i>crește</i> / <i>scade</i> odată cu creșterea temperaturii.

MĂ INFORMEZ

Clasificarea sărurilor după solubilitate:

- săruri ușor solubile în apă: sărurile care conțin NH_4^+ sau ioni ai metalelor alcaline; azotați; halogenuri cu excepția celor care conțin ionii: Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} ; sulfati, cu excepția celor care conțin ionii: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ag^+ , Pb^{2+} .
- săruri greu solubile în apă: carbonații și fosfații, cu excepția celor care conțin NH_4^+ sau ioni ai metalelor alcaline; sulfurile, cu excepția celor care conțin NH_4^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} sau ioni ai metalelor alcaline.

Învăț

Factori care influențează solubilitatea substanțelor

1. Natura solventului și natura solvatului

Primul experiment a arătat că apa, care este un solvent polar, dizolvă clorura de sodiu, substanță ionică și glucoza, care are molecule asociate prin legături de hidrogen. Substanțele nepolare, iodul și uleiul alimentară, nu se dizolvă în apă.

Solubilitatea clorurii de sodiu în apă se explică prin formarea interacțiunilor ion-dipol între ionii sării și moleculele de apă, care, însumate, înving forțele de atracție electrostatice între ioni și determină desprinderea ionilor din cristalul de clorură de sodiu. Se formează o soluție în care ionii sunt hidratați.

Glucoza se dizolvă în apă deoarece este o substanță polară, alcătuită din molecule care conțin multe grupe -OH, prin care formează legături de hidrogen cu moleculele de apă. Legăturile de hidrogen se pot forma între un atom de hidrogen din molecula de apă și un atom de oxigen din molecula de glucoză sau între atomul de oxigen din molecula de apă și un atom de hidrogen legat de un atom de oxigen din molecula de glucoză. Moleculele de glucoză sunt separate din cristal, fiind înconjurate de molecule de apă și trec în soluție sub formă hidratată.

Iodul, I_2 , are o moleculă nepolară, electronii sunt distribuiți uniform. Între moleculele de apă și moleculele de iod se exercită doar forțe slabe, London, care nu sunt suficiente de puternice pentru a desprinde moleculele de iod din cristalul molecular.

Uleiul este un amestec de compuși cu molecule nepolare. Moleculele de apă sunt asociate prin legături de hidrogen, iar moleculele de ulei nu pot participa la aceste interacțiuni. Moleculele de apă se organizează astfel încât să minimizeze contactul cu moleculele nepolare și determină separarea a două faze.

În al doilea experiment, s-a observat că tetraclorura de carbon, solvent nepolar, dizolvă substanțe nepolare, iodul și uleiul, dar nu dizolvă clorura de sodiu și glucoza. Tetraclorura de carbon are molecule nepolare, între care acționează doar forțe London, care sunt slabe.

În cristalul de clorură de sodiu, ionii de Na^+ și Cl^- se atrag prin forțe de atracție foarte puternice. Pentru dizolvare ar trebui ca aceste interacțiuni puternice să fie învinse de formarea unor interacțiuni noi între ioni și solvent. Tetraclorura de carbon nu poate forma decât forțe London foarte slabe cu ionii, nu are capacitatea de a atrage sau separa ionii din cristal și clorura de sodiu este insolubilă în acest solvent.

Glucoza este alcătuită din molecule polare (conține grupe -OH). Între moleculele de glucoză există legături de hidrogen și interacțiuni dipol-dipol. Pentru dizolvare, aceste interacțiuni ar trebui învinse de interacțiuni similare ca intensitate. Tetraclorura de carbon poate stabili cu moleculele de glucoză doar forțe de dispersie, care sunt interacțiuni slabe.

Între moleculele de iod există forțe London ca și între moleculele de tetraclorură de carbon. Iodul se dizolvă în tetraclorură de carbon, deoarece nu trebuie învinse forțe de atracție puternice, iar noile interacțiuni sunt comparabile ca intensitate.

MĂ INFORMEZ

Apa potabilă conține frecvent cantități mici de compuși ionici dizolvați, inclusiv carbonat de calciu (CaCO_3). Cu toate acestea, CaCO_3 are proprietatea de a fi mai puțin solubil în apa fierbinte decât în apa rece. Așadar, deoarece încălzitorul de apă (figura 7) funcționează prin încălzirea apei, CaCO_3 poate precipita. Acest precipitat, numit uzual calcar, poate conține, carbonat de magneziu, hidrogenocarbonat și fosfat de calciu sau magneziu. Calcarul poate împiedica funcționarea unui încălzitor de apă, necesitând mai multă energie pentru a încălzi apa la o anumită temperatură sau chiar blocând conductele de apă care intră sau ies din încălzitorul de apă.



Fig. 7. Încălzitorul de apă cu rezervor

Între moleculele de ulei se exercită forțe London, iar cu moleculele de tetraclorură de carbon se pot stabili aceleași tipuri de interacțiuni. Ca urmare, noile interacțiuni sunt asemănătoare atât ca tip, cât și ca intensitate, făcând posibilă dizolvarea.

Un proces de dizolvare este favorabil când energia totală a sistemului scade sau nu crește semnificativ. Dizolvarea implică ruperea interacțiunilor dintre particulele solutului, ruperea interacțiunilor dintre moleculele solventului și formarea unor interacțiuni noi între solut și solvent. Pentru ca dizolvarea să aibă loc ușor este necesar ca energia eliberată în ultima etapă să fie mai mare sau egală decât energia consumată în primele două etape.

Pentru dizolvarea unui solut într-un solvent este necesar ca tipul și intensitatea forțelor intermoleculare să fie asemănătoare între solut și solvent, astfel încât energia necesară pentru separarea particulelor să fie compensată de energia eliberată la formarea noilor interacțiuni.

Substanțele se dizolvă în solvenți cu structură asemănătoare lor.

2. Temperatura

În al treilea experiment s-a observat influența temperaturii asupra solubilității azotatului de potasiu. Când temperatura crește, solubilitatea azotatului de potasiu în apă crește. La scăderea temperaturii se observă separarea unor cristale de azotat de potasiu din soluție, deoarece solubilitatea acestuia scade.

Dacă temperatura crește, moleculele de apă au energie cinetică mai mare, se mișcă mai rapid și interacționează mai eficient cu particulele solidului, procesul de dizolvare fiind favorizat.

Influența temperaturii asupra solubilității unei substanțe gazoase, cum ar fi dioxidul de carbon (CO_2), în apă este diferită. Solubilitatea dioxidului de carbon în apă scade odată cu creșterea temperaturii.

În general, odată cu creșterea temperaturii, crește solubilitatea substanțelor solide și lichide și scade solubilitatea substanțelor gazoase.

Curbele de solubilitate reprezintă grafic variația solubilității unei substanțe în funcție de temperatură, la presiune constantă (figura 6).

Pentru majoritatea substanțelor solide, curbele de solubilitate sunt crescătoare, ceea ce indică creșterea solubilității substanței odată cu creșterea temperaturii, de exemplu, pentru azotatul de potasiu.

Curbele de solubilitate descrescătoare indică scăderea solubilității substanței când temperatura crește, fiind întâlnite mai rar la solide, dar frecvent la gaze, de exemplu la acidul clorhidric.

Curbele de solubilitate aproape constante arată că solubilitatea acestor substanțe variază foarte puțin cu temperatura, de exemplu, clorura de sodiu.

Curbele de solubilitate permit determinarea cantității maxime de substanță care se poate dizolva la o anumită temperatură, stabilirea condițiilor de cristalizare, compararea solubilității diferitelor substanțe.

Pentru a determina solubilitatea unei substanțe la o anumită temperatură folosind curba de solubilitate se pornește de la punctul corespunzător temperaturii pe axa orizontală, se urmărește vertical intersectarea curbei de solubilitate și apoi orizontal se citește valoarea solubilității.

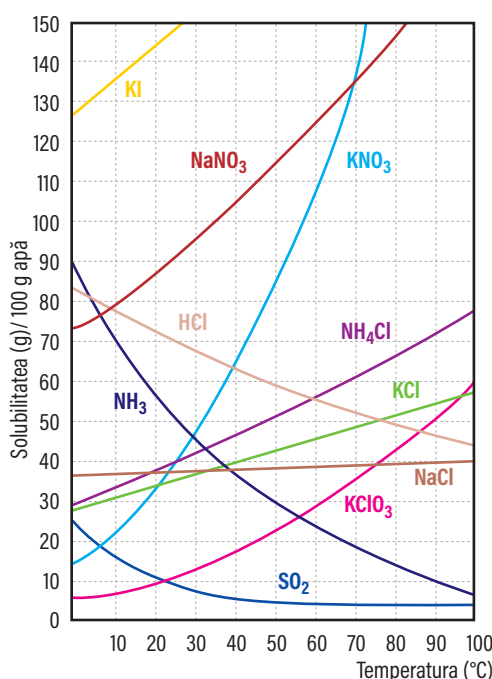


Fig. 6. Curbe de solubilitate

MĂ INFORMEZ



Rocile sunt considerate, în general, insolubile în apă. Totuși, unele roci, precum calcarul, se pot dizolva lent în apa care conține dioxid de carbon dizolvat. Cheile Bicazului (figura 8) s-au format prin acțiunea îndelungată a râului Bicaz asupra rocilor calcaroase: apa a erodat mecanic roca și a contribuit la dizolvarea treptată a calcarului. Astfel, în timp geologic, s-a format spectaculosul defileu cunoscut astăzi sub numele de Cheile Bicazului.



Fig. 8. Cheile Bicazului

De exemplu, pentru a afla solubilitatea KNO_3 la 20°C , se caută pe axa Ox valoarea de 20°C , se urcă vertical până la intersectarea curbei de solubilitate a KNO_3 , se citește valoarea de pe axa Oy: 32 g. În concluzie, la 20°C în 100 g apă se pot dizolva maximum 32 g de KNO_3 .

3. Influența presiunii asupra solubilității unei substanțe gazoase

În experimentul 4 s-a observat că, la deschiderea sticlei de apă carbogazoasă, presiunea din sticlă scade până la presiunea atmosferică, 1 atm, se aude un șuierat familiar pe măsură ce dioxidul de carbon gazos este eliberat, iar o parte din dioxidul de carbon dizolvat se observă părăsind soluția sub formă de bule mici. Ca urmare, când presiunea scade, gazul iese din soluție și solubilitatea gazului scade. La creșterea presiunii gazului, mai multe molecule de gaz sunt „forțate” să intre în lichid și solubilitatea crește. Procesul de carbonatare implică introducerea dioxidului de carbon gazos într-un lichid, cum ar fi apa, la o presiune relativ mare și apoi sigilarea recipientului.

Odată cu creșterea presiunii, crește solubilitatea substanțelor gazoase în solvenți lichizi.

REȚIN

Solubilitatea este capacitatea unei substanțe chimice de a se dizolva într-un solvent și de a forma o soluție.

Factori care influențează solubilitatea substanțelor sunt:

- natura solutului și solventului: substanțele se dizolvă în solvenți cu structură asemănătoare lor.
- temperatura: pentru majoritatea solidelor, solubilitatea în apă crește cu temperatura, iar pentru gaze, solubilitatea scade cu temperatura.
- presiunea influențează dizolvarea gazelor: solubilitatea gazelor crește cu presiunea.

Aplic

- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):**
 - Solubilitatea unui solid în apă crește odată cu creșterea temperaturii.
 - Temperatura influențează solubilitatea solidelor dar nu și pe cea a gazelor.
 - Solubilitatea gazelor în lichide crește atunci când presiunea gazului scade.
 - Apa este solventul universal și poate dizolva orice substanță.
 - Natura chimică a substanței dizolvate nu influențează solubilitatea acesteia.
 - Presiunea nu afectează solubilitatea unui solid în lichid.
 - Pentru gazele dizolvate în lichide, creșterea temperaturii duce la scăderea solubilității.
- Completează spațiile libere:**
 - Solubilitatea azotatului de potasiu crește odată cu creșterea _____.
 - Tinctura de iod este o soluție de _____ în etanol.
 - _____ este solventul universal și poate dizolva majoritatea substanțelor ionice sau polare.
 - Natura _____ a substanței dizolvate influențează direct solubilitatea acesteia.
 - O soluție care conține o masă de substanță dizolvată mai mică decât cea maximă se numește soluție _____.
- Alege cuplurile solut-solvent potrivite din exemplele de mai jos. Justifică răspunsul.**

a. NaOH și H_2O ;	c. Cl_2 și CCl_4 ;	e. S și CS_2 ;
b. H_2SO_4 și H_2O ;	d. S și H_2O ;	f. NH_3 și CCl_4 .
- Se prepară o soluție saturată de clorură de potasiu la temperatura de 40°C , folosind 225 g de apă și 90 g de clorură de potasiu.**
 - Calculează concentrația procentuală de masă a soluției saturate de clorură de potasiu.
 - Calculează ce masă de clorură de potasiu trebuie să se dizolve în 450 g apă pentru a obține o soluție saturată la aceeași temperatură.

8.3 Dizolvarea substanțelor ionice în apă.

Dizolvarea substanțelor cu molecule polare în apă

În viața de zi cu zi întâlnim rar substanțe pure, cel mai des folosim soluții, în special soluții apoase precum saramura (figura 1).

De ce se dizolvă substanțele în apă?



Fig. 1. Conservarea legumelor în saramură

Dizolvarea substanțelor ionice în apă

Învăț

Apa este o substanță lichidă alcătuită din molecule polare, care prezintă doi poli încărcăți cu sarcini parțial pozitivă și parțial negativă. În apa lichidă, moleculele de apă se mișcă continuu datorită energiei lor cinetice.

Când un cristal de clorură de sodiu este introdus în apă, moleculele de apă se ciocnesc cu rețeaua cristalină, în care alternează ioni pozitivi și negativi. Apa este alcătuită din molecule polare care prezintă un pol pozitiv și un pol negativ. Ionii de sodiu din cristal, încărcăți pozitiv, atrag polul negativ al moleculelor de apă, reprezentat de atomul de oxigen. Ionii clorură din cristal, încărcăți negativ, atrag polul pozitiv al moleculelor de apă, atomii de hidrogen. Astfel, între ionii din cristalul ionic și moleculele polare ale apei (dipoli) se formează interacțiuni ion-dipol.

Moleculele de apă „înconjoară” ionii de la suprafața cristalului și exercită o forță de atracție asupra lor. Aceste interacțiuni ion-dipol cumulate sunt destul de puternice pentru a îndepărta ionii individuali din rețeaua cristalină a clorurii de sodiu. Sub acțiunea moleculelor polare de apă rețeaua cristalină se desface. La dizolvarea compușilor ionici în apă, ionii din cristal se separă și se dispersează uniform în soluție în stare hidratată. În stare hidratată, ionii sunt înconjurați de un anumit număr de molecule de apă (figura 2). Acest proces conduce la disocierea substanței ionice în apă. În majoritatea cazurilor, compușii ionici disociază atunci când sunt dizolvați în apă.

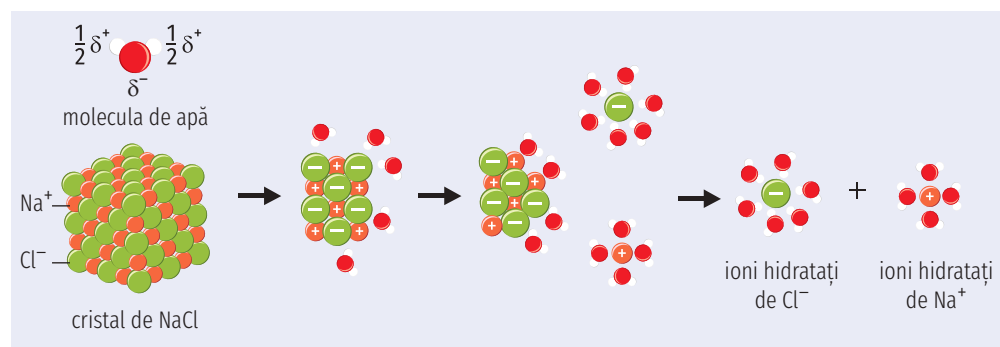


Fig. 2. Dizolvarea unui cristal de NaCl în apă

Când adăugăm NaCl solid în apă se formează forțe de atracție ion-dipol între ionii sării și moleculele polare ale apei. Moleculele de apă atrag ionii negativi clorură de la suprafața solidului prin polii pozitivi, iar prin polii negativi atrag ionii pozitivi de sodiu.

ÎMI AMINTESC

Substanțele ionice sunt solide cristaline, cu temperaturi de topire ridicate, care se sparg la lovire și conduc curentul electric în soluție sau în topitură. În stare topită sau în soluție, ionii devin mobili și se pot deplasa spre electrozi, astfel încât devine posibilă trecerea curentului electric.

Polaritatea moleculelor se referă la distribuția inegală a sarcinii electrice datorită diferenței de electronegativitate dintre atomi și geometriei moleculei. Moleculele nepolare prezintă o distribuție uniformă a sarcinii electrice (H_2 , Cl_2 , N_2 , CO_2 , CH_4), iar moleculele polare prezintă o distribuție nesimetrică a sarcinii electrice (de exemplu: HCl , H_2O , NH_3 , CH_3Cl , CH_3OH , CH_3NH_2).

În molecula de apă (H_2O), legăturile O-H sunt polare, oxigenul având o electronegativitate mai mare decât hidrogenul. Electronii puși în comun se deplasează către atomul de oxigen și acesta se încarcă cu o sarcină parțială negativă. Molecula de apă este o moleculă polară (figura 3).

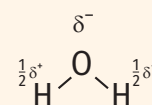


Fig. 3. Molecula de apă

MĂ INFORMEZ

Glicerolul (glicerina), compus molecular cu formula, $C_3H_8O_3$, este solubil în apă în orice proporție, formând un amestec omogen datorită legăturilor de hidrogen puternice dintre grupele sale hidroxil ($-OH$) și moleculele de apă.

Glicerina este un lichid incolor, cu gust dulce, vâscos, higroscopic (atrage apa din atmosferă) și se amestecă ușor cu apa și cu alcoolul.

Glicerina este utilizată frecvent la prepararea soluțiilor apoase care sunt utilizate în industria farmaceutică (figura 4), industria cosmeticelor (figura 5) și industria alimentară. Se adaugă la unele sortimente de vin pentru a-i îmbunătăți calitățile.



Fig. 4. Glicerină boraxată



Fig. 5. Cremă emolientă

Forțele de atracție dintre moleculele de apă și ioni sunt puternice și numeroase, astfel încât pot învinge forțele de atracție dintre ionii de semn contrar din rețeaua cristalină și determină disocierea cristalului. Clorura de sodiu se dizolvă în apă deoarece atracția dintre moleculele polare de apă și ioni este suficient de puternică pentru a învinge forțele de atracție electrostatice care mențin unitatea cristalului.

Ionii Na^+ și Cl^- trec în soluție înconjurați de molecule de apă, în stare hidratată. În soluție, ionii hidratați se pot mișca liber și soluția de clorură de sodiu poate conduce curentul electric. Soluțiile apoase ale compuşilor ionici solubili conduc curentul electric deoarece conțin ioni hidratați mobili. Aceste soluții sunt soluții electrolitice.

Procesul de disociere a clorurii de sodiu în ioni și de hidratare a acestora se poate reprezenta astfel:



unde: (s) indică starea de agregare solidă; (aq) indică o soluție apoasă, notație care provine din cuvântul latin, *aqua* = apă.

Descopăr

La dizolvarea hidroxidului de sodiu solid în apă se formează forțe de atracție _____ între ioni și moleculele polare ale apei. Moleculele de apă atrag ionii negativi hidroxid (HO^-) de la suprafața solidului prin polii _____, iar prin polii _____ ai apei atrag ionii pozitivi de sodiu (Na^+).

Hidroxidul de sodiu se dizolvă în apă deoarece atracția dintre moleculele _____ de apă și ioni este suficient de puternică pentru a învinge forțele de atracție _____ ce mențin unitatea cristalului. Ionii Na^+ și HO^- trec în soluție înconjurați de molecule de apă, în stare _____.

Procesul de disociere a hidroxidului de sodiu în ioni și de hidratare a acestora se poate reprezenta astfel:

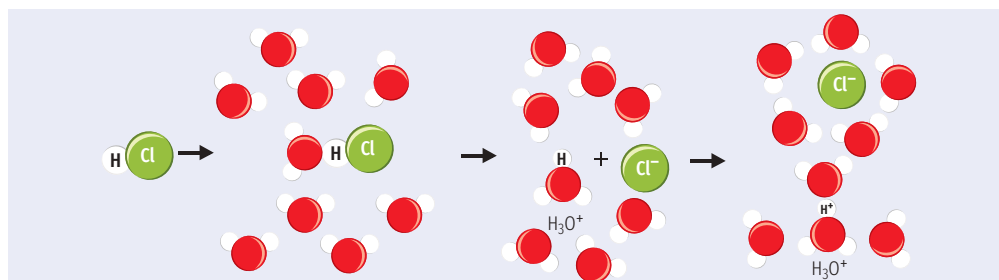


La dizolvarea compuşilor ionici în apă, ionii din cristal se _____ și se dispersează uniform în soluție în stare _____.

Dizolvarea substanțelor cu molecule polare în apă

Învăț

La dizolvarea HCl gazos în apă (figura 6) se formează o soluție de acid clorhidric, în care acidul tare a ionizat complet în ioni hidroniu (H_3O^+) și ioni clorură (Cl^-). Procesul poate fi reprezentat de următoarea ecuație chimică:



1. Molecula de HCl în stare gazoasă
2. Molecula de apă formează interacțiuni cu HCl
3. Ionizarea HCl în apă
4. Ionii hidratați: Cl^- și H_3O^+ în soluție

Fig. 6. Dizolvarea HCl în apă

MĂ INFORMEZ



Cristalizarea NaCl

Ionii disociați de sodiu (Na^+) și clorură (Cl^-) din soluțiile saline pot forma noi cristale de sare (NaCl) pe măsură ce soluția se concentrează. Prin evaporarea apei, soluția salină devine din ce în ce mai concentrată. În cele din urmă, nu mai rămâne suficientă apă pentru a împiedica interacțiunea și unirea ionilor de sodiu și clorură, astfel încât se formează cristale de sare. Acest lucru se întâmplă în mod natural în locuri precum iazurile de evaporare a apei, unde se obțin săruri din apa salină sau natural, pe timpul verii, în zonele de coastă a Mării Moarte, ca urmare a concentrării sărurilor din apă (figura 7).



Fig. 7. Marea Moartă, cristalizarea sării din apa de mare

PORTOFOLIUL MEU

Documentează-te și redactează o fișă intitulată *Soluții utile în viața mea* (1-2 pagini), în care să explici rolul acestor soluții în domeniul de activitate ales. În cadrul lucrării, se vor avea în vedere următoarele aspecte: compoziția acestor soluții, aplicațiile practice pentru soluțiile analizate, importanța utilizării acestor soluții. Adaugă această fișă la portofoliul tău.

Procesul de dizolvare a acidului clorhidric în apă are loc prin ruperea legăturii covalente polare dintre hidrogen și clor, urmată de transferul unui proton (H^+), de la molecula de HCl la molecula de apă. Atomul de oxigen dintr-o moleculă de apă formează cu protonul, H^+ , o legătură covalentă coordinativă printr-o pereche de electroni neparticipanți. Se formează un ion hidroniu încărcat pozitiv (H_3O^+) și un ion clorură încărcat negativ (Cl^-) înconjurați de moleculele polare ale apei, ionii fiind hidratați. În acest proces se eliberează o cantitate semnificativă de căldură, fiind puternic exoterm. Ca urmare, temperatura soluției crește.

Dizolvarea nu este un simplu proces de difuzie a particulelor de solut printre moleculele de solvent, ci este un proces complex ce presupune desfacerea unor legături dintre particulele solutului și a legăturilor dintre moleculele solventului și formarea unor noi interacțiuni între particule provenite din solut și moleculele de solvent.

Descopăr

Procesul de dizolvare a acidului azotic (HNO_3) în apă are loc prin ruperea legăturii covalente _____ dintre hidrogen și oxigenul din radicalul acid, urmată de _____ unui proton (H^+), de la molecula de HNO_3 la molecula de apă. Atomul de oxigen dintr-o moleculă de apă formează cu protonul, H^+ , o legătură _____ printr-o pereche de electroni neparticipanți.

Se formează un ion hidroniu încărcat pozitiv (H_3O^+) și un ion azotat încărcat negativ (NO_3^-) înconjurați de moleculele _____ ale apei, ionii fiind _____.

Procesul de ionizare a acidului azotic în apă cu formare de ioni și de hidratare a acestora se poate reprezenta astfel:



Substanțele cu molecule polare se pot dizolva în _____. Unele dintre acestea _____ și formează ioni hidratați.

REȚIN

- Apa este o substanță polară care poate dizolva substanțe ionice și substanțe cu molecule polare.
- Substanțele ionice disociază în apă, iar ionii formați trec în soluție în stare hidratată, fiind înconjurați de moleculele polare ale apei.
- Substanțele cu molecule polare se pot dizolva în apă. Unele dintre acestea ionizează și formează ioni hidratați, iar altele se dizolvă fără ionizare.

Aplic

1. **Soluțiile farmaceutice de glicerină boraxată sunt utilizate pentru tratarea aftelor bucale. O soluție de glicerină boraxată conține 10% borax, substanță care acționează ca un agent antiseptic, dezinfectant și antimicotic, fiind eficient împotriva bacteriilor și a fungilor, restul glicerină.**

Calculează masa de glicerină și masa de borax necesare pentru a prepara 100 de flacoane care conțin 25 g de glicerină boraxată, știind că la prepararea soluției au loc pierderi de 5% din cantitatea inițială de glicerină.

2. **Un vin sec are o compoziție definită în principal prin nivelul foarte scăzut de zahăr, de obicei sub 4 g/l, restul fiind etanol în concentrație de 15% (în procente de volum), apă, acizi, taninuri și alți compuși.**

a. Calculează masa de zahăr dizolvată într-o sticlă de 750 mL de vin.

b. Calculează volumul de alcool dizolvat într-o sticlă de 750 mL de vin.

8.4 Efecte termice la dizolvare în apă

Te-ai întrebat ce conțin compresele reci instant (figura 1) folosite pentru tratarea leziunilor?

O pungă de plastic cu pereți subțiri plină cu apă este sigilată în interiorul unei pungi mai mari ce conține azotat de amoniu, NH_4NO_3 , solid. La presare, punga mai mică se sparge, iar la dizolvarea NH_4NO_3 se absoarbe căldura din zona afectată și reduce inflamația.



Fig. 1. Compresă rece instant

Descopăr în laborator



Studierea efectului termic ce însoțește dizolvarea unor substanțe în apă – activitate practică de laborator în echipă

Substanțe și ustensile necesare: soluție concentrată de acid sulfuric, azotat de amoniu pulbere, hidroxid de sodiu, clorură de sodiu, apă distilată; termometru, pipetă, spatulă, pahare Berzelius, baghetă de sticlă.

Realizați activitățile experimentale, completați informațiile și alegeți variantele potrivite din tabel.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Concluzii
1. Dizolvarea clorurii de sodiu (NaCl) în apă	Într-un pahar Berzelius pune 50 mL de apă distilată. Măsoară temperatura apei cu termometrul și notează-o în acest tabel. Adaugă în pahar două spatule de clorură de sodiu și agită soluția cu o baghetă de sticlă până la dizolvarea completă a solutului. Măsoară temperatura soluției finale.	Temperatura apei: _____. Temperatura soluției finale: _____. Variația de temperatură la dizolvare: _____.	Dizolvarea clorurii de sodiu în apă este un proces <i>endoterm/exoterm</i> .
2. Dizolvarea hidroxidului de sodiu (NaOH) în apă	Într-un pahar Berzelius pune 50 mL de apă distilată. Măsoară temperatura apei cu termometrul și notează-o în acest tabel. Adaugă în pahar o spatulă de hidroxid de sodiu și agită soluția cu o baghetă de sticlă până la dizolvarea completă a solutului. Măsoară temperatura soluției finale.	Temperatura apei: _____. Temperatura soluției finale: _____. Variația de temperatură la dizolvare: _____.	Dizolvarea hidroxidului de sodiu în apă este un proces <i>endoterm/exoterm</i> .
3. Dizolvarea azotatului de amoniu (NH_4NO_3) în apă	Într-un pahar Berzelius pune 50 mL de apă distilată. Măsoară temperatura apei cu termometrul și notează-o în acest tabel. Adaugă în pahar o spatulă de azotat de amoniu și agită soluția cu o baghetă de sticlă până la dizolvarea completă a solutului. Măsoară temperatura soluției finale.	Temperatura apei: _____. Temperatura soluției finale: _____. Variația de temperatură la dizolvare: _____.	Dizolvarea azotatului de amoniu în apă este un proces <i>endoterm/exoterm</i> .
4. Diluarea unei soluții concentrate de acid sulfuric (H_2SO_4) în apă*	Într-un pahar Berzelius pune 50 mL de apă distilată. Măsoară temperatura apei cu termometrul și notează-o în acest tabel. Adaugă treptat 10 picături de soluție de acid sulfuric concentrat și agită permanent, folosind o baghetă de sticlă. Măsoară temperatura soluției finale.	Temperatura apei: _____. Temperatura soluției finale: _____. Variația de temperatură la diluare: _____.	Diluarea soluției concentrate a acidului sulfuric este un proces <i>endoterm/exoterm</i> .

*) **Atenție!** Manipulați cu precauție soluțiile de acid sulfuric. Pot produce arsuri chimice.

Învăț

Efectele termice care însoțesc procesele de dizolvare se explică prin schimburile de energie care au loc atunci când un solut se dizolvă într-un solvent.

La dizolvarea în apă au loc trei procese însoțite de variația energiei:

- ruperea interacțiunilor dintre particulele solutului (de exemplu, legături ionice într-un cristal ionic), proces endoterm (se consumă energie);
- ruperea interacțiunilor dintre moleculele apei, proces endoterm;
- formarea de noi interacțiuni între solut și apă, proces exoterm (se eliberează energie).

Formarea interacțiunilor dintre particulele de solut și particulele de solvent este un proces numit solvatare. În cazul soluțiilor apoase, procesul se numește hidratare.

Efectul termic înregistrat la dizolvarea unui solut într-un solvent provine din diferența dintre energia absorbită și energia eliberată.

Procesul de dizolvare este exoterm atunci când energia consumată pentru a rupe legăturile din solut și interacțiunile dintre moleculele de apă este mai mică decât energia eliberată la formarea legăturilor solut-apă. De exemplu, se degajă căldură la dizolvarea în apă a următoarelor substanțe: hidroxid de sodiu (NaOH), acidul sulfuric (H_2SO_4), acid clorhidric (HCl), clorură de calciu (CaCl_2), carbonat de sodiu (Na_2CO_3), hidroxid de potasiu (KOH).

Procesul de dizolvare este endoterm atunci când energia consumată pentru a rupe legăturile solut-solut și solvent-solvent este mai mare decât energia eliberată la formarea legăturilor solut-solvent. De exemplu, se absoarbe căldură la dizolvarea în apă a următoarelor substanțe: azotat de amoniu (NH_4NO_3), clorură de amoniu (NH_4Cl), azotat de potasiu (KNO_3), bicarbonat de sodiu (NaHCO_3), clorură de potasiu (KCl). La dizolvarea clorurii de sodiu (NaCl) în apă, temperatura scade foarte puțin deoarece energia necesară separării ionilor din cristal este aproape egală cu energia eliberată la hidratarea ionilor.

Descopăr



Formează o echipă cu un coleg și explică procesele care au loc la dizolvarea cristalului de clorură de sodiu în apă, pe baza schemei din figura 2, care reprezintă procesul de dizolvare a clorurii de sodiu în apă.

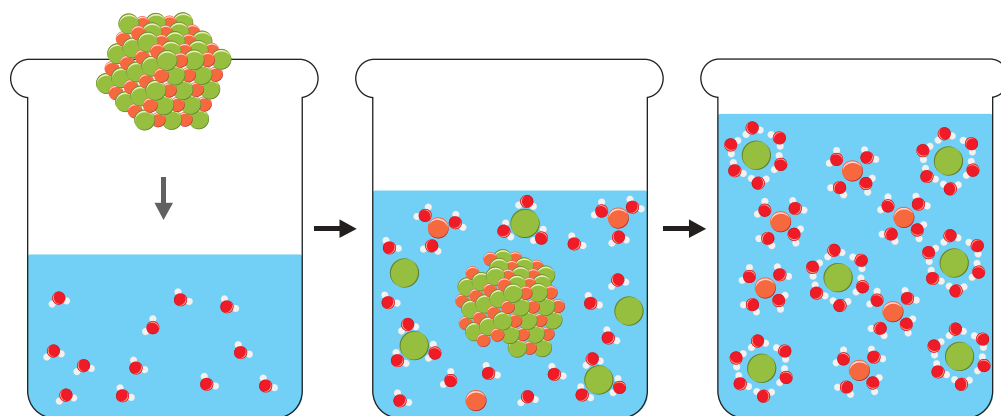


Fig. 2. Dizolvarea cristalului de clorură de sodiu în apă

Amestecurile de răcire sunt alcătuite din două sau mai multe substanțe solide (sau solide și lichide). Când se amestecă, acestea „preiau” căldură din mediu și reduc temperatura din exterior având loc un proces endoterm. Amestecul de răcire format din gheață și sare de bucătărie în raport de masă 3:1 poate ajunge la temperatura de -21°C .

ÎMI AMINTESC

Dizolvarea (figura 3) este fenomenul în urma căruia particulele de solut se răspândesc printre moleculele solventului, formând un amestec omogen numit soluție. Dizolvarea substanțelor este influențată de trei factori: gradul de mărunțire a solutului solid, temperatura solventului și agitarea componentelor amestecului.

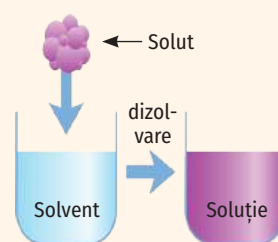


Fig. 3. Formarea unei soluții

SITUAȚIE-PROBLEMĂ

În două pahare toarnă suc la temperatura camerei. Pune un pahar în congelator, iar pe celălalt într-un vas care conține un amestec de gheață zdrobită și sare în raport de masă 3:1. Cu ajutorul unui termometru măsoară temperatura băuturii din pahare din cinci în cinci minute până ajunge fiecare la temperatura de -2°C .

În ce pahar băutura s-a răcit mai repede?

Cum explici acest fenomen?

MĂ INFORMEZ



Dizolvarea clorurii de calciu (CaCl_2) în apă este un proces puternic exoterm. În contact cu apa, clorura de calciu crește rapid temperatura soluției, fiind utilizată frecvent în comprese calde instant (figura 4).



Fig. 4. Comprese calde instant

Procesul este posibil fiindcă energia eliberată prin hidratarea ionilor de calciu (Ca^{2+}) și a ionilor clorură (Cl^-) este mult mai mare decât energia necesară pentru a rupe legăturile ionice din cristalul solid.

Astfel, clorura de calciu este mult mai eficientă decât sarea obișnuită pentru topirea gheții la temperaturi foarte scăzute (până la -32°C), scăzând punctul de îngheț și generând activ căldură pentru a topi stratul de gheață.

PORTOFOLIUL MEU

Clorura de calciu este utilizată ca agent antiîngheț și pentru întreținerea drumurilor pe timp de iarnă. Clorura de sodiu reprezintă o alternativă mai ieftină, dar poate deteriora asfaltul. Caută mai multe informații despre efectele utilizării clorurii de sodiu și clorurii de calciu asupra mediului înconjurător. Fă un scurt eseu pe această temă și adaugă-l la portofoliul tău.

REȚIN

- Dizolvarea nu este un simplu proces de difuzie a particulelor de solut printre moleculele de solvent, ci este un proces energetic complex. Acesta presupune un consum de energie pentru desfacerea unor legături (din solut și, respectiv, solvent) și o eliberare de energie prin formarea noilor legături (solut-solvent).
- Dizolvarea în apă a unei substanțe poate fi un proces endoterm sau exoterm, în funcție de diferențele dintre forțele de atracție dintre particulele substanței dizolvate, ale solventului și cele rezultate în urma hidratării.

Aplic



- Completează spațiile libere cu termenii potriviți, astfel încât să obții enunțuri corecte:**
 - Dizolvarea azotatului de amoniu în apă este un proces _____, temperatura soluției _____.
 - Dizolvarea clorurii de sodiu în apă are loc cu o variație de temperatură foarte _____.
 - Dizolvarea hidroxidului de sodiu (NaOH) în apă este _____, deoarece se eliberează căldură.
 - Dizolvarea azotatului de potasiu în apă determină răcirea soluției, deci dizolvarea este _____.
 - Dizolvarea clorurii de calciu (CaCl_2) în apă este puternic exotermă, deoarece energia consumată pentru a rupe legăturile solut-solut și solvent-solvent este mult mai _____ decât energia eliberată la formarea legăturilor solut-solvent.
- Asociază cifrele corespunzătoare efectului termic din coloana A cu literele corespunzătoare procesului de dizolvare din coloana B.**

A	B
I. Dizolvare exotermă	a. KOH solid se dizolvă în apă
II. Dizolvare endotermă	b. KNO_3 solid se dizolvă în apă
	c. NH_4NO_3 solid se dizolvă în apă
	d. CaCl_2 solid se dizolvă în apă
	e. H_2SO_4 în soluție concentrată se diluează cu apă

- Pentru a obține 400 cm^3 soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală de masă 24% și densitate $1,15\text{ g/cm}^3$, se diluează cu apă o soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală de masă 98% și densitate $1,84\text{ g/cm}^3$.**
 - Determină volumul de soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală de masă 98% necesar.
 - Ce efect termic va însoți diluarea soluției de acid sulfuric?
- Se adaugă x g de azotat de potasiu peste 500 g de soluție de azotat de potasiu cu concentrația procentuală de masă 10% pentru a prepara o soluție cu concentrația procentuală de masă 25%.**
 - Determină valoarea lui x.
 - Ce efect termic va însoți dizolvarea unei cantități suplimentare de azotat de potasiu?
- Pentru a obține 400 g de soluție de clorură de calciu de concentrație procentuală de masă 20%, un elev folosește o soluție de clorură de calciu de concentrație procentuală de masă 10% și o soluție de clorură de calciu de concentrație procentuală de masă 40%.**
 - Determină raportul de masă în care trebuie să se amestece cele două soluții.
 - Calculează masele de soluții necesare preparării soluției de concentrație procentuală de masă 20%.
 - Precizează ce efect termic va însoți dizolvarea unei cantități suplimentare de clorură de calciu în soluție.

8.5 Concentrația molară a unei soluții

Deseori, pe eticheta unui ambalaj cu suc de fructe, a unui recipient cu înălbitor pentru rufe sau a unui flacon de medicamente, ingredientele sunt urmate de notația %, % (v/v) sau % (m/m).

- Ce indică aceste notații?
- Ce informație ne oferă concentrația despre o soluție?

Învăță

Concentrația unei soluții este cantitatea de *substanță dizolvată* conținută într-o anumită cantitate de *soluție* sau de *solvent*.

Concentrația molară a unei soluții, c_M , este definită ca numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru de soluție:

$$c_M = \frac{n}{V_s} \quad \text{unde: } n \text{ reprezintă cantitatea (mol) de substanță dizolvată (solut),}$$

$$V_s \text{ reprezintă volumul soluției măsurat în litri.}$$

Unitatea de măsură a concentrației molare este mol pe litru de soluție (mol/L), notată cu M și citită molar.

ÎMI AMINTESC

Concentrația procentuală de masă reprezintă masa de solut care este dizolvată în 100 g de soluție.

Formula de calcul a concentrației procentuale de masă este: $c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$

unde:

m_d – reprezintă masa de substanță dizolvată

m_s – reprezintă masa de soluție

În calculele efectuate pe baza ecuațiilor reacțiilor chimice se utilizează masa de substanță dizolvată, când substanțele care reacționează se găsesc în soluție.

Algoritmi de lucru pentru tipuri de probleme cu concentrația molară a soluțiilor apoase

I. Calcularea concentrației molare pentru o soluție apoasă

Ce concentrație molară are soluția care conține 5,85 g de clorură de sodiu în 800 mL de soluție?

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$m_d = 5,85 \text{ g}$ $V_s = 800 \text{ mL} = 0,8 \text{ L}$ $c_M = ?$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$c_M = \frac{n}{V_s}$ $n = \frac{m}{M}$
3. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$M_{\text{NaCl}} = A_{\text{Na}} + A_{\text{Cl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$ $n = \frac{5,85 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$ $c_M = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,8 \text{ L}} = 0,125 \text{ M}$
4. Interpretează rezultatul.	Soluția conține 0,125 mol de clorură de sodiu într-un litru de soluție (0,125 mol/L).

II. Obținerea unei soluții de o anumită concentrație molară prin diluarea unei soluții de concentrație molară cunoscută

Ce concentrație molară are o soluție de NaCl obținută adăugând 200 mL de apă peste 800 mL de soluție de NaCl 0,1 M?

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$V_{\text{apă}} = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L}$; $V_1 = 800 \text{ mL} = 0,8 \text{ L}$; $c_{M1} = 0,1 \text{ M}$; $c_{M2} = ?$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$c_M = \frac{n}{V_s}$; $n_1 = c_{M1} \cdot V_1$; $n_2 = n_1$; $V_2 = V_1 + V_{\text{apă}}$
3. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$n_1 = 0,1 \cdot 0,8 = 0,08 \text{ mol}$; $n_2 = n_1 = 0,08 \text{ mol}$; $V_{s2} = 0,8 \text{ L} + 0,2 \text{ L} = 1 \text{ L}$ $c_{M2} = \frac{0,08 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,08 \text{ M}$
4. Interpretează rezultatul.	Concentrația molară a soluției a scăzut. Soluția de NaCl s-a diluat.

UNITATEA 8

III. Amestecarea a două soluții care conțin aceeași substanță dizolvată cu concentrații diferite

Ce concentrație molară are soluția de HCl obținută prin amestecarea a 1200 mL soluție de HCl de concentrație 0,1 M cu 800 mL soluție de HCl de concentrație 0,05 M?

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$V_{S1} = 1200 \text{ mL} = 1,2 \text{ L}$; $V_{S2} = 800 \text{ mL} = 0,8 \text{ L}$; $c_{M1} = 0,1 \text{ M}$; $c_{M2} = 0,05 \text{ M}$; $c_{Mf} = ?$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$c_M = \frac{n}{V_S}$; $n = c_M \cdot V_S$; $n_f = n_1 + n_2$; $V_{sf} = V_{S1} + V_{S2}$
3. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$n_1 = 0,1 \cdot 1,2 = 0,12 \text{ mol}$; $n_2 = 0,05 \cdot 0,8 = 0,04 \text{ mol}$ $n_f = 0,12 \text{ mol} + 0,04 \text{ mol} = 0,16 \text{ mol}$; $V_{sf} = 1,2 \text{ L} + 0,8 \text{ L} = 2 \text{ L}$ $c_{Mf} = \frac{0,16 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,08 \text{ M}$
4. Interpretează rezultatul.	Concentrația molară a soluției obținute este intermediară a celor două concentrații molare ale soluțiilor amestecate.

În cazul amestecării a două soluții ale aceleiași substanțe se determină volumele soluțiilor sau raportul dintre acestea, printr-o metodă grafică (regula dreptunghiului).

- Se desenează un dreptunghi și se trasează diagonalele.
- În două colțuri ale dreptunghiului se trec concentrațiile soluțiilor inițiale ($c_{M1} > c_{M2}$), iar la intersecția diagonalelor se trece concentrația soluției finale, c_{Mf} , obținută prin amestecarea celor două soluții.
- Se scad pe diagonală valorile concentrațiilor și se obține un număr de părți pentru fiecare soluție.

Raportul volumetric în care trebuie amestecate soluțiile pentru a obține o soluție de concentrație c_{Mf} este:

$$\frac{V_{S1}}{V_{S2}} = \frac{c_{Mf} - c_{M2}}{c_{M1} - c_{Mf}}$$

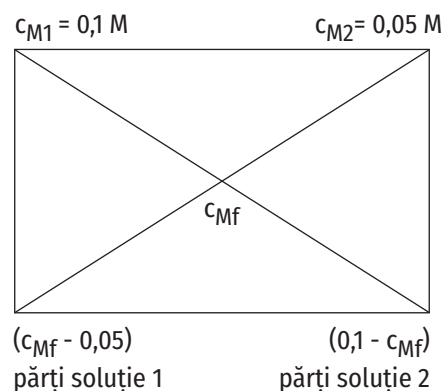
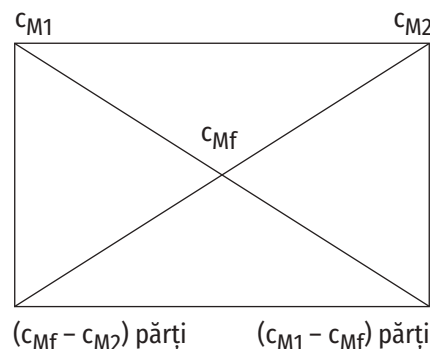
Pentru exercițiul III, raportul volumelor celor două soluții este:

$$\frac{V_{S1}}{V_{S2}} = \frac{1,2 \text{ L}}{0,8 \text{ L}} = 1,5$$

$$\frac{c_{Mf} - 0,05}{0,1 - c_{Mf}} = 1,5 \quad c_{Mf} = 0,08 \text{ M}$$

Amestecarea a două soluții care conțin același solut are ca scop principal **modificarea concentrației** acestora. Prin această metodă putem realiza diluția sau concentrarea unei soluții.

În laborator sau în industrie, stocurile de soluții au concentrații prea mari pentru a fi folosite direct. Prin amestecarea unei soluții concentrate cu o soluție mai diluată (sau cu apă distilată) se obține o soluție cu o concentrație mai mică, necesară pentru experimente sau analize.



IV. Calculul stoechiometric pentru reacții chimice în care unul sau mai mulți reactanți se află sub formă de soluții

Calculează volumul de soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 0,2 M care reacționează cu 500 mL de soluție de acid sulfuric de concentrație 0,05 M.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$; $c_{\text{M H}_2\text{SO}_4} = 0,05 \text{ M}$; $c_{\text{M NaOH}} = 0,2 \text{ M}$; $V_{\text{S NaOH}} = ?$
2. Scrie ecuația reacției chimice necesare.	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. Stabilește proporția între cantitățile de substanțe precizate în enunț pe baza ecuației chimice.	$c_{\text{M}} = \frac{n}{V_{\text{S}}}$; $n = c_{\text{M}} \cdot V_{\text{S}}$; $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,5 \cdot 0,05 = 0,025 \text{ mol}$ $\frac{2 \text{ mol NaOH}}{x \text{ mol NaOH}} = \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{0,025 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}$
4. Calculează necunoscuta.	$x = \frac{2 \cdot 0,025}{1} = 0,05 \text{ mol NaOH}$
5. Calculează volumul soluției folosind relația de calcul a concentrației molare.	$V_{\text{S NaOH}} = \frac{n}{c_{\text{M}}} = \frac{0,05}{0,2} = 0,25 \text{ L}$
6. Interpretează rezultatul.	Concentrația molară a soluției se folosește în calculul numărului de moli de substanță dizolvată care intervine în calculul stoechiometric.

REȚIN

- Concentrația molară reprezintă numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru de soluție: $c_{\text{M}} = \frac{n}{V_{\text{S}}}$ unde: n reprezintă cantitatea (în mol) de substanță dizolvată (solut), V_{S} reprezintă volumul soluției măsurat în litri.
- Cunoașterea concentrației molare a soluțiilor face posibil calculul stoechiometric pentru reacțiile chimice care folosesc soluții de reactanți.

Aplic

- Calculează concentrația molară pentru soluțiile care conțin:
 - 5 mol de KOH în 500 cm³ de soluție;
 - 32 g de CuSO₄ în 2 dm³ de soluție;
 - 40 kg de NaOH în 4 m³ de soluție;
 - 3 kmol de H₂SO₄ în 1500 L de soluție;
 - 73 g de HCl în 515 g de soluție cu densitatea 1,03 g/mL.
- Se amestecă 660 g de soluție de acid sulfuric (H₂SO₄) de concentrație 5,5 M și densitate 1,32 g/cm³ cu 300 cm³ de soluție de acid sulfuric 3 M. Calculează concentrația molară pentru soluția obținută.
- O cantitate de zinc reacționează cu 120 mL de soluție de acid clorhidric de concentrație 2 M.
 - Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.
 - Calculează numărul de moli de zinc care reacționează cu 120 mL de soluție de acid clorhidric de concentrație 2 M.
- O soluție de hidroxid de potasiu cu volumul de 400 cm³ și concentrație 1 M se neutralizează cu o soluție de acid sulfuric de concentrație 1 M.
 - Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.
 - Calculează concentrația molară a soluției finale, dacă cei doi reactanți au fost în cantitățile stoechiometric necesare.

PORTOFOLIU

Lucrează în echipă cu colegul tău și realizează, utilizând informații din diferite surse, o investigație cu tema: *Efectele ploii acide asupra solului, a vegetației și a construcțiilor* (figura 1). Prezintă rezultatele documentării voastre colegilor de clasă sub forma unui eseu, a unui afiș sau a unei prezentări digitale. Păstrează materialul realizat în portofoliul tău.



Fig. 1. Efectele ploii acide

8.6 Prepararea unor soluții apoase

- De ce se folosește ser fiziologic cu concentrația procentuală de masă de 0,9% clorură de sodiu? Ce s-ar întâmpla dacă soluția ar fi mult mai concentrată sau mult mai diluată?
- De ce se verifică periodic conținutul de clor al apei dintr-o piscină? Ce probleme pot apărea dacă există prea puțin sau prea mult clor?
- Cum ar putea un chimist să pregătească soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 0,1 M în laborator? Este suficient să pună „puțină substanță” într-un pahar cu apă?

Învăț



În multe dintre domeniile în care se utilizează, soluțiile au anumite concentrații pentru a putea funcționa eficient, sigur și conform rezultatelor dorite. Concentrația unei soluții determină reactivitatea chimică, eficacitatea biologică și corectitudinea determinărilor cantitative realizate într-un laborator de analize.

Viteza unei reacții chimice este influențată direct de concentrația unei soluții. De exemplu, utilizarea unei soluții mai concentrate a unui acid determină o reacție mult mai rapidă și mai energetică decât în cazul folosirii unei soluții diluate din același acid.

În medicină, concentrația substanțelor active este direct legată de dozajul medicamentelor. O concentrație incorectă a unei soluții perfuzabile (figura 1) poate fi ineficientă sau fatală pentru pacient.

În agricultură, o concentrație greșită a substanțelor (de exemplu, piatra vânăță) poate fi ineficientă în combaterea dăunătorilor sau poate distruge cultura. De asemenea, în procesele industriale, concentrația determină calitatea produsului final.

Pentru a determina exact cantitatea dintr-o substanță (de exemplu, în cazul analizelor de sânge sau determinarea unor poluanți în apele reziduale), soluțiile reactivilor utilizați trebuie să aibă o concentrație exactă.

În toate domeniile de utilizare, pentru ca o soluție să aibă proprietățile dorite, trebuie să știm exact câtă substanță dizolvată există într-o anumită cantitate de soluție.

Pentru utilizări diverse ale soluțiilor sunt necesare soluții de volume și de concentrații diferite.



Fig. 1. Perfuzie

Descopăr în laborator



Prepararea unor soluții de diverse concentrații – activitate practică de laborator în echipă

Substanțe și ustensile necesare: soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală de masă 10%, clorură de sodiu, apă distilată; sticlă de ceas, cilindru gradat, pahar Berzelius, baloane cotate, pipetă, baghetă de sticlă, pâlnie de sticlă, cântar, spatulă.

Realizați activitățile experimentale, respectând etapele preparării unei soluții.

1. Prepararea a 50 g de soluție de clorură de sodiu de concentrație 2%

Calcularea maselor și volumelor necesare de solut și apă

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 \Rightarrow m_d = \frac{m_s}{100} \cdot c \Rightarrow m_d = \frac{50 \text{ g}}{100} \cdot 2 = 1 \text{ g}$$

$$m_{\text{apă}} = m_s - m_d \Rightarrow m_{\text{apă}} = 50 \text{ g} - 1 \text{ g} = 49 \text{ g} \Rightarrow \rho_{\text{apă}} = 1 \text{ g/mL}$$

$$V_{\text{apă}} = \frac{m_{\text{apă}}}{\rho_{\text{apă}}} = \frac{49 \text{ g}}{1 \text{ g/mL}} = 49 \text{ mL}$$

Mod de lucru: Cântărește 1 g de clorură de sodiu. Într-un pahar Berzelius pune clorura de sodiu cântărită și apoi adaugă apa măsurată cu cilindru gradat. Amestecă soluția cu o baghetă de sticlă până la dizolvarea completă a sării. Etichetează paharul: Soluție de NaCl 2%.

Etapele preparării unei soluții de o anumită concentrație procentuală sunt:

- calculul masei de solut și al volumului de apă necesare preparării soluției;
- cântărirea solutului și măsurarea volumului de apă cu cilindru gradat;
- amestecarea solutului cu apa.

2. Prepararea a 200 mL de soluție de clorură de sodiu (NaCl) de concentrație 0,2 M**Calcularea maselor și volumelor necesare de solut și apă**

$$c_M = \frac{n}{V_s} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$n = c_M \cdot V_s \rightarrow n = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,20 \text{ L} \rightarrow n = 0,04 \text{ mol}$$

$$M_{\text{NaCl}} = A_{\text{Na}} + A_{\text{Cl}} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$m_d = n \cdot M = 0,04 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 2,34 \text{ g}$$

Mod de lucru: Cântărește 2,34 g de clorură de sodiu (conform calculului efectuat). Într-un balon cotelat de 200 mL pune clorura de sodiu cântărită, folosind o pâlnie de sticlă și apoi adaugă apa distilată până la jumătate din capacitatea balonului. Agită balonul până la dizolvarea sării. Adaugă apă distilată până la semn, pune dopul și agită balonul cotelat pentru omogenizarea soluției.

Etichetează balonul: Soluție de NaCl 0,2 M.

Etaple preparării unei soluții de o anumită concentrație molară sunt:

- calculul masei de solut necesare preparării soluției;
- cântărirea solutului;
- adăugarea solutului, cu ajutorul unei pâlnii de sticlă, în balonul cotelat de capacitate egală cu volumul soluției;
- adăugarea apei distilate cu o pisetă, stropind pâlnia de sticlă pentru a transfera toată sarea în balonul cotelat;
- adăugare de apă distilată până la jumătate din capacitatea balonului și dizolvarea solutului prin agitare;
- completarea cu apă distilată până la semn. Ultimele picături de apă se adaugă cu grijă pentru a nu depăși semnul balonului cotelat.

3. Prepararea a 25 mL de soluție de acid sulfuric* (H_2SO_4) de concentrație 0,2 M folosind o soluție de acid sulfuric 10% și densitate 1,065 g/mL**Calcularea maselor și volumelor necesare de solut și apă**

$$c_M = \frac{n}{V_s} \rightarrow n = c_M \cdot V_s = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,025 \text{ L} = 0,005 \text{ mol}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2A_{\text{H}} + A_{\text{S}} + 4A_{\text{O}} = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_d = n \cdot M = 0,005 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 0,49 \text{ g}$$

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 \rightarrow m_s = \frac{m_d}{c} \cdot 100 \rightarrow m_s = \frac{0,49}{10} \cdot 100 = 4,9 \text{ g}$$

$$\rho_{\text{acid}} = 1,065 \text{ g/mL} \rightarrow V_s = \frac{m}{\rho} = \frac{4,9 \text{ g}}{1,065 \text{ g/mL}} = 4,6 \text{ mL}$$

Mod de lucru: Măsoară volumul soluției inițiale de concentrație procentuală 10%, folosind o pipetă gradată de 5 mL (conform calculului efectuat).

Într-un balon cotelat de 25 mL pune apa distilată până la jumătate din capacitatea balonului, apoi adaugă volumul de soluție măsurat cu pipeta. Agită balonul pentru omogenizare. Adaugă apă distilată până la semn.

Pune dopul și agită soluția din balonul cotelat.

Etichetează balonul:

Soluție de H_2SO_4 0,2 M.

Etaple preparării unei soluții de o anumită concentrație molară folosind o soluție a aceleiași substanțe de concentrație procentuală cunoscută sunt:

- calculul volumului de soluție procentuală inițială necesară;
- măsurarea volumului de soluție procentuală inițială și adăugarea acesteia în balonul cotelat ales;
- completarea până la semn a balonului cotelat cu apă distilată;
- amestecarea soluției.

* **Atenție!** Manipulați cu precauție soluțiile de acid sulfuric. Pot produce arsuri chimice. Nu se toarnă apă peste acid sulfuric!

MĂ INFORMEZ

Indiferent de concentrație, când lucrezi cu acid sulfuric (figura 2) respectă întotdeauna următoarele reguli pentru a evita accidentele.

- Se toarnă întotdeauna acidul în apă, treptat și cu amestecare continuă.
- Niciodată nu turna apa peste acid! Procesul este puternic exoterm (degajă multă căldură), iar apa poate fierbe instantaneu, împrăștiind acid concentrat.
- Utilizează echipament de protecție: halat, mănuși rezistente la acțiunea substanțelor chimice și ochelari de protecție.



Fig. 2. Sticlă cu soluție de acid sulfuric

REȚIN

- Pentru a prepara o soluție apoasă de o anumită concentrație procentuală de masă dintr-un solut solid: se fac calculele matematice, se cântărește solutul, se măsoară volumul de apă, se dizolvă solutul în apă.
- Pentru a prepara o soluție apoasă de o anumită concentrație molară dintr-un solut solid, mai întâi se fac calculele matematice, apoi se cântărește solutul și se transferă cantitativ într-un balon cotat; se adaugă o cantitate de apă distilată mai mică decât volumul final al soluției, se agită până la dizolvarea completă a solutului, se completează cu apă distilată până la semn, se omogenizează soluția.
- Pentru a prepara o soluție de o anumită concentrație molară prin diluarea unei soluții mai concentrate: se fac calculele matematice, apoi se măsoară volumul soluției concentrate, se adaugă în balonul cotat; se aduce la semn cu apă distilată; se omogenizează soluția.

Aplic



1. Completează tabelul de mai jos:

Masa de soluție de NaOH	$\rho_{\text{soluție}}$	Volumul de soluție	Concentrația molară	Concentrația procentuală de masă
500 g	1,437 g/cm ³			40%
	1,225 g/cm ³	400 cm ³	6,125 M	

2. Pentru a obține 1000 g soluție de clorură de sodiu de concentrație procentuală masică 15% se folosește o soluție de clorură de sodiu de concentrație procentuală masică 10% și o soluție de clorură de sodiu de concentrație procentuală masică 30%.

- În ce raport de masă se amestecă cele două soluții?
- Calculează masele de soluții necesare de concentrație 10%, respectiv, 30% pentru a prepara 1000 g soluție de clorură de sodiu de concentrație procentuală de masă 15%.

3. Pe masa de laborator se află trei pahare P₁, P₂ și P₃. În paharul P₁ se află: 550 mL soluție de acid sulfuric de concentrație 2 M. În paharul P₂ se află 350 mL de soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală masică 20% și densitate 1,143 g/mL. În paharul P₃ se află 300 mL de soluție de acid sulfuric de concentrație 3 M. Se amestecă soluțiile din cele trei pahare.

Calculează concentrația molară a soluției finale.

4. Într-un balon cotat cu volumul de 250 mL se introduc 25 g sulfat de cupru (II) și se completează cu apă distilată până la semn.

- Calculează concentrația molară pentru soluția obținută.
- Calculează volumul de soluție de hidroxid de sodiu 0,1 M necesar pentru precipitarea ionilor de cupru din 10 mL din soluția obținută.

5. O masă de 22,2 g de MgSO₄ se dizolvă în 177,8 g de apă.

- Calculează concentrația procentuală de masă a soluției obținute.
- Calculează volumul soluției de clorură de bariu de concentrație 2 M necesar reacției cu soluția de la punctul a., dacă se folosește un exces de 5% de clorură de bariu.

6. Într-un volum de 750 cm³ de soluție de azotat de argint de concentrație 1 M se dizolvă suplimentar 17 g de azotat de argint.

- Calculează concentrația molară a soluției obținute.
- Calculează masa de soluție de clorură de sodiu de concentrație 10% necesară precipitării complete a ionilor de argint din soluția obținută.

Recapitulare

O **soluție apoasă** este un amestec omogen lichid format din solvent (apă) și solut. O soluție apoasă se obține în urma unui proces de dizolvare a unei substanțe solide, lichide sau gazoase în apă. Apa este un solvent polar capabil să dizolve molecule polare și compuși ionici solubili.

Dizolvarea este un proces complex ce presupune:

- desfacerea interacțiunilor care există între particulele solutului și între moleculele solventului (proces endoterm);
- formarea de noi interacțiuni între solut și solvent (proces exoterm).

Dizolvarea unei substanțe în apă poate fi:

- exotermă (energia eliberată la formarea noilor interacțiuni > energia consumată). Exemplu: dizolvarea hidroxidului de sodiu și dizolvarea acidului sulfuric;
- endotermă (energia absorbită pentru separarea particulelor este mai mare decât energia eliberată la solvatare/hidratare). Exemplu: dizolvarea azotatului de amoniu în apă.

Concentrația molară este definită ca numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru de soluție: $c_M = \frac{n}{V_s}$.

Cunoașterea concentrației soluțiilor face posibil calculul stoechiometric pentru reacțiile chimice care folosesc soluții de reactanți.

Solvenții sunt în general clasificați în funcție de polaritatea moleculelor din care sunt alcătuiți:

- solvenți polari: apa, metanol, etanol, alcool izopropilic;
- solvenți nepolari: benzen, toluen, eter etilic, pentan, hexan.

Factorii care influențează solubilitatea sunt:

- natura solutului și solventului: substanțele se dizolvă într-un solvent cu structură asemănătoare (principiul „cine se aseamănă se dizolvă”).
- temperatura: pentru majoritatea substanțelor solide, solubilitatea în apă crește cu temperatura; pentru gaze, solubilitatea scade cu temperatura.
- presiunea: solubilitatea gazelor crește cu presiunea.

Evaluare

- În două sticle se află soluții de acid sulfuric de concentrații diferite. Prima soluție are concentrația 0,4 M și a doua soluție are concentrația 0,7 M. **30 puncte (15 p. x 2)**
 - Calculează volumele celor două soluții necesare pentru a prepara 300 cm³ de soluție de acid sulfuric 0,5 M.
 - Calculează volumul de soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 0,5 M care va neutraliza soluția preparată la punctul a.
- Într-un balon cotate cu volumul de 500 mL se introduc 365 g de soluție de HCl 20%, 100 mL de soluție 4 M de HCl și se completează cu apă distilată până la semn. Din soluția obținută se iau cu o pipetă 10 mL de soluție și se utilizează pentru reacția cu o probă de oxid de calciu cu masa de 2 g. **30 puncte (15 p. x 2)**
 - Calculează concentrația molară a soluției de acid clorhidric care se formează.
 - Calculează puritatea probei de oxid de calciu.
- Un medicament antiacid poate conține carbonat de calciu și carbonat de magneziu în raport molar 7:1. O tabletă de 500 mg conține, pe lângă cei doi carbonați, 108 mg de excipienți. **30 puncte (15 p. x 2)**
 - Calculează masele de carbonat de calciu și carbonat de magneziu dintr-o tabletă.
 - Calculează volumul soluției de acid clorhidric de concentrație 0,01 M care va fi neutralizat de o tabletă antiacidă.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Identific soluțiile apoase folosite în viața profesională și asociez soluția cu domeniul de utilizare.					
Formulez concluzii despre efectele termice care însoțesc dizolvarea în apă a unor substanțe.					
Explic procesele care au loc la dizolvare și factorii care influențează solubilitatea substanțelor.					
Calculez corect concentrația molară pentru diferite soluții.					
Prepar soluții apoase de diverse concentrații procentuale sau molare folosind substanțe și ustensile de laborator.					

Proiect – Soluții din toată lumea

În echipă cu alți trei colegi, documentează-te despre soluții folosite tradițional în anumite zone geografice și domeniile lor de utilizare (alimentație, cosmetică, igienă, medicină, agricultură). Realizați un material (poster, prezentare digitală etc.) în care veți prezenta informațiile descoperite și concluziile voastre. Respectați pașii de realizare a unui proiect de la pagina 168.

UNITATEA 9

Soluții de acizi tari și de baze tari

9.1 Ionizarea în soluție apoasă a acizilor monoprotici tari și a bazelor monoprotice tari. Produsul ionic al apei

• 9.2 Calculul pH-ului soluțiilor apoase ale acizilor tari monoprotici și ale bazelor tari monoprotice

ÎMI AMINTESC



Acizii (H_nA) sunt substanțe compuse formate dintr-un radical acid (A cu valența n) și hidrogen.

Acizii se clasifică în funcție de:

- compoziția radicalului acid:
 - oxiacizi – conțin oxigen în radicalul acid.

De exemplu: H_2SO_4 .

- hidracizi – nu conțin oxigen în radicalul acid.

De exemplu: HCl , HI .

- numărul de atomi de hidrogen din moleculă:

- acizi cu un singur atom de hidrogen în moleculă (monoprotici): HNO_3 , HCl , HI , HBr ;

- acizi cu doi atomi de hidrogen în moleculă (diprotici): H_2SO_4 , H_2CO_3 ;

- acizi cu mai mult de doi atomi de hidrogen în moleculă (poliprotici): H_3PO_4 .

MĂ INFORMEZ

Proprietățile fizice ale acizilor

- Acizii pot fi găsiți în toate cele trei stări de agregare.
- Numeroși acizi anorganici sunt solubili în apă.
- Soluțiile apoase de acizi conduc curentul electric.
- Acizii au gust acru, a nu se gusta!

Proprietățile chimice ale acizilor

Acizii reacționează cu:

- metalele active plasate înaintea hidrogenului în seria reactivității chimice a metalelor;
- oxizii de metal;
- bazele;
- sărurile acizilor mai slabi.

9.1 Ionizarea în soluție apoasă a acizilor monoprotici tari și a bazelor monoprotice tari. Produsul ionic al apei

Multe substanțe organice sau anorganice folosite zilnic sunt soluții apoase acide sau baze.

- *Ce se întâmplă la dizolvarea unui acid sau unei baze în apă?*
- *Ce tipuri de ioni apar în soluție și cum influențează aceștia proprietățile soluției?*
- *Care este rolul apei în aceste procese?*

Învăț



Acizii sunt substanțe chimice care, în soluție apoasă, cedează ioni pozitivi de hidrogen (H^+), determinând formarea ionului hidroniu (H_3O^+) și apariția proprietăților acide ale soluției, precum scăderea valorii pH-ului sub 7 și capacitatea de a reacționa cu bazele în procese de neutralizare. Ionul pozitiv de hidrogen, (H^+), este un proton (nucleu de hidrogen).

Acizii monoprotici tari sunt substanțe care cedează un singur proton per moleculă și ionizează aproape total în soluție apoasă.

Exemple de acizi monoprotici tari: acidul clorhidric (HCl), acidul iodhidric (HI), acidul bromhidric (HBr), acidul azotic (HNO_3), acidul percloric ($HClO_4$).

În general, acizii sunt compuși moleculari care conțin cel puțin un atom de hidrogen unit prin legătură covalentă polară de un atom cu electronegativitate mare.

În molecula acidului clorhidric, atomul de hidrogen este legat de un atom de clor. Electronegativitatea hidrogenului după Pauling este 2,2 și a clorului este 3,16. Legătura covalentă $H-Cl$ este polară.

La dizolvarea acidului clorhidric în apă, moleculele de apă se orientează în jurul moleculelor de HCl . Protonul (H^+) se desprinde din molecula de HCl și se leagă de atomul de oxigen dintr-o moleculă de apă printr-o legătură covalentă coordinativă formată prin electronii neparticipanți ai oxigenului, rezultând ionul hidroniu (H_3O^+). În acest proces are loc transferul unui proton (H^+) de la molecula de HCl la molecula de apă. Se formează un ion hidroniu încărcat pozitiv (H_3O^+) și un ion clorură încărcat negativ (Cl^-).

Ecuția chimică care descrie reacția de ionizare a acidului clorhidric în apă este:

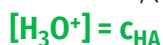


În soluția diluată de acid clorhidric, toate moleculele de acid clorhidric ionizează la dizolvare, astfel încât concentrația molară a ionului hidroniu format este egală cu concentrația molară a acidului clorhidric.

Acizii monoprotici tari sunt complet ionizați în apă. Ecuția chimică de ionizare a unui acid monoprotic, HA , în apă se reprezintă:



Pentru un acid monoprotic tare, complet ionizat în soluție apoasă, concentrația molară a ionului hidroniu, (H_3O^+), este egală cu concentrația molară a acidului.

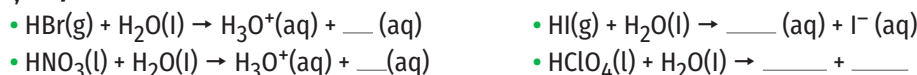


De exemplu, într-o soluție de acid clorhidric de concentrație 0,1 M, $[H_3O^+] = c_{HCl} = 0,1$ M.

Spre deosebire de acizii tari, acizii slabi (precum acidul acetic sau acidul carbonic) ionizează doar parțial, transformarea acidului din forma moleculară în forma ionizată fiind reversibilă.

Descopăr

1. Completează ecuațiile chimice care reprezintă ionizarea unor acizi monoprotici tari în soluție apoasă.



2. Determină concentrația molară a ionului hidroniu într-o soluție cu volumul de 500 mL obținută prin dizolvarea a 5,6 L de HCl gazos în apă.

3. Soluțiile de acizi conduc curentul electric?

Acidul clorhidric ionizează în soluție apoasă, formând ioni _____ și ioni Cl^- . Ioni liberi din soluție sunt capabili să se _____ și să transporte sarcina electrică atunci când se aplică o tensiune electrică.

Trecerea curentului electric prin aceste soluții produce fenomene chimice la electrozi, proces cunoscut sub numele de _____.

Cu cât acidul este mai tare, cu atât soluția va conduce mai _____ electricitatea.

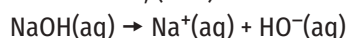
Soluțiile apoase de acizi sunt electroliti, deoarece permit trecerea curentului electric prin intermediul ionilor care se formează în soluție.

Învăț

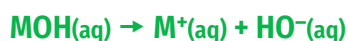
Bazele sunt substanțe chimice care, în soluție apoasă, formează ioni hidroxid (HO^-), determinând apariția proprietăților bazeice ale soluției, precum creșterea valorii pH-ului peste 7 și capacitatea de a neutraliza acizii.

Bazele monoprotice tari sunt substanțe care disociază total în soluție apoasă, eliberând un singur ion hidroxid. Exemple de baze monoprotice tari: hidroxidul de litiu (LiOH), hidroxidul de sodiu (NaOH), hidroxidul de potasiu (KOH), hidroxidul de rubidiu (RbOH), hidroxidul de cesiu (CsOH).

De exemplu, în soluție apoasă, hidroxidul de sodiu disociază complet în ionul de sodiu și anionul hidroxid, (HO^-).



Bazele monoprotice tari sunt disociate complet în apă. Ecuația chimică de disociere a unei baze tari monoprotice, MOH , în apă se reprezintă:



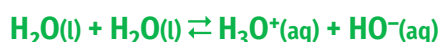
Concentrația molară a ionului hidroxid, (HO^-), este egală cu concentrația bazei monoprotice tari.

$$[\text{HO}^-] = c_{\text{MOH}}$$

De exemplu, într-o soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 0,1 M: $[\text{HO}^-] = c_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ M}$

Produsul ionic al apei este mărimea constantă care exprimă relația dintre concentrația ionilor hidroniu (H_3O^+) și cea a ionilor hidroxid (HO^-) în apă sau în soluții apoase, la o temperatură dată.

Această mărime provine din fenomenul de autoionizare a apei, în care o parte infimă din moleculele de apă se transformă în ioni. Produsul ionic al apei se notează cu K_w .



Formula produsului ionic al apei este:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-]$$

La temperatura de 25 °C, acest produs este egal cu $10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$.

ÎMI AMINTESC

Acizi tari. Acizi slabi

Acizi diferiți, aflați în soluții de aceeași concentrație, colorează indicatorii acido-bazici cu intensități diferite în funcție de tăria acidului (figura 1).

Exemple de acizi tari: HI , HBr , HClO_4 , HCl , H_2SO_4 .

Exemple de acizi de tărie medie: H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 .

Exemple de acizi slabi: H_2CO_3 , H_2S , HCN , HClO .

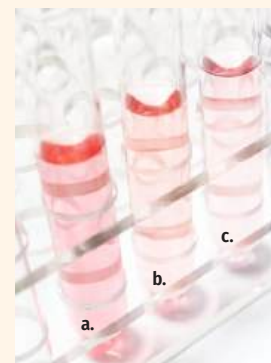


Fig. 1. Culoarea turnesolului în soluții acide. a. HCl ; b. oțet; c. apă carbogazoasă

MĂ INFORMEZ



Proprietățile fizice ale bazelor

- Sunt solide la temperatură obișnuită.
- Sunt albe sau colorate.
- Temperaturile de topire ale bazelor sunt foarte ridicate, iar multe baze se descompun prin încălzire.
- Solubilitatea bazelor în apă variază în limite largi.
- Soluțiile apoase ale bazelor ușor solubile sunt leșioase (alunecoase) și caustice (produc arsuri).
- Soluțiile apoase ale bazelor conduc curentul electric.

MĂ INFORMEZ

Tăria oxiacizilor monoprotici

Pentru o serie de oxoacizi monoprotici ai unui element E, tăria acizilor crește odată cu creșterea numărului de atomi de O. Acidul cu cei mai mulți atomi de O în moleculă este cel mai tare, deoarece electronegativitatea atomilor de oxigen determină slăbirea legăturii O-H. Prin urmare, protonul este cedat mai ușor. De exemplu, tăria oxoacizilor clorului scade în ordinea: $\text{HClO}_4 > \text{HClO}_3 > \text{HClO}_2 > \text{HClO}$.

În mod similar, acidul azotic, HNO_3 , este un acid mai puternic decât acidul azotos, HNO_2 .

Într-o soluție, ionii proveniți prin ionizarea apei se află în echilibru. Dacă se mărește concentrația unui ion prin adăugarea unui acid sau a unei baze, concentrația celuilalt ion va scădea, astfel încât produsul lor să rămână neschimbat, $10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$ la temperatura de 25 °C.

Într-un mediu neutru, cum ar fi apa pură, concentrațiile celor doi ioni sunt egale:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

În cazul adăugării unui acid în apă, acesta ionizează transformându-se în ioni H_3O^+ ; ca urmare, concentrația acestor ioni crește. Se formează o soluție acidă în care $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$, iar $[\text{HO}^-] < 10^{-7} \text{ M}$.

În cazul adăugării unei baze în apă, aceasta disociază transformându-se în ioni HO^- ; ca urmare, concentrația acestor ioni crește. Se formează o soluție bazică în care $[\text{HO}^-] > 10^{-7} \text{ M}$, iar $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$.

Produsul ionic al apei stabilește legătura matematică dintre aciditatea și bazicitatea oricărei soluții apoase:

- într-o soluție neutră: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ M}$;
- într-o soluție acidă: $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M} > [\text{HO}^-]$;
- într-o soluție bazică: $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M} < [\text{HO}^-]$.

Descopăr

O soluție cu $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ are caracter _____, deoarece $4,5 \cdot 10^{-4} > 10^{-7} \text{ M}$.
O soluție cu $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ M}$ va fi _____, deoarece $10^{-9} \text{ M} < 10^{-7} \text{ M}$.

REȚIN

- Acizii sunt substanțe chimice care, în soluție apoasă, cedează protoni (H^+).
- Acizii monoprotici tari sunt substanțe care cedează un singur proton per moleculă și ionizează aproape total în soluție apoasă. Exemple de acizi monoprotici tari: HCl , HI , HBr , HNO_3 , HClO_4 .
- Concentrația molară a ionului hidroniu, (H_3O^+), este egală cu concentrația molară a acidului.
- Bazele monoprotice tari sunt substanțe care disociază total în soluție apoasă, eliberând un singur ion hidroxid. Exemple de baze monoprotice tari: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH .
- Concentrația molară a ionului hidroxid, (HO^-), este egală cu concentrația bazei monoprotice tari.
- Produsul ionic al apei: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$ la temperatura de 25 °C.
- Soluțiile apoase sunt:
 - neutre, dacă $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ M}$;
 - acide, dacă $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M} > [\text{HO}^-]$;
 - bazice, dacă $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M} < [\text{HO}^-]$.

PORTOFOLIUL MEU

Realizează un studiu de caz cu tema: *Evaluarea consecințelor ecologice și economice ale utilizării necontrolate a soluțiilor acide (acid sulfuric, acid clorhidric) și bazice (hidroxid de sodiu, amoniac).*

Aplic



1. O soluție aflată la temperatura de 25°C are o concentrație de ioni hidroniu de $4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.
 - a. Precizează caracterul acido-bazic al soluției.
 - b. Calculează concentrația ionilor hidroxid în această soluție.
2. O soluție aflată la temperatura de 25°C are o concentrație de ioni de hidroxid de $5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.
 - a. Precizează caracterul acido-bazic al soluției.
 - b. Calculează concentrația ionilor hidroniu în această soluție.

9.2 Calculul pH-ului soluțiilor apoase ale acizilor tari monoprotici și ale bazelor tari monoprotice

- Cum știi cât de acidă sau cât de bazică este o soluție pe care o folosești zilnic?
- Cum se poate măsura aciditatea sau bazicitatea unei soluții?

Descopăr în laborator



I. Identificarea unor acizi și baze cu ajutorul indicatorilor acido-bazici – activitate practică de laborator în echipă

Substanțe și ustensile: soluții de hidroxid de sodiu, acid clorhidric, fenolftaleină, metiloranj, turnesol, stativ cu eprubete.

Mod de lucru:

1. În trei eprubete numerotate de la 1 la 3 introduceți soluție de HCl și în trei eprubete numerotate de la 4 la 6 introduceți soluție de NaOH.

2. În fiecare eprubetă adăugați câteva picături de indicator: fenolftaleină în eprubetele 1 și 4, metiloranj în eprubetele 2 și 5, turnesol în eprubetele 3 și 6.

Care este culoarea fiecărui indicator în mediu acid? Dar în mediu bazic?



Fig. 1. Hârtie indicatoare de pH

II. Determinarea valorii pH-ului unor soluții – activitate practică de laborator în perechi

Substanțe, produse și ustensile necesare: 5 eprubete cu apă carbogazoasă, săpun lichid, oțet, apă de gură, zeamă de lămâie, baghetă de sticlă, sticlă de ceas, hârtie de pH.

Mod de lucru: Folosiți pentru fiecare eprubetă o baghetă de sticlă curată, introduceți-o în soluția din eprubetă și apoi umeziți cu bagheta hârtia de pH așezată pe o sticlă de ceas. Observați cum se schimbă culoarea hârtiei de pH și comparați culoarea obținută cu scala de culori de pe capacul cutiei (figura 1). Notați pe caiet valoarea pH-ului asociată culorii obținute pentru fiecare produs.

Învăț



După valoarea pH-ului lor, soluțiile apoase se pot clasifica în soluții acide, bazice sau neutre.

Pentru soluții apoase diluate la 25 °C, pH-ul poate lua valori de la 0 la 14, unde pH = 0 indică un caracter acid pronunțat, iar pH = 14 indică un caracter puternic bazic. Un pH egal cu 7 corespunde mediului neutru.

În laborator, pentru identificarea caracterului acid, bazic sau neutru al unei soluții se folosesc indicatorii acido-bazici, substanțe care își schimbă culoarea în funcție de pH-ul soluției (figura 2).

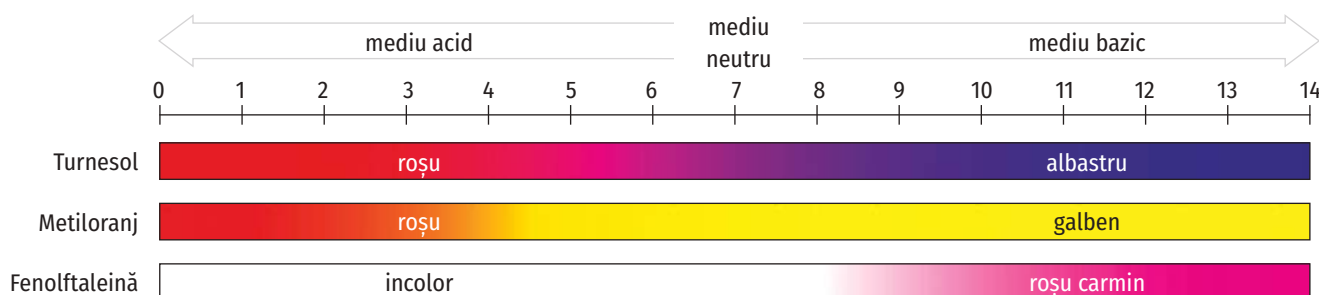


Fig. 2. Culoarele indicatorilor acido-bazici în funcție de pH-ul soluției

Schimbarea culorii indicatorului are loc treptat, într-un interval de pH denumit domeniu de viraj al indicatorului. De exemplu:

Turnesolul își schimbă culoarea în intervalul de pH cuprins între 5 și 8. În soluții cu pH < 5, turnesolul se colorează în roșu, iar la pH > 8 se colorează în albastru. În intervalul de pH cuprins între 5 și 8, turnesolul este colorat în nuanțe de violet-indigo.

Metiloranjul își schimbă culoarea în intervalul de pH cuprins între 3,2 și 4,4. În soluții cu pH < 3,2, metiloranjul se colorează în roșu, iar la pH > 4,4 se colorează în galben. Metiloranjul este portocaliu în intervalul de pH cuprins între 3,2 și 4,4.

Fenolftaleina își schimbă culoarea în intervalul de pH cuprins între 8,2 și 10. În soluții cu pH < 8,2, fenolftaleina este incoloră, iar la pH > 10 se colorează în roșu-carmin.

UNITATEA 9

O altă modalitate pentru a estima pH-ul unei soluții este utilizarea hârtiei indicatoare de pH. Aceasta este o bandă de hârtie care a fost impregnată cu soluțiile unor indicatori acido-bazici. Indicatorii sunt aleși astfel încât hârtia să capete o culoare ușor diferită pe un interval de pH mai mare. Pentru o determinare exactă a pH-ului unei soluții se utilizează pH-metrul electronic.

Descopăr

Aciditatea sau bazicitatea unei soluții apoase se caracterizează prin valorile concentrațiilor ionilor hidroniu sau hidroxid sau prin pH-ul soluției.

Analizează informațiile din tabel și completează datele care lipsesc pentru a descoperi formula de calcul a pH-ului.

Soluție	$[H_3O^+]$ mol/L	$[HO^-]$ mol/L	pH	Caracterul acido-bazic al soluției
HCl 0,1 M			1	
HBr 0,01 M			2	
NaOH 0,001 M			11	
KOH 0,01 M			12	

Învăț

Soluțiile apoase se pot clasifica după valoarea concentrației ionilor hidroniu sau hidroxid, la temperatura de 25 °C.

- O soluție este acidă dacă $[H_3O^+] > 10^{-7}$ M.
- O soluție este neutră dacă $[H_3O^+] = 10^{-7}$ M.
- O soluție este bazică dacă $[H_3O^+] < 10^{-7}$ M.

Pentru a simplifica procesul de calcul care implică concentrații de ioni de hidroniu, exprimate prin numere cu puteri negative, s-a introdus noțiunea de pH. În cazul soluțiilor în care concentrația ionilor hidroniu este o putere a lui 10, pH-ul este egal cu exponentul acestei puteri luat cu semn schimbat.

pH-ul este exponentul cu semn schimbat al numărului 10 din valoarea numerică a concentrației molare a ionului hidroniu dintr-o soluție.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Astfel, valorile concentrației ionului hidroniu se corelează cu valorile pH-ului.

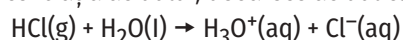
$[H_3O^+]$ mol/L	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Caracterul soluției	Soluții acide crește caracterul acid							Soluții neutre	Soluții bazice crește caracterul bazic						

O soluție este cu atât mai acidă, cu cât pH-ul acesteia este mai mic. De exemplu, într-o soluție cu pH = 1 concentrația molară a ionului hidroniu este de 10 ori mai mare decât concentrația ionului hidroniu dintr-o soluție cu pH = 2.

Acizii monoprotici tari sunt complet ionizați în apă, iar concentrația ionilor hidroniu, (H_3O^+), este egală cu concentrația acidului.

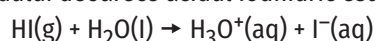
$$[H_3O^+] = c_{HA} = 10^{-pH} \text{ mol/L}$$

De exemplu, în cazul unei soluții de acid clorhidric de concentrație 0,01 M, concentrația ionului hidroniu este egală cu concentrația acidului, deoarece acidul clorhidric este un acid tare care ionizează total în soluție apoasă, conform ecuației:



$$[H_3O^+] = c_{HCl} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ M} \Rightarrow pH = 2$$

Cunoscând pH-ul unei soluții de acid tare monoprotic se poate determina concentrația molară a soluției. De exemplu, în cazul unei soluții de acid iodhidric cu pH = 5 $\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5}$ M. Concentrația ionului hidroniu este egală cu concentrația acidului deoarece acidul iodhidric este un acid tare care ionizează total în soluție apoasă, conform ecuației chimice:



$$\text{Deoarece ionizarea este completă, } [H_3O^+] = c_{HI} = 10^{-5} \text{ M.}$$

Bazele monoprotice tari sunt complet disociate în apă, ca urmare concentrația ionilor hidroxid, (HO^-), este egală cu concentrația bazei.

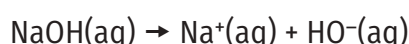
$$[\text{HO}^-] = c_B$$

La temperatura de 25 °C, produsul ionic al apei este $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$. Din valoarea produsului ionic al apei se poate determina concentrația molară a ionului hidroniu în funcție de concentrația molară a ionului hidroxid.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{HO}^-]} = 10^{-\text{pH}}$$

Cunoscând valoarea concentrației ionului hidroniu se poate calcula pH-ul.

De exemplu, în cazul unei soluții de hidroxid de sodiu de concentrație 0,01 M, concentrația ionului hidroxid este egală cu concentrația bazei, deoarece hidroxidul de sodiu este o bază tare care disociază total în soluție apoasă, conform ecuației chimice:



$$[\text{HO}^-] = c_{\text{NaOH}} \Rightarrow [\text{HO}^-] = 10^{-2} \text{ M} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{HO}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ M}$$

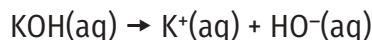
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow \text{pH} = 12$$

Cunoscând pH-ul unei soluții de bază tare monoprotică se poate determina concentrația molară a soluției. În cazul unei soluții de hidroxid de potasiu cu $\text{pH} = 10 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ M}$.

Din produsul ionic al apei se poate determina concentrația ionului hidroxid:

$$[\text{HO}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} \text{ M}$$

Concentrația ionului hidroxid este egală cu concentrația bazei deoarece hidroxidul de potasiu este o bază tare care disociază total în soluție apoasă, conform ecuației:



Deoarece ionizarea este completă, $[\text{HO}^-] = c_{\text{KOH}} = 10^{-4} \text{ M}$.

MĂ INFORMEZ



Culoarea florilor de hortensie (figura 3) variază în funcție de pH-ul solului în care cresc, după cum urmează:

- albastru în sol acid (pH 5,2–5,5);
- roz în sol neutru, slab acid sau slab alcalin (pH 6–7,5);
- violet într-un sol intermediar (pH 5,5–6).



Fig. 3. Hortensie

REȚIN

- Exponentul cu semn schimbat al numărului 10 din valoarea numerică a concentrației molare a ionului hidroniu dintr-o soluție, la temperatura de 25 °C, reprezintă pH-ul soluției.
- O soluție este acidă dacă pH-ul este < 7, bazică dacă pH-ul este > 7 și neutră dacă pH-ul = 7.
- Pentru identificarea caracterului acid, bazic sau neutru al unei soluții se folosesc indicatorii acido-bazici, hârtia indicatoare de pH sau pH-metrul electronic.

Aplic



1. Calculează pH-ul fiecăreia dintre următoarele soluții ale unor acizi tari monoprotici:

- soluție de HI de concentrație 10^{-3} M ;
- soluție care conține 3,15 g de HNO_3 în 0,5 L de soluție;
- soluție obținută prin diluarea a 50 mL de soluție de HCl de concentrație 0,2 M până la un volum de 100 mL;
- o soluție formată prin amestecarea a 20 mL de soluție de HI de concentrație 0,1 M cu 30 mL de soluție de HI de concentrație 0,1 M.

2. Calculează pH-ul fiecăreia dintre următoarele soluții de baze tari:

- soluție de LiOH de concentrație 0,1 M;
- soluție care conține 4,8 mg de LiOH în 20 mL de soluție;
- soluție de NaOH de concentrație 0,001 M;
- soluție obținută prin diluarea a 10 mL de NaOH 0,15 M la 1 L.

3. Calculează concentrația molară a soluției obținute prin amestecarea a 400 mL de soluție de HNO_3 cu pH = 3 cu 100 mL de soluție de HNO_3 cu pH = 1.

Recapitulare

Acizii sunt substanțe chimice care, în soluție apoasă, cedează protoni (H^+).

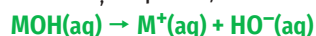
Acizii monoprotici tari cedează un singur proton per moleculă și ionizează aproape total în soluție apoasă.



În soluție, concentrația molară a ionului hidroniu, (H_3O^+), este egală cu concentrația molară a acidului monoprotic tare.

$$[H_3O^+] = c_{HA}$$

Bazele monoprotice tari sunt substanțe care disociază total în soluție apoasă, eliberând un singur ion hidroxid.



În soluție, concentrația molară a ionului hidroxid, (HO^-), este egală cu concentrația bazei monoprotice tari.

$$[HO^-] = c_{MOH}$$

Produsul ionic al apei:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [HO^-] \text{ are valoarea}$$

$$10^{-14} \text{ (mol/L)}^2 \text{ la temperatura de } 25^\circ C.$$

Soluțiile apoase sunt:

- neutre, dacă $[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7} M$;
- acide, dacă $[H_3O^+] > 10^{-7} M > [HO^-]$;
- bazice, dacă $[H_3O^+] < 10^{-7} M < [HO^-]$.

pH-ul este exponentul cu semn schimbat la care este ridicat numărul 10 din valoarea numerică a concentrației molare a ionului hidroniu dintr-o soluție.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Reacția dintre un acid și o bază cu formare de sare și apă se numește reacție de neutralizare.

Evaluare

1. Asociază cifrele corespunzătoare valorilor concentrațiilor ionilor (mol/L) din coloana A cu literele corespunzătoare mediului din coloana B și cu literele corespunzătoare valorii pH-ului din coloana C. **20 puncte (4 p. x 5)**

A	B	C
I. $[H_3O^+] = 10^{-10}$	A. Mediu acid	a. 2
II. $[HO^-] = 10^{-6}$	B. Mediu bazic	b. 6
III. $[H_3O^+] = 10^{-7}$	C. Mediu neutru	c. 7
IV. $[H_3O^+] = 10^{-2}$		d. 8
V. $[HO^-] = 10^{-8}$		e. 10

2. Pentru prepararea a 800 mL de soluție de acid iodhidric de concentrație 0,01 M se folosește o soluție de acid iodhidric de concentrație 48% și densitatea 1,5 g/cm³. **30 puncte (10 p. x 3)**

- Calculează volumul soluției de acid iodhidric de concentrație procentuală de masă 48% utilizat.
- Scrie ecuația reacției de ionizare a acidului iodhidric la dizolvarea lui în apă.
- Determină concentrația molară a ionilor H_3O^+ din soluția finală.

3. Hidroxidul de sodiu (cunoscut și sub numele de sodă caustică) este utilizat în producția de săpunuri și detergenți, producția de hârtie, textile, la tratarea apei și ca agent puternic de degresare. **40 puncte (10 p. x 4)**

- Calculează concentrația ionilor hidroxid din 400 mL de soluție care conține 12 g de hidroxid de sodiu.
- Determină pH-ul soluției de la punctul a.
- Scrie ecuația reacției chimice a hidroxidului de sodiu cu acid azotic.
- Calculează volumul de soluție de acid azotic de concentrație 0,1 M care poate neutraliza hidroxidul de sodiu din 100 mL de soluție de la punctul a.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

	5	4	3	2	1
La sfârșitul acestei unități:					
Formulez concluzii referitoare la proprietățile acizilor și bazelor monoprotice tari.					
Identific domeniile de utilizare a unor soluții în contexte cotidiene, având în vedere proprietățile acestora.					
Pot integra relațiile matematice în rezolvarea unor probleme de calcul referitoare la concentrația molară, pH-ul soluțiilor apoase de acizi și baze tari.					
Cunosc în limbaj chimic semnificația fiecărui simbol al concentrației unei soluții apoase, al produsului ionic al apei sau al pH-ului unei soluții de acid sau bază.					
Identific pericolele lucrului cu substanțe caustice și pot preveni apariția unor accidente.					

Proiect – Ploaia acidă

În echipă cu alți trei colegi, documentează-te despre substanțele poluante din ploile acide. Comparați concentrațiile acestor substanțe în apa de ploaie poluată cu nivelul maxim admis conform normelor în vigoare. Realizați un material (poster, prezentare digitală etc.) în care veți prezenta informațiile descoperite și concluziile voastre. Respectați pașii de realizare a unui proiect de la pagina 168.

10.1 Caracterizarea stării gazoase. Parametri de stare

- Ce se întâmplă când umfli un balon?
- De ce o roată de bicicletă sau de mașină trebuie umflată la o anumită presiune?
- De ce crește presiunea în interiorul unei sticle de băutură carbogazoasă lăsată la soare?
- Dacă deschidem o sticlă cu parfum într-o cameră, de ce mirosul de parfum se răspândește rapid în încăperea chiar dacă nu vedem nimic?

Învăț

Toate situațiile prezentate se referă la comportamentul gazelor. Deși nu le vedem, gazele ocupă spațiu, exercită presiune și își schimbă proprietățile în funcție de anumite condiții.

Starea unui gaz se caracterizează prin următorii parametri de stare: presiunea, volumul, temperatura și cantitatea de substanță.

Starea gazoasă este una dintre cele patru stări fundamentale ale materiei, alături de starea solidă, starea lichidă și plasma. Gazele pot fi alcătuite din atomi sau molecule.

- Sunt alcătuite din atomi gazele din grupa 18 (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).
- Sunt alcătuite din molecule diatomice unele nemetale (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2), unii oxizi (NO, CO) sau hidracizi (HCl, HF, HBr, HI).
- Sunt alcătuiți din molecule poliatomice unii oxizi (CO_2 , SO_2 , NO_2) și compuși ai hidrogenului (CH_4 , NH_3 , H_2S).

Particulele unui gaz (figura 3) se deplasează liber, deoarece distanța dintre ele este mare, iar forțele de interacțiune sunt foarte slabe. Spre deosebire de solide, particulele unui gaz nu au o poziție fixă în spațiu. Din acest motiv, structura unui gaz diferă semnificativ de cea a solidelor și lichidelor.

În solide, particulele sunt strâns legate într-un aranjament fix, iar în lichide, moleculele se pot deplasa unele pe lângă altele, însă continuă să interacționeze între ele. În schimb, particulele gazelor se mișcă dezordonat și au interacțiuni foarte reduse. Ele se ciocnesc frecvent atât între ele, cât și de pereții recipientului în care se află, iar aceste ciocniri determină proprietățile caracteristice ale gazelor.

Descopăr

Analizează situațiile prezentate în tabelul următor pentru a identifica, împreună cu colegii tăi, proprietățile gazelor.

Situația de analizat	Proprietățile identificate
Cu gazul dintr-un mic cilindru cu heliu poți umple baloane de diverse forme.	Gazele nu au volum propriu și nici formă proprie, ocupă tot spațiul pus la dispoziție și iau forma recipientului în care sunt puse.
Într-un magazin pentru produse cosmetice, vânzătoarea pulverizează un parfum al cărui miros este simțit de toți clienții din magazin.	Moleculele de parfum difuzează printre moleculele din aer cu care se amestecă în orice proporție.
O anvelopă se dezumflă, deși pare intactă. Pusă într-un vas cu apă se observă bule mici de gaz care ies din anvelopă printr-o fisură invizibilă cu ochiul liber.	Gazele pot pătrunde prin orificii foarte mici (efuziunea gazelor).
Poți împinge pistonul unei seringi cu vârful obturat.	Particulele unui gaz sunt distanțate între ele, iar spațiul mare dintre acestea face ca gazele să poată fi comprimate cu ușurință.

MĂ INFORMEZ

Deși multe gaze sunt incolore, există și gaze care au culori distincte. De exemplu, dioxidul de azot este brun-roșcat (figura 1), în timp ce clorul este galben-verzui (figura 2).



Fig. 1. Dioxid de azot



Fig. 2. Clor

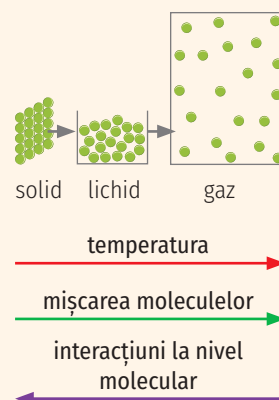


Fig. 3. Stări de agregare

ÎMI AMINTESC



Un mol de substanță conține un număr de particule egal cu numărul lui Avogadro.

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

unde:

n – numărul de moli (mol)

m – masa de substanță (g)

M – masa molară (g/mol)

Balon cu azot



Volum 22,4 L
Cantitate 1 mol
Masă 28 g

Număr de molecule de gaz $6,022 \cdot 10^{23}$

Balon cu oxigen



Volum 22,4 L
Cantitate 1 mol
Masă 32 g

Număr de molecule de gaz $6,022 \cdot 10^{23}$

Balon cu dioxid de carbon



Volum 22,4 L
Cantitate 1 mol
Masă 44 g

Număr de molecule de gaz $6,022 \cdot 10^{23}$

Fig. 4. Ilustrarea legii lui Avogadro

Învăț

Parametrii de stare ai unui gaz sunt următoarele mărimi fizice: temperatura (T), presiunea (p), volumul (V), cantitatea (n).

Temperatura este o mărime fizică ce caracterizează starea de încălzire a unui sistem.

În Sistemul Internațional de Unități, temperatura se măsoară în Kelvin. Scara Kelvin (K) este o scară de temperatură absolută, introdusă de lordul Kelvin în 1848, utilizată în știință și inginerie. Zero absolut ($0 K$) este limita inferioară a temperaturii termodinamice, corespunzătoare energiei termice minime a sistemului, neexistând valori negative. Practic, zero Kelvin e punctul în care atomii și moleculele și-ar înceta mișcarea, dar atingerea acestei stări nu a fost încă realizată.

Scara Celsius este definită în raport cu temperaturile la care apa își modifică starea de agregare. Gradul Celsius ($^{\circ}C$) a fost determinat ținând cont de temperatura de topire a gheții ($0^{\circ}C$), și de temperatura de fierbere a apei ($100^{\circ}C$).

Correspondența dintre scara Celsius și scara Kelvin se bazează pe aceeași mărime a gradului de temperatură; diferența este doar punctul de origine. Pe scara Celsius, $0^{\circ}C$ este temperatura de îngheț a apei. Pe scara Kelvin, $0 K$ reprezintă zero absolut, temperatura teoretică minimă posibilă.

Relația matematică de transformare a valorii temperaturii din scara Celsius în scara Kelvin este: **$T (K) = t (^{\circ}C) + 273$**

Scara Fahrenheit folosește următoarele repere: punctul de îngheț al apei pure (echivalentul a $0^{\circ}C$) este $32^{\circ}F$, iar punctul de fierbere al apei la presiune atmosferică normală (echivalentul a $100^{\circ}C$) este $212^{\circ}F$.

Formula de conversie din scara Celsius în scara Fahrenheit este: **$^{\circ}F = (^{\circ}C \cdot \frac{9}{5}) + 32$**

Presiunea gazelor se datorează faptului că moleculele unui gaz, fiind în mișcare continuă, lovesc pereții interiori ai recipientului în care se află și se ciocnesc elastic fără pierderi de energie. Forța rezultată împărțită la suprafața totală asupra căreia acționează reprezintă presiunea gazului.

$$p = \frac{F}{S} \quad \text{unde: } p - \text{presiunea (N/m}^2\text{)} \quad 1 \text{ N/m}^2 = 1 \text{ Pa; } F - \text{forța (N); } S - \text{suprafața (m}^2\text{)}$$

Unitatea de măsură pentru presiune în SI este pascalul (Pa), definit ca o forță de un newton exercitată pe o suprafață de un metru pătrat. În chimie folosim adesea ca unitate de măsură pentru presiune, atmosfera. Sunt folosite și alte unități de măsură între care există următoarea relație matematică: $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mm Hg}$.

Cantitatea de substanță este o mărime fizică fundamentală din Sistemul Internațional de Unități, se notează cu n și se măsoară în moli.

Cantitatea de gaz se calculează cu relația:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{unde } m = \text{masa gazului și } M \text{ este masa molară.}$$

Volumul gazelor este un parametru fundamental care descrie spațiul ocupat. Volumul unei cantități de gaz depinde de temperatura și de presiunea gazului. În SI, unitatea de măsură pentru volum este metrul cub (m^3).

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L}$$

Conform legii lui Avogadro, volume egale de gaze diferite, aflate la aceeași temperatură și aceeași presiune, conțin același număr de molecule.

Din această lege rezultă că un număr egal de molecule de gaze diferite, în aceleași condiții de temperatură și presiune, ocupă același volum (figura 4).

Volumul ocupat de un mol de gaz în condiții normale ($0^{\circ}C$ și 1 atm) este egal cu $22,4 \text{ L}$ și este numit volum molar. **$V_m^0 = 22,4 \text{ L/mol}$**

Volumul ocupat de n moli de gaz în c.n. se calculează cu relația: **$V = n \cdot V_m^0$**

Algoritmi de lucru pentru probleme cu gaze (aflate în condiții normale de presiune și temperatură)

I. Calculează volumul ocupat de 48 mol de amoniac în condiții normale de presiune și temperatură.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$n_{\text{NH}_3} = 48 \text{ mol}$ $V_{\text{NH}_3} = ? \text{ L (c.n.)}$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$n = \frac{V}{V_m^0}$ $V_m^0 = 22,4 \text{ L/mol (c.n.)}$ $V = n \cdot V_m^0$
3. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$V = 48 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 1075,2 \text{ L NH}_3$
4. Interpretează rezultatul.	48 moli de amoniac ocupă un volum de 1075,2 L în condiții normale de presiune și temperatură.

II. Calculează volumul (c.n.) ocupat de 6,8 g de amoniac.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$m_{\text{NH}_3} = 6,8 \text{ g}$ $V_{\text{NH}_3} = ? \text{ L (c.n.)}$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$n = \frac{V}{V_m^0} = \frac{m}{M}$ $V = \frac{m \cdot V_m^0}{M}$
3. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$M_{\text{NH}_3} = A_N + 3A_H = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$ $V_{\text{NH}_3} = \frac{6,8 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ L/mol}}{17 \text{ g/mol}} = 8,96 \text{ L}$
4. Interpretează rezultatul.	6,8 g de amoniac ocupă un volum (c.n.) de 8,96 L.

III. Calculează volumul ocupat în condiții normale de $1,8066 \cdot 10^{23}$ molecule de amoniac.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$N_{\text{NH}_3} = 1,8066 \cdot 10^{23} \text{ molecule}$ $V_{\text{NH}_3} = ? \text{ L}$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ $n = \frac{V}{V_m^0} = \frac{N}{N_A}$ $V = \frac{N \cdot V_m^0}{N_A}$
3. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$V_{\text{NH}_3} = \frac{1,8066 \cdot 10^{23} \cdot 22,4 \text{ L/mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 6,72 \text{ L}$
4. Interpretează rezultatul.	$1,8066 \cdot 10^{23}$ molecule de amoniac ocupă un volum de 6,72 L (c.n.).

REȚIN

- Proprietățile gazelor: nu au volum propriu, nu au formă proprie, difuzează ușor, pot pătrunde prin orificii mici (efuziunea gazelor), se amestecă în orice proporție, sunt ușor comprimabile.
- Parametrii de stare care caracterizează gazele sunt: temperatura, volumul, presiunea și cantitatea.
- În condiții normale (c.n.) de temperatură și presiune, volumul oricărui mol de gaz este: $V_m^0 = 22,4 \text{ L/mol}$.
- Volumul pentru n moli de gaz (c.n.) se calculează cu formula: $V = n \cdot V_m^0$.

Aplic



- Calculează volumul ocupat în condiții normale de:
 - 88 g de CO_2 ;
 - $1,2044 \cdot 10^{24}$ molecule de O_2 ;
 - 50 mol de SO_2 ;
 - 2 kmol Cl_2 .
- Calculează masa a:
 - 44,8 m³ de HCl (c.n.);
 - $9,033 \cdot 10^{24}$ molecule de NO_2 ;
 - 10 mol de CO_2 ;
 - 56 L CH_4 (c.n.).
- La temperaturi de peste 300 °C, azotatul de amoniu se descompune în azot, oxigen și apă.
 Calculează volumul de gaze (c.n.) format prin descompunerea a 160 kg de azotat de amoniu.

10.2 Ecuația de stare a gazului ideal

- De ce iarna presiunea din roțile mașinilor scade?
- Cum calculează inginerii cantitatea de oxigen dintr-un rezervor pentru scafandri (figura 1)?
- Cum se stabilește presiunea gazului dintr-o butelie folosită la sudură?
- Cum pot cercetătorii să determine cât gaz există într-un recipient fără să îl deschidă?
- Se pot influența reciproc parametrii ce caracterizează starea unui gaz?



Fig. 1. Echipament de scafandru

Învăț

Gazul ideal are următoarele caracteristici:

- Moleculele sunt considerate puncte materiale, având volum propriu neglijabil în comparație cu volumul recipientului.
- Moleculele se află într-o mișcare continuă, dezordonată, deplasându-se în toate direcțiile.
- Nu există forțe de atracție sau respingere între molecule, cu excepția interacțiunilor elastice de foarte scurtă durată în timpul ciocnirilor.
- Ciocnirile dintre molecule și cu pereții recipientului sunt perfect elastice, energia totală rămânând constantă.
- Energia cinetică a moleculelor depinde numai de temperatură.

Deși niciun gaz nu are aceste proprietăți, comportamentul gazelor reale este descris destul de îndeaproape de legea gazelor ideale la temperaturi suficient de ridicate și presiuni scăzute.

Ecuația de stare a gazului ideal reprezintă relația dintre presiunea p , volumul V și temperatura T a unui gaz în limita presiunilor joase și a temperaturilor ridicate, astfel încât moleculele gazului se mișcă aproape independent una de cealaltă. Ecuația de stare a gazului ideal este:

$$pV = nRT$$

unde n – cantitatea de gaz; R este constanta universală a gazelor.

Constanta universală a gazelor are valori diferite în funcție de unitățile de măsură folosite pentru parametrii de stare.

Astfel: $R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

unde: presiunea se măsoară în N/m^2 ; volumul este exprimat în m^3 ; temperatura este exprimată în K ; cantitatea de gaz este exprimată în mol .

$$R = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

unde: presiunea se exprimă în atm ; volumul este exprimat în L ; temperatura este exprimată în K ; cantitatea de gaz este exprimată în mol .

Algoritmi de lucru pentru probleme cu ecuația de stare a gazului ideal

1. Într-un recipient cu volumul de 400 dm^3 se află amoniac la temperatura de 27°C și presiunea de 3 atm . Calculează cantitatea de amoniac din recipient.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$V_{\text{NH}_3} = 400 \text{ dm}^3 = 400 \text{ L}$ $p = 3 \text{ atm}$ $t = 27^\circ \text{C}$ $n_{\text{NH}_3} = ? \text{ mol}$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$pV = nRT$ $T = t + 273$ $n = \frac{p \cdot V}{RT}$
3. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$ $n = \frac{3 \text{ atm} \cdot 400 \text{ L}}{0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 300 \text{ K}} = 48,78 \text{ mol}$
4. Interpretează rezultatul.	400 dm^3 de amoniac în condițiile date conțin 48,78 moli.

II. Reacționează 130 g de zinc cu o soluție de acid clorhidric, aflat în exces. Calculează volumul de hidrogen măsurat la presiunea de 1 atm și temperatura de 27 °C obținut.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$t = 27\text{ }^{\circ}\text{C}$ $p = 1\text{ atm}$ $m_{\text{Zn}} = 130\text{ g}$ $V_{\text{H}_2} = ?\text{ L}$
2. Scrie ecuația reacției chimice care are loc.	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
3. Stabilește proporția între cantitățile de substanțe precizate în enunț pe baza ecuației chimice.	$\frac{65\text{ g Zn}}{130\text{ g Zn}} = \frac{1\text{ mol H}_2}{x\text{ mol H}_2}$ $x = 2\text{ mol H}_2$
4. Scrie formulele de calcul necesare.	$pV = nRT$ $T = t + 273$ $V = \frac{nRT}{p}$
5. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$T = 27 + 273 = 300\text{ K}$ $V_{\text{H}_2} = \frac{2\text{ mol} \cdot 0,082\text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 300\text{ K}}{1\text{ atm}} = 49,2\text{ L}$
6. Interpretează rezultatul.	Din reacția a 130 g de zinc cu o soluție de acid clorhidric rezultă 49,2 L H_2 .

III. Reacționează 130 g de zinc cu o soluție de acid clorhidric. Gazul rezultat este folosit pentru a umple un recipient cu volumul de 10 L la temperatura de 27 °C. Calculează presiunea gazului din recipient.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$t = 27\text{ }^{\circ}\text{C}$ $m_{\text{Zn}} = 130\text{ g}$ $V = 10\text{ L}$ $p = ?\text{ atm}$
2. Scrie ecuația reacției chimice care are loc.	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
3. Stabilește proporția între cantitățile de substanțe precizate în enunț pe baza ecuației chimice.	$\frac{65\text{ g Zn}}{130\text{ g Zn}} = \frac{1\text{ mol H}_2}{x\text{ mol H}_2}$ $x = 2\text{ mol H}_2$
4. Scrie formulele de calcul necesare.	$pV = nRT$ $T = t + 273$ $p = \frac{nRT}{V}$
5. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$T = 27 + 273 = 300\text{ K}$ $p_{\text{H}_2} = \frac{2\text{ mol} \cdot 0,082\text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 300\text{ K}}{10\text{ L}} = 4,92\text{ atm}$
6. Interpretează rezultatul.	Hidrogenul rezultat din reacția a 130 g de zinc cu o soluție de acid clorhidric generează o presiune de 4,92 atm în recipient.

IV. Într-un cilindru cu volumul de 50 L se află un gaz cu masa de 721,5 g, la temperatura de 27 °C și presiunea de 5 atm. Calculează masa molară și identifică gazul, știind că are molecule diatomice.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$t = 27\text{ }^{\circ}\text{C}$ $p = 5\text{ atm}$ $V = 50\text{ L}$ $m = 721,5\text{ g}$ $M = ?\text{ g/mol}$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$pV = nRT$ $T = t + 273$ $n = \frac{m}{M}$ $n = \frac{pV}{RT}$ $\frac{m}{M} = \frac{pV}{RT}$
3. Înlocuiește datele cunoscute în ecuațiile matematice și calculează mărimile necunoscute.	$T = 27 + 273 = 300\text{ K}$ $\frac{721,5\text{ g}}{M} = \frac{5\text{ atm} \cdot 50\text{ L}}{0,082\text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 300\text{ K}}$ $M = 71\text{ g/mol}$
4. Interpretează rezultatul.	Gazul cu molecula diatomică și masa molară 71 g/mol este Cl_2 .

MĂ INFORMEZ



- Sistemul respirator menține concentrația adecvată de oxigen în sânge când presiunea parțială a oxigenului este de 0,21 atm, valoarea sa normală la nivelul mării. În apă, presiunea crește cu 1 atm la fiecare 10,3 m adâncime; astfel, un scafandru aflat la 10,3 m experimentează o presiune totală de 2 atm care apasă pe corp. Pentru a preveni colapsul plămânilor, aerul respirat de un scafandru va avea aproximativ aceeași presiune. Astfel, pentru scufundări se folosește un amestec de gaze cu un conținut de oxigen mai mic decât cel din aer. Pentru că excesul de azot poate provoca narcoză cu azot, în amestecurile de gaze pentru scufundări, azotul se înlocuiește parțial sau total cu heliu.
- Prepararea floricelelor de porumb este posibilă datorită proprietăților gazelor. La încălzirea boabelor de porumb, lichidul din interiorul lor trece în stare gazoasă și își mărește volumul, iar presiunea crește, provocând expandarea boabelor.

PORTOFOLIUL MEU

Elaborează un material vizual (schemă, poster sau prezentare), care să ilustreze relațiile dintre parametrii de stare ai gazelor folosind notațiile specifice. Prezintă colegilor tăi materialul realizat și păstrează-l în portofoliul tău.

Descopăr



De ce pare că anvelopele sunt mai umflate ziua, când soarele dogorește și pare că sunt dezumflate noaptea când este răcoare (figura 2), deși cantitatea de aer din anvelopă rămâne aceeași? Crezi că poți identifica o influență a parametrilor de stare cum ar fi temperatura și volumul asupra presiunii unui gaz?

O explicație ar putea fi creșterea temperaturii aerului. Cum anvelopele par mai dure la pipăit, putem concluziona că presiunea aerului din anvelopă crește odată cu creșterea temperaturii aerului din interiorul acesteia. Volumul anvelopei rămâne relativ constant, dar presiunea gazului se modifică.

Parametrii de stare ai unui gaz nu sunt independenți. Modificarea unui parametru de stare determină schimbarea celorlalți parametri.

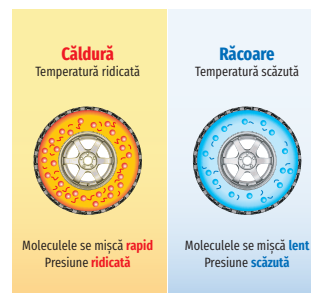


Fig. 2. Secțiune în anvelope la temperaturi diferite

REȚIN

- Ecuația de stare a gazului ideal reprezintă relația dintre presiunea p , volumul V și temperatura T a unui gaz în limita presiunilor joase și a temperaturilor ridicate, astfel încât moleculele gazului se mișcă aproape independent una de cealaltă.
- Ecuația de stare a gazului ideal $pV = nRT$ pune în evidență interdependența parametrilor de stare. Modificarea unuia dintre parametrii de stare atrage după sine și modificarea celorlalți parametri de stare.

Aplic



1. **Calculează masa pentru:**
 - a. 560 L de SO_2 (c.n.);
 - b. $3,011 \cdot 10^{24}$ molecule de CO_2 ;
 - c. 250 dm³ O_2 , măsurat la 127 °C și 2 atm.
2. **O probă dintr-un gaz X ocupă un volum de 44,8 L în condiții normale și cântărește 142 g.**
 - a. Calculează masa molară a gazului X.
 - b. Identifică formula moleculară a gazului știind că are molecula diatomică.
 - c. Calculează volumul gazului X la presiunea de 5 atm și 127 °C.
3. **Într-un balon meteorologic se află 200 g de heliu la presiunea de 0,99 atm și temperatura de 24 °C.**
 - a. Calculează volumul balonului în aceste condiții.
 - b. La altitudinea de 3000 m, presiunea scade la 0,67 atm, iar temperatura devine -5 °C. Calculează volumul balonului în aceste condiții.
 - c. Calculează masa de hidrogen care ocupă același volum la altitudinea de 3000 m.
4. **Praful de copt, care conține în principal bicarbonat de amoniu, se folosește la prepararea prăjiturilor deoarece la temperatura din cuptor se descompune și face ca aluatul să crească.**
 - a. Scrie ecuația reacției chimice de descompunere a bicarbonatului de amoniu, știind că se formează amoniac, dioxid de carbon și apă.
 - b. Calculează volumul de gaze obținut prin descompunerea a 158 g de bicarbonat de amoniu (NH_4HCO_3) la 150 °C și presiune atmosferică.



Fig. 4. John Dalton, fizician și chimist englez (1766-1844)

John Dalton (figura 4) este considerat părintele legii presiunilor parțiale ale gazelor, enunțată în anul 1801. În anul 1805 a publicat primul tabel cu masele atomice, iar în 1808 a publicat o lucrare completă asupra teoriei atomice și a legilor proporțiilor simple și multiple. A făcut prima descriere a bolii de care suferea, daltonismul.

Este considerat și părintele teoriei atomiste moderne (1808). El a reluat teoria filozofilor greci antici și a afirmat că toate corpurile sunt alcătuite din particule numite atomi, pe care i-a imaginat ca sfere de mase și dimensiuni diferite.

10.3 Legea presiunilor parțiale

Aerul pe care îl respirăm (figura 1) este un amestec de gaze format în principal din oxigen și azot. Pentru scufundările la mare adâncime (figura 2) se folosește un amestec de oxigen, heliu și azot. Gazul anestezic (figura 3), cum ar fi protoxidul de azot (gaz ilariant, N_2O) este folosit pentru analgezie ușoară și sedare conștientă, fiind adesea combinat cu 30-70% oxigen pentru a evita hipoxia (scăderea cantității de oxigen în țesuturi).

- Ce se întâmplă când două sau mai multe gaze sunt amestecate?
- Cum sunt influențați parametrii de stare de existență unui amestec de gaze într-un recipient?



Fig. 1. Aerul atmosferic



Fig. 2. Scufundare la mare adâncime



Fig. 3. Gazul anestezic

Învăț

În cazul în care două sau mai multe gaze sunt amestecate, fiecare gaz component contribuie la presiunea totală a amestecului.

În modelul gazului ideal se consideră că toate gazele se comportă identic și comportamentul lor este independent de forțele de atracție și respingere dintre moleculele de gaz. Ecuația gazelor ideale arată că presiunea unei probe de gaz este direct proporțională cu numărul de moli de gaz:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Niciun parametru de stare din ecuația de stare a gazului ideal nu depinde de natura gazului.

Considerăm un vas de volum (V) și temperatură constantă (T), care conține două gaze diferite, A și B, care nu reacționează între ele. Fiecare gaz din amestec se comportă ca și cum ar fi singur în recipient, exercită o presiune proprie (presiune parțială). În condiții ideale, un gaz nu este influențat de prezența celorlalte gaze.

Pentru fiecare gaz, se aplică legea gazelor ideale:

$$\text{pentru gazul A: } p_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T$$

$$\text{pentru gazul B: } p_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T$$

$$\text{Pentru amestec: } P_{\text{total}} \cdot V = (n_A + n_B) \cdot R \cdot T$$

$$\text{Rezultă: } P_{\text{total}} = p_A + p_B$$

Această relație poate fi extinsă pentru orice număr de gaze.

Conform Legii lui Dalton, presiunea totală a unui amestec de gaze ideale, care nu reacționează între ele, este egală cu suma presiunilor parțiale ale gazelor componente.

$$P = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

unde: P este presiunea totală a amestecului de gaze;

$p_1, p_2, \dots, p_n$ reprezintă presiunile parțiale ale gazelor care compun amestecul.

Presiunea parțială a unui gaz i , p_i , este presiunea pe care ar exercita-o gazul dacă ar ocupa singur întregul volum la aceeași temperatură.

MĂ INFORMEZ



Boala de decompresie

(DCS) este un efect al creșterii presiunii aerului inhalat de scafandri când înoată la adâncimi considerabile. Pe lângă presiunea exercitată de atmosferă, scafandrii sunt supuși unei presiuni suplimentare din cauza apei de deasupra lor, cu o creștere de aproximativ 1 atm pentru fiecare 10 m adâncime. Prin urmare, aerul inhalat de un scafandru în timpul scufundării conține gaze la presiunea ambientală corespunzătoare mai mare, iar concentrațiile gazelor dizolvate în sângele scafandruului sunt proporțional mai mari. Pe măsură ce scafandru urcă la suprafața apei, presiunea ambiantă scade, iar gazele dizolvate devin mai puțin solubile. Dacă ascensiunea este prea rapidă, gazele din sângele scafandruului pot forma bule care pot declanșa erupții cutanate, dureri articulare, paralizie și moarte. Pentru a evita DCS, scafandrii trebuie să urce de la adâncimi la viteze relativ mici (10 sau 20 m/min.) sau să facă pauze de câteva minute la anumite adâncimi în timpul ascensiunii. Dacă aceste măsuri preventive nu au succes, se realizează terapie cu oxigen hiperbar (cu o presiune crescută față de cea atmosferică) în camere de decompresie (figura 5).



Fig. 5. Cameră de decompresie

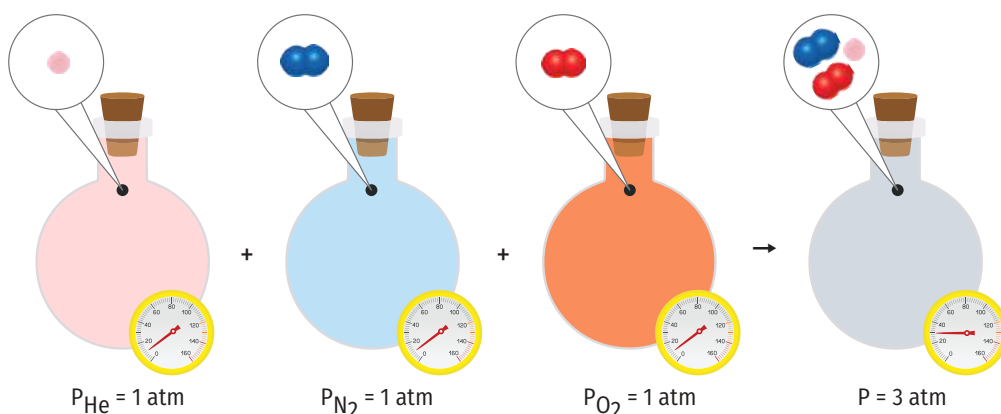


Fig. 6. Ilustrarea legii lui Dalton

De exemplu, presiunea unui amestec format din câte un mol de heliu, azot și oxigen se calculează ca sumă a presiunilor parțiale ale gazelor componente (figura 6).

În aerul atmosferic, azotul (~78%) exercită cea mai mare presiune parțială, oxigenul (~21%) contribuie cu o presiune mai mică, iar celelalte gaze au contribuții reduse. Presiunea totală a aerului este suma presiunilor parțiale ale gazelor componente.

Legea lui Dalton permite înțelegerea comportamentului aerului și al altor sisteme gazoase, calculul presiunilor în amestecuri de gaze, aplicarea în domenii precum medicina (respirație) și industria chimică (gaze industriale).

Exerciții rezolvate

- I. Într-un recipient cu volumul de 20 L se află un amestec format din 10 moli de azot și 15 moli de heliu la temperatura de 37 °C.

Calculează presiunile parțiale pentru cele două gaze și raportul dintre ele.

Etape de lucru	Rezolvare
1. Identifică datele problemei și cerința.	$V = 20 \text{ L}$ $t = 37 \text{ °C}$ $n_{\text{N}_2} = 10 \text{ mol}$ $n_{\text{He}} = 15 \text{ mol}$ $p_{\text{N}_2} = ? \text{ atm}$ $p_{\text{He}} = ? \text{ atm}$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	$pV = nRT$ $p_{\text{N}_2}V = n_{\text{N}_2}RT$ $p_{\text{He}}V = n_{\text{He}}RT$ $T = t + 273$
3. Înlocuiește datele cunoscute și calculează mărimile necunoscute.	$T = 37 + 273 = 310 \text{ K}$ $p_{\text{N}_2} = \frac{10 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 310 \text{ K}}{20 \text{ L}} = 12,71 \text{ atm}$ $p_{\text{He}} = \frac{15 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 310 \text{ K}}{20 \text{ L}} = 19,065 \text{ atm}$ $\frac{p_{\text{He}}}{p_{\text{N}_2}} = \frac{19,065 \text{ atm}}{12,71 \text{ atm}} = 1,5 \quad \text{sau} \quad \frac{p_{\text{He}}}{p_{\text{N}_2}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{N}_2}} = \frac{15 \text{ mol}}{10 \text{ mol}} = 1,5$
4. Interpretează rezultatul.	Presiunile parțiale sunt direct proporționale cu numărul de moli.

- II. Într-un recipient cu volumul de 20 L se află un amestec de gaze format din 10 moli de azot și 15 moli de heliu la temperatura de 37 °C. Calculează presiunea totală a amestecului de gaze din recipient.

Etape de lucru	Rezolvare		
1. Identifică datele problemei și cerința.	$V = 20 \text{ L}$ $t = 37 \text{ }^{\circ}\text{C}$	$n_{\text{N}_2} = 10 \text{ mol}$ $n_{\text{He}} = 15 \text{ mol}$	$P = ? \text{ atm}$
2. Scrie formulele de calcul necesare.	Metoda 1 $pV = nRT$ $n = n_{\text{N}_2} + n_{\text{He}}$	Metoda 2 $p_{\text{N}_2}V = n_{\text{N}_2}RT$ $p_{\text{He}}V = n_{\text{He}}RT$ $P = p_{\text{N}_2} + p_{\text{He}}$	
3. Înlocuiește datele cunoscute și calculează mărimile necunoscute.	Metoda 1 $n = 10 \text{ mol} + 15 \text{ mol} = 25 \text{ mol}$ $P = \frac{25 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 310 \text{ K}}{20 \text{ L}}$ $P = 31,775 \text{ atm}$	Metoda 2 $p_{\text{N}_2} = 12,71 \text{ atm}$ $p_{\text{He}} = 19,06 \text{ atm}$ $P = 12,71 \text{ atm} + 19,065 \text{ atm}$ $P = 31,775 \text{ atm}$	
4. Interpretează rezultatul.	Presiunea totală a amestecului este suma presiunilor parțiale ale gazelor componente.		

REȚIN

- În modelul gazului ideal, la aceeași temperatură și în același volum, presiunea depinde doar de numărul total de particule de gaz prezente în recipient și nu depinde de natura gazului.
- Suma presiunilor parțiale este egală cu presiunea totală a unui amestec de gaze.

Aplic

- Suprafața planetei Venus din Sistemul nostru solar este caracterizată de temperatura de 560 °C și presiunea de 90 atm. Atmosfera planetei este formată din aproximativ 96% CO₂, 3% N₂ și 1% alte gaze, în procentaje molare. Calculează presiunile parțiale ale CO₂ și N₂.
- Într-un recipient închis se află un amestec format din 4 moli de hidrogen, 8 moli de oxigen, 12 moli de heliu și 6 moli de azot.
 - Calculează cantitatea totală de gaze.
 - Calculează masa amestecului gazos.
 - Calculează presiunea exercitată de fiecare gaz asupra recipientului, știind că recipientul are volumul de 3 L și se află la o temperatură de 27 °C.
 - Calculează presiunea totală a amestecului de gaze.
- Într-un cilindru metalic cu volumul de 10 L se introduc 56 L heliu (c.n.) și 14 L oxigen gazos (c.n.).
 - Calculează presiunile parțiale ale gazelor din cilindru la temperatura de 17 °C.
 - Calculează presiunea totală a amestecului de gaze.
- O butelie pentru scufundări la adâncime mare cu volumul de 7 L conține azot la temperatura de 25 °C și 150 atm.
 - Calculează cantitatea de oxigen adăugată în butelie dacă presiunea totală este 200 atm.
 - Calculează presiunile parțiale ale gazelor din butelie după adăugarea oxigenului.
 - Dacă masa buteliei de gaz este 2,5 kg, calculează cât cântărește o butelie plină cu azot.

STUDIU DE CAZ

Efectele variației presiunii asupra volumului aerului din plămâni unui scafandru.

Se recomandă o abordare interdisciplinară: chimie, fizică, biologie și o documentare din diferite surse. După ce studiul de caz a fost finalizat veți prezenta în fața clasei informațiile și concluziile sub formă de poster sau prezentare digitală (PowerPoint, Prezi etc.). Prezentarea va dura 8-10 minute.

MĂ INFORMEZ

Utilizări ale unor amestecuri gazoase

- amestecul de argon și dioxid de carbon este utilizat pentru sudura metalelor;
- amestecul de azot și hidrogen este utilizat în tratarea termică a metalelor și în fabricarea semiconductorilor;
- amestecul de azot și dioxid de carbon este utilizat în ambalarea alimentelor și în sistemele de bere draft;
- amestecul de heliu și oxigen este utilizat în scufundări la mare adâncime;
- amestecul de protoxid de azot și oxigen este utilizat ca anestezic ușor.

ÎMI AMINTESC



Aerul este un amestec omogen de mai multe gaze. Pentru a exprima compoziția aerului se folosește concentrația procentuală de volum (figura 1) calculată astfel:

$$c\% = \frac{V}{V_{\text{aer}}} \cdot 100$$

unde: V reprezintă volumul de gaz;

V_{aer} reprezintă volumul de aer (soluție gazoasă).

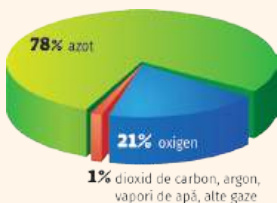


Fig. 1. Compoziția aerului

Poluarea aerului în România reprezintă o problemă majoră de sănătate publică.

Principalele cauze ale poluării artificiale a atmosferei sunt:

- traficul rutier generează emisii ridicate de particule în suspensie și dioxid de azot;
- încălzirea rezidențială care utilizează lemn și alți combustibili solizi în sobe ineficiente, cu precădere în zonele periurbane și rurale.
- gazele poluante emise de platformele industriale;
- arderile necontrolate de deșeuri (cauciucuri, plastic).

10.4 Frație molară. Masă molară medie

În urma arderii benzinei într-un motor cu combustie internă rezultă un amestec de gaze format din produșii principali ai arderii și produși secundari, rezultați din arderea incompletă sau din reacțiile la temperaturi înalte. Gazele de eșapament (figura 2) conțin dioxid de carbon (CO_2), rezultat din arderea hidrocarburilor din benzină, vapori de apă (H_2O) rezultați din ardere, azot (N_2) din aerul introdus. În condiții reale de funcționare a unui motor pe benzină, apar și produși secundari: monoxid de carbon (CO); particule de carbon rezultate din arderea incompletă a benzinei; oxizi de azot; hidrocarburi nearse.



Fig. 2. Gaze de eșapament

Cum se exprimă cantitativ compoziția amestecurilor de gaze?

Învăț

Compoziția unui amestec de gaze se poate exprima cu ajutorul fracțiilor molare.

Fracția molară a unui component dintr-un amestec gazos este raportul dintre numărul de moli al celui component și numărul total de moli de gaz din amestec. Fracția molară este o mărime adimensională.

Pentru un amestec format din k gaze aflate în cantitățile $n_1, n_2, \dots, n_k$, fracțiile molare ale gazelor componente se calculează:

$$x_1 = \frac{n_1}{n} ; x_2 = \frac{n_2}{n} ; \dots ; x_k = \frac{n_k}{n}$$

unde n reprezintă cantitatea totală de gaz, $n = n_1 + n_2 + \dots + n_k$.

Suma fracțiilor molare ale tuturor gazelor din amestec:

$$x_1 + x_2 + \dots + x_k = \frac{n_1}{n} + \frac{n_2}{n} + \dots + \frac{n_k}{n} = \frac{n_1 + n_2 + \dots + n_k}{n} = \frac{n}{n} = 1$$

Pentru un amestec de gaze, suma fracțiilor molare ale tuturor gazelor este egală cu 1.

$$x_1 + x_2 + \dots + x_k = 1$$

Fracțiile molare se pot utiliza pentru exprimarea presiunilor parțiale ale gazelor care compun un amestec de gaze. Aplicând ecuația de stare a gazului ideal pentru un component al amestecului de gaze și pentru întregul amestec care ocupă același volum V , la temperatura T , se obține:

$$p_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Raportul dintre cele două ecuații este:

$$\frac{p_i V}{P V} = \frac{n_i R T}{n R T} \Rightarrow \frac{p_i}{P} = \frac{n_i}{n} \Rightarrow p_i = x_i \cdot P$$

Astfel, presiunea parțială a unui gaz dintr-un amestec de gaze poate fi calculată:

$$p_i = x_i \cdot P$$

MĂ INFORMEZ



Mofetele sunt gaze rezultate din emanațiile postvulcanice (figura 3) existente și în România la Covasna, Băile Tușnad, Borsec, Buziaș, Balványos, Harghita Băi, Sângeorș Băi, Slănic Moldova, Vatra Dornei.

Gazul emanat conține dioxid de carbon, amoniac, hidrogen sulfurat, precum și gaze rare ca heliu și radon în cantitate mică.

Amestecul gazos favorizează distribuția uniformă a moleculelor de dioxid de carbon, crescând puterea de pătrundere a acestuia în tegumente. Dioxidul de carbon este utilizat în scop terapeutic.

Fiind mai greu decât aerul, dioxidul de carbon formează o pătură în partea de jos a mofetei, pătrunde prin piele la vasele de sânge din zona membrelor inferioare și poate fi utilizat în proceduri balneare, în condiții controlate și sub supraveghere medicală. Îmbunătățește circulația sanguină prin vasodilatația periferică și sistemică.



Fig. 3. Mofetă

Presiunea parțială a unui gaz dintr-un amestec este egală cu produsul dintre presiunea totală și fracția molară a gazului respectiv.

Această concluzie este un rezultat direct al legii gazelor ideale, care presupune că toate particulele de gaz se comportă ideal. În consecință, presiunea unui gaz dintr-un amestec depinde doar de ponderea particulelor de acel tip din amestec, și nu de proprietățile fizice sau chimice specifice.

De exemplu, atmosfera Pământului conține aproximativ 78% N_2 , 21% O_2 și 0,934% Ar, 0,043% CO_2 , în procentaje molare, și alte gaze. Frațiile molare ale gazelor se calculează:

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n} = \frac{78}{100} = 0,78$$

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n} = \frac{21}{100} = 0,21$$

$$x_{Ar} = \frac{n_{Ar}}{n} = \frac{0,934}{100} = 0,00934$$

$$x_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n} = \frac{0,043}{100} = 0,00043$$

Presupunând o presiune atmosferică de 1 atm, presiunile parțiale ale principalelor gaze sunt: 0,78 atm pentru N_2 ; 0,21 atm pentru O_2 ; 0,00934 atm pentru Ar; 0,00043 atm pentru CO_2 .

Descopăr

Cunoscând compoziția aerului expirat, calculează presiunile parțiale ale gazelor, presupunând o presiune atmosferică de 1 atm.

Amestecul de gaze expirat conține aproximativ 75% N_2 , 16% O_2 și 0,934% Ar, 3% CO_2 , vapori de apă 5% și alte gaze, în procentaje molare. Frațiile molare ale gazelor au valorile:

$$x_{N_2} = \text{---}; \quad x_{O_2} = \text{---}; \quad x_{Ar} = \text{---}; \quad x_{CO_2} = \text{---}.$$

Presiunea parțială a fiecărui gaz din amestec se calculează ca --- între presiunea totală și --- a gazului respectiv.

$$p_{N_2} = \text{---}; \quad p_{O_2} = \text{---}; \quad p_{Ar} = \text{---}; \quad p_{CO_2} = \text{---}.$$

Comparând compoziția aerului atmosferic inspirat cu rezultatele obținute pentru amestecul de gaze expirat, observăm o creștere semnificativă a fracției molare și a presiunii parțiale a --- în timp ce pentru --- fracția molară și presiunea parțială scad.

Învăț

Masa molară medie, $\bar{M}$, a unui amestec de gaze este media ponderată a maselor molare ale gazelor care compun amestecul. Ponderile folosite în calcul sunt fracțiile molare sau procentajele molare ale gazelor din amestec.

Masa molară medie a unui amestec de gaze se poate calcula utilizând fracțiile molare ale gazelor:

$$\bar{M} = x_1 \cdot M_1 + x_2 \cdot M_2 + \dots + x_k \cdot M_k$$

sau se poate calcula utilizând compoziția procentuală molară sau volumetrică a amestecului de gaze:

$$\bar{M} = \frac{a_1}{100} \cdot M_1 + \frac{a_2}{100} \cdot M_2 + \dots + \frac{a_k}{100} \cdot M_k$$

unde $a_1, a_2, \dots, a_k$ sunt procentajele molare sau volumetrice ale gazelor 1, 2, ..., k din amestec.

MĂ INFORMEZ

Gazul ilariant, denumit protoxid de azot (N_2O), este un gaz incolor, cu miros ușor dulceag, utilizat în principal pentru efectele sale anestezice și euforice.

Gazul anestezic conține 50% protoxid de azot și 50% oxigen. Acest amestec are aplicații în:

- stomatologie pentru inhalosedare, ajutând pacienții (inclusiv copiii) să se relaxeze și să nu simtă durere sau anxietate în timpul intervențiilor;
- obstetrică pentru calmarea durerilor din timpul travaliului;
- industria alimentară ca agent propulsor pentru sprayurile de frișcă (figura 4).

Deși este considerat sigur sub supraveghere medicală, utilizarea necontrolată a gazului ilariant prezintă pericole serioase. Inhalarea repetată poate inactiva vitamina B_{12} din organism, ducând la probleme neurologice precum: neuropatii, amorteală sau chiar paralizie. Pe termen scurt poate cauza amețeli, greață, confuzie, halucinații sau pierderea echilibrului. Inhalarea gazului pur (fără oxigen suficient) poate duce la privarea creierului de oxigen, provocând leziuni cerebrale.



Fig. 4. Sprayul de frișcă

De exemplu, considerând fracțiile molare pentru gazele majoritare: 0,78 pentru N_2 și 0,21 pentru O_2 , 0,00934 pentru Ar și 0,00043 pentru CO_2 , masa molară medie a aerului se calculează:

$$\bar{M}_{\text{aer}} = 0,78 \cdot 28 + 0,21 \cdot 32 + 0,00934 \cdot 40 + 0,00043 \cdot 44 = 28,96 \text{ g/mol}$$

Cunoașterea masei molare medii a aerului are numeroase aplicații practice:

- în meteorologie, aceasta contribuie la analiza condițiilor de mediu (presiune, umiditate și temperatură), fiind importantă pentru realizarea prognozelor meteorologice;
- în industria aeronautică, este utilizată pentru determinarea eficienței consumului de combustibil și a forței de portanță necesare în diferite perioade ale anului, asigurând desfășurarea eficientă a operațiunilor;
- în domeniul protecției mediului, ajută la identificarea particulelor de carbon și a altor gaze poluante din atmosferă, facilitând adoptarea măsurilor de reducere a poluării aerului.

REȚIN

- Fracția molară a unui component dintr-un amestec este raportul dintre numărul de moli din substanța respectivă și numărul total de moli al amestecului gazos.
- Într-un amestec de gaze, presiunea parțială a fiecărui gaz este produsul dintre presiunea totală și fracția molară a gazului respectiv.
- Masa molară medie a unui amestec de gaze, notată $\bar{M}$, se calculează ca medie ponderată a maselor molare ale gazelor componente.
- Masa molară medie a aerului are valoarea $\bar{M}_{\text{aer}} = 28,96 \text{ g/mol}$.

Aplic

- Atmosfera pe Marte este rarefiată și are o presiune de 0,007 atm. Compoziția procentuală molară a atmosferei planetei Marte este: 95% dioxid de carbon, 3% azot, 1,6% argon, urme de oxigen, vapori de apă și metan.**
 - Calculează fracțiile molare pentru principalele gaze din atmosfera planetei Marte.
 - Calculează presiunile parțiale ale dioxidului de carbon, azotului și argonului.
- Nitroxul este un amestec de oxigen și azot în care proporția de oxigen este mai mare decât în aerul obișnuit. Acesta este folosit la scufundările recreative și tehnice pentru a prelungi timpul petrecut sub apă. O butelie cu volumul de 15 L conține un amestec cu 37% oxigen și 63 % azot, la temperatura de 27 °C și presiunea de 205 atm.**
 - Calculează presiunile parțiale ale gazelor din butelie.
 - Calculează masa molară medie a amestecului de gaze din butelie.
 - Calculează volumul oxigenului din butelie, măsurat în condiții normale.
- Într-un recipient închis, cu volumul de 10 L, se află un amestec format din: 15 moli de hidrogen, 20 moli de oxigen, 25 moli de heliu și 30 moli de azot.**
 - Calculează fracțiile molare pentru gazele care compun amestecul din recipient.
 - Calculează masa molară medie a amestecului gazos.
 - Calculează ce presiune exercită fiecare gaz la temperatura de 47 °C.
 - Calculează presiunea totală a amestecului de gaze la temperatura de 47 °C.
- Două recipiente A și B sunt conectate între ele printr-un tub subțire închis printr-un robinet. Recipientul A are volumul de 5 L și conține 640 g oxigen. Recipientul B are volumul de 2,5 L și conține 700 g azot. În ambele recipiente temperatura este 27° C.**
 - Calculează presiunile exercitate de gaze în cele două recipiente.
 - Calculează presiunile parțiale ale gazelor după deschiderea robinetului. Volumul tubului se neglijează.
 - Calculează fracțiile molare ale gazelor în amestecul format după deschiderea robinetului.

MĂ INFORMEZ



Un aerostat este o aeronavă mai ușoară decât aerul, care se ridică folosind un gaz cu densitate redusă, care îi conferă flotabilitate conform principiului lui Arhimede.

Pentru a putea pluti, densitatea gazului din interior trebuie să fie mai mică decât cea a aerului (aproximativ $1,29 \text{ kg/m}^3$ sau $1,29 \text{ g/L}$).

Aerostatele cuprind baloanele și dirijabilele. Baloanele pot fi libere sau ancorate. Un balon liber este purtat de vânt, deplasându-se odată cu acesta, astfel încât pasagerii nu resimt curenții de aer. Modificarea altitudinii se realizează prin ajustarea masei totale, de exemplu prin eliberarea balastului pentru a urca.

Baloanele meteorologice sunt dispozitive din latex sau cauciuc umplute cu heliu sau hidrogen, utilizate pentru a transporta instrumente de măsură în stratosferă. Ele colectează date despre starea vremii (temperatura, presiunea, umiditatea, direcția vântului), fiind utilizate pentru prognozele meteorologice.

Este important de menționat că amestecurile de hidrogen cu oxigen sau cu aer pot deveni explozive în anumite condiții de presiune și temperatură.

10.5 Densitatea gazelor. Densitate absolută și densitate relativă

- De ce baloanele cu aer cald (figura 1) se ridică și plutesc în aer?
- De ce un balon umflat cu heliu se ridică, iar unul umflat cu aer rămâne la sol?
- Dacă am avea două baloane identice ca volum, dar umplute cu gaze diferite, ar avea aceeași masă?
- Ce proprietate a gazelor determină acest comportament?



Fig. 1. Balon cu aer cald

Învăț



Densitatea absolută a gazelor (ρ) se măsoară în kg/m^3 (sau g/L) și reprezintă masa pe unitatea de volum. Gazele au densități mult mai mici decât lichidele și solidele. Densitatea unui gaz depinde de presiune și temperatură:

- la creșterea presiunii, densitatea gazului crește.
- la creșterea temperaturii, densitatea gazului scade. De aceea un balon cu aer cald se ridică. Din ecuația de stare a gazului ideal se poate calcula densitatea gazului.

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow pV = \frac{m}{M} RT \Rightarrow pM = \frac{m}{V} RT \quad \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow pM = \rho RT$$

Formula densității pentru gazul ideal este:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT} \quad \text{unde: } p = \text{presiunea gazului (atm); } M = \text{masa molară a gazului (g/mol);}$$

$$R = \text{constanta universală a gazelor (} R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K);}$$

$$T = \text{temperatura absolută (K).}$$

În condiții normale de temperatură și presiune, la 0°C și 1 atm , densitatea unui gaz poate fi calculată ca raport dintre masa molară și volumul molar folosind formula de calcul:

$$\rho^0 = \frac{M}{V_m^0} \quad \text{unde } \rho^0 \text{ reprezintă densitatea unui gaz în condiții normale.}$$

Cunoscând densitatea unui gaz la o anumită temperatură și presiune se poate calcula masa molară a gazului.

$$M = \frac{\rho RT}{p}$$

Densitatea relativă a gazelor, notată cu d , este o mărime adimensională care reprezintă raportul dintre densitatea unui gaz dat și densitatea unui gaz de referință, măsurate în aceleași condiții de temperatură și presiune.

Densitatea relativă a unui gaz A față de un gaz de referință B se calculează ca raport între masele molare ale celor două gaze.

$$d_B = \frac{\rho_A}{\rho_B} = \frac{\frac{M_A}{V_m^0}}{\frac{M_B}{V_m^0}} = \frac{M_A}{M_B}$$

Densitatea relativă arată de câte ori un gaz este mai dens sau mai puțin dens decât un alt gaz de referință, în aceleași condiții de temperatură și presiune.

Densitatea unui gaz A față de aer se calculează ca raport între masa molară a gazului și masa molară medie a aerului:

$$d_{\text{aer}} = \frac{M_A}{M_{\text{aer}}}$$

MĂ INFORMEZ

Dirijabilul Hindenburg

(figura 2), o aeronavă cu propulsie, de mari dimensiuni umplut cu hidrogen, a fost proiectat și construit de compania Zeppelin pentru transportul comercial de pasageri.

La 6 mai 1937, la finalul primei traversări nord-atlantice din al doilea sezon de operare, dirijabilul a izbucnit în flăcări înainte de aterizare.



Fig. 2. Dirijabilul Hindenburg

PORTOFOLIU

Fă echipă cu colegul tău de bancă și analizează mecanismul respirației pentru animale, plante acvatice sau terestre. Veți folosi surse de documentare variate pentru a culege informații folosind platforme digitale. Veți prezenta în fața clasei informațiile și concluziile sub formă de poster sau prezentare digitală (PowerPoint, Prezi etc.). Prezentarea va dura 8-10 minute.

Exerciții rezolvate

1. Care este densitatea absolută a aerului în condiții normale (c.n.)?

$$\rho_{\text{aer}}^0 = \frac{\bar{M}_{\text{aer}}}{V_m^0} = \frac{28,96 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ L/mol}} = 1,29 \text{ g/L}$$

2. Ce densitate are aerul la 25 °C și presiunea de 1 atm?

$$\rho = \frac{p \cdot M}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 28,96 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298 \text{ K}} = 1,18 \text{ g/L}$$

Densitatea aerului este mai mică atunci când temperatura este mai mare. La 0 °C, aerul are densitatea de 1,29 g/L, în timp ce la 25 °C densitatea lui este 1,18 g/L.

3. Într-un cilindru se află un gaz la temperatura 27 °C și presiunea 3 atm. Calculează masa molară a gazului din cilindru, știind că densitatea gazului este 3,9 g/L.

Determină gazul știind că moleculele sunt formate din doi atomi identici.

$$M = \frac{\rho RT}{p} = \frac{3,9 \text{ g/L} \cdot 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 300 \text{ K}}{3 \text{ atm}} = 32 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{O}_2$$

4. Care este densitatea relativă a dioxidului de carbon (CO₂) în raport cu aerul?

$$d_{\text{aer}} = \frac{M_{\text{CO}_2}}{\bar{M}_{\text{aer}}} = \frac{44 \text{ g/mol}}{28,96 \text{ g/mol}} = 1,52$$

Când un balon este umplut cu un gaz a cărui densitate este mai mică decât cea a aerului (densitate relativă în raport cu aerul mai mică decât 1) acesta va tinde să se înalțe. Balioanele festive de diferite forme și culori sunt umplute cu heliu, a cărui densitate este mai mică decât cea a aerului.

$$d_{\text{aer}} = \frac{M_{\text{He}}}{M_{\text{aer}}} = \frac{4 \text{ g/mol}}{28,96 \text{ g/mol}} = 0,138$$

REȚIN

- Densitatea absolută a gazelor (ρ) reprezintă masa de gaz pe unitatea de volum.
- Densitatea relativă arată de câte ori un gaz este mai dens sau mai rarefiat decât un alt gaz de referință, în aceleași condiții de temperatură și presiune.

Aplic



1. Completează tabelul de mai jos:

	M (g/mol)	ρ^0 (c.n.) (g/L)	ρ (g/L) la 47 °C și 4 atm	d_{H_2}
O ₂				
Cl ₂				
CO ₂				
NH ₃				
Ar				

2. Un oxid al azotului are densitatea față de aer 1,52. Determină formula moleculară a oxidului.

3. Într-un cilindru cu volumul de 10 L se află un gaz la presiunea de 2 atm și temperatura de 127 °C.

- Determină masa molară a gazului știind că are densitatea față de aer egală cu 2,21.
- Calculează densitatea gazului din cilindru în condițiile date.
- Determină masa gazului din cilindru.

Recapitulare

Substanțele aflate în stare gazoasă au următoarele **proprietăți**: nu au formă sau volum propriu; se pot comprima ușor, la creșterea presiunii volumul ocupat scade deoarece particulele se apropie; difuzează ușor unele în altele; pătrund prin orificiile mici ale unui material poros.

Parametrii de stare care caracterizează starea unui gaz sunt temperatura (T), volumul (V), presiunea (p), cantitatea de substanță (n). Relația dintre temperatura măsurată pe scara Kelvin și temperatura măsurată pe scara Celsius este:

$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^{\circ}\text{C)} + 273$$

Cantități egale din gaze diferite ocupă același volum în aceleași condiții de temperatură și presiune. Volumul ocupat de un mol de gaz se numește volum molar. În condiții normale de temperatură și presiune (temperatura de 0°C și presiunea de 1 atm) volumul molar al oricărui gaz este:

$$V_m^0 = 22,4 \text{ L/mol}$$

Volumul ocupat de n moli de gaz în condiții normale de temperatură și presiune (c.n.) se calculează: $V = n \cdot V_m^0$

$$\text{Ecuția de stare a gazului ideal: } pV = nRT$$

Legea presiunilor parțiale, sau legea lui Dalton, afirmă că presiunea totală exercitată de un amestec de gaze este egală cu suma presiunilor parțiale ale gazelor din amestec.

$$P = p_1 + p_2 + \dots + p_k$$

Fracția molară (x) a unui component dintr-un amestec este raportul dintre numărul de moli ai componentului și numărul total de moli ai amestecului.

$$x_1 = \frac{n_1}{n}; x_2 = \frac{n_2}{n}; \dots; x_k = \frac{n_k}{n}$$

Masa molară medie a unui amestec de gaze (notată $\bar{M}$) se calculează ca medie ponderată a maselor molare ale gazelor componente.

Densitatea unui gaz în anumite condiții de presiune și temperatură se calculează: $\rho = \frac{p \cdot M}{RT}$

Densitatea relativă a unui gaz A față de un gaz de referință B se calculează ca raport între masele molare ale celor două gaze: $d_B = \frac{M_A}{M_B}$

Evaluare

- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):** **20 puncte** (5 p. x 4)
 - Moleculele unui gaz ideal nu interacționează între ele.
 - Constanta universală a gazelor, R , are aceeași valoare numerică indiferent de unitățile de măsură.
 - În aceleași condiții de temperatură și presiune, volume egale din două gaze diferite conțin același număr de molecule.
 - Volumul unui mol de gaz este $22,4 \text{ L}$ indiferent de condițiile de temperatură și presiune în care se află.
- O probă dintr-un gaz X ocupă în condiții normale un volum de $44,8 \text{ L}$ și cântărește 56 g .** **30 puncte** (10 p. x 3)
 - Calculează masa molară pentru gazul X.
 - Determină formula moleculară a gazului, știind că are molecula diatomică.
 - Calculează volumul ocupat de aceeași masă de gaz X la presiunea de 5 atm și 127°C .
- Într-un cilindru cu volumul de 7 L se află un amestec de gaze care conține, în procente molare, 10% oxigen, 50% heliu și 40% azot, la o presiune de 200 atm și o temperatură de 20°C . Un scafandru a folosit pentru o scufundare jumătate din masa de oxigen.** **40 puncte** (10 p. x 4)
 - Calculează masa molară medie a amestecului de gaze din cilindru.
 - Calculează volumul ocupat de amestecul gazos inițial în condiții normale de presiune și temperatură.
 - Calculează masa de oxigen folosită.
 - Determină presiunile parțiale ale gazelor din butelie înainte și după scufundarea scafandrului.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul acestei unități:	5	4	3	2	1
Formulez concluzii referitoare la proprietățile gazelor.					
Modelez procesul prin care modificarea unui parametru de stare pentru un gaz determină și modificarea celorlalți parametri.					
Folosesc ecuația de stare a gazului ideal și formule de calcul cunoscute pentru a afla parametrii de stare relevanți.					
Cunosc, în limbaj chimic, semnificația fiecărui simbol al parametrilor de stare din ecuația de stare a gazului ideal și al mărimilor fizice din formule de calcul.					
Identific pericolele lucrului cu recipiente sub presiune și pot preveni apariția unor accidente.					

Proiect – Poluarea atmosferică

În echipă cu alți trei colegi, documentează-te despre poluarea atmosferică din zona în care locuiești. Pentru fiecare substanță poluantă identificată compară concentrația maxim admisibilă cu valoarea identificată în zonă. Realizați un material (poster, prezentare digitală etc.) în care veți prezenta informațiile descoperite și concluziile voastre. Respectați pașii de realizare a unui proiect de la pagina 168.

RECAPITULARE FINALĂ

Reacțiile chimice pot fi clasificate în reacții de combinare, de descompunere, de substituție și de schimb. În funcție de efectul termic, reacțiile pot fi exoterme, când se degajă căldură, sau endoterme, când se absoarbe căldură. După viteza de desfășurare, reacțiile pot fi rapide sau lente, iar după sensul de desfășurare pot fi reversibile sau ireversibile.

Reacțiile redox au loc cu transfer de electroni. Substanța care acceptă electroni este agent oxidant, iar substanța care cedează electroni este agent reducător. Reacțiile redox stau la baza funcționării pilelor electrice și a proceselor de electroliză.

Structura învelișului de electroni determină proprietățile chimice ale elementelor și poziția lor în Tabelul periodic. Caracterul metalic reprezintă tendința atomilor de a ceda electroni, iar caracterul nemetalic reprezintă tendința atomilor de a accepta electroni. În perioadă, caracterul metalic scade de la stânga la dreapta, iar caracterul nemetalic crește.

Legăturile chimice reprezintă forțele care mențin particulele unite (atomi sau ioni), în substanțe. Legătura ionică se formează prin transfer de electroni de la atomi metalici la atomi nemetalici și prin atracția electrostatică dintre ionii rezultați. Legătura covalentă se formează prin punerea în comun a electronilor și poate fi simplă, dublă sau triplă. Polaritatea legăturilor depinde de diferența de electronegativitate dintre atomi. Moleculele pot fi polare sau nepolare în funcție de distribuția sarcinilor electrice. Legătura covalentă coordinativă se formează atunci când perechea de electroni de legătură este furnizată de un singur atom.

În metale, electronii de valență sunt delocalizați și se deplasează liber prin rețeaua cristalină. Această structură explică proprietățile metalelor: conductibilitate electrică și termică ridicată, maleabilitate și ductilitate.

Interacțiunile intermoleculare se manifestă între molecule și între atomi ai gazelor nobile. Tăria interacțiunilor intermoleculare scade în ordinea: legături de hidrogen > legături dipol-dipol > forțe London. Aceste interacțiuni influențează temperaturile de topire și de fierbere, precum și solubilitatea substanțelor.

Soluțiile sunt amestecuri omogene formate din solvent și substanță dizolvată. Coeficientul de solubilitate reprezintă cantitatea maximă de substanță care se poate dizolva într-o anumită cantitate de solvent la o anumită temperatură. Aciditatea și bazicitatea soluțiilor se exprimă prin pH. Soluțiile cu pH mai mic decât 7 sunt acide, cele cu pH egal cu 7 sunt neutre, iar cele cu pH mai mare decât 7 sunt bazice. Reacția dintre un acid și o bază se numește reacție de neutralizare.

Gazele nu au formă și volum propriu, ocupă întregul volum al recipientului și sunt ușor compresibile. Starea unui gaz este caracterizată prin presiune, volum, temperatură și cantitate de substanță. În amestecurile de gaze, presiunea totală este egală cu suma presiunilor parțiale ale componentelor. Compoziția amestecurilor gazoase poate fi exprimată prin fracții molare, iar densitatea gazelor depinde de masa molară și de condițiile de temperatură și presiune.

Relații matematice care se utilizează în aplicații de calcul

	Relații matematice	Mărimi fizice
Cantitatea de substanță	$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m^0}$	m = masa substanței; M = masa molară a substanței; N = numărul de particule (atomi, molecule) din substanța respectivă; V = volumul de substanță gazoasă măsurat în condiții normale (p = 1 atm, T = 273 K); V_m^0 = volumul ocupat de un mol din orice gaz, în condiții normale (22,4 L · mol ⁻¹)
Concentrația procentuală de masă a unei soluții	$c\% = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$ $m_s = m_d + m_{\text{solvent}}$	m _s = masa soluției m _d = masa de substanță dizolvată
Concentrația molară a unei soluții	$c_M = \frac{n}{V_s}$	n = cantitatea (mol) de substanță dizolvată (solut) V _s = volumul soluției măsurat în litri
Calculul pH-ului	$[H_3O^+] = 10^{-pH}$	[H ₃ O ⁺] = concentrația molară a ionului hidroniu
Ecuția de stare a gazului ideal	$pV = nRT$	p = presiunea; V = volum; T = temperatura absolută; R constanta universală a gazelor, R = 0,082 $\frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$
Densitatea relativă a unui gaz A față de un gaz B	$d_B = \frac{M_A}{M_B}$	M _A = masa molară a gazului A; M _B = masa molară a gazului B;
Densitatea unui gaz în condiții normale	$\rho = \frac{M}{V_m^0}$	M = masa molară a substanței; V_m^0 = volumul ocupat de un mol din orice gaz, în condiții normale (22,4 L · mol ⁻¹)

	Relații matematice	Mărimi fizice
Densitatea unui gaz în alte condiții de presiune și temperatură	$\rho = \frac{M \cdot p}{R \cdot T}$	M = masa molară a substanței; p = presiunea; T = temperatura absolută; R = constanta universală a gazelor
Fracția molară a unei substanțe dintr-un amestec	$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$	n_i = cantitatea de substanță n_{total} = cantitatea totală de substanțe din amestec
Masa molară medie ($\bar{M}$) a unui amestec de gaze	$\bar{M} = x_1 \cdot M_1 + x_2 \cdot M_2 + \dots + x_k \cdot M_k$ $\bar{M} = \frac{a_1}{100} \cdot M_1 + \frac{a_2}{100} \cdot M_2 + \dots + \frac{a_k}{100} \cdot M_k$	M_i = masa molară a gazului i a_i = procentajul molar de gaz i
Presiunea totală a unui amestec de gaze este egală cu suma presiunilor parțiale ale gazelor componente	$P = p_1 + p_2 + \dots + p_k$	P = presiunea totală a amestecului de gaze $p_1, p_2, \dots, p_k$ = presiunile parțiale ale gazelor care compun amestecul

Evaluare finală

1. Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):

20 puncte (4 p. x 5)

- Oxidarea presupune acceptare de electroni.
- Legătura covalentă se formează prin punere în comun de electroni.
- pH-ul unei soluții neutre, la 25 °C, este 7.
- Gazele au formă proprie.
- Legătura de hidrogen este cea mai puternică interacțiune intermoleculară.

2. Alege răspunsul corect.

20 puncte (5 p. x 4)

- Este un compus ionic: a. NaCl b. H_2O c. CO_2 d. NH_3
- Ecuția de stare a gazului ideal este: a. $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ b. $c = \frac{n}{V}$ c. $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ d. $V = n \cdot V_m^0$
- Este o moleculă polară: a. CO_2 b. H_2 c. H_2O d. CH_4
- În condiții normale de presiune și temperatură, doi moli de gaz ocupă: a. 2 L b. 11,2 L c. 22,4 L d. 44,8 L

3. Clorura de sodiu este o materie primă în industria chimică.

30 puncte (6 p. x 5)

- Scrie configurația electronică pentru $_{11}Na$ și $_{17}Cl$.
- Explică formarea legăturii ionice în clorura de sodiu.
- Precizează numerele de oxidare ale atomilor în clorura de sodiu.
- Precizează patru proprietăți ale clorurii de sodiu și explică-le pe baza structurii cristalului de clorură de sodiu.
- Scrie ecuația reacției care are loc la electroliza topiturii de clorură de sodiu.

4. Acidul clorhidric este un compus chimic folosit pe scară largă în industrie, curățenie și procese biologice.

30 puncte (5 p. x 6)

- Reprezintă formarea legăturii chimice în molecula acidului clorhidric.
- Prin dizolvarea a 0,73 g de acid clorhidric în apă distilată se obțin 200 mL de soluție. Calculează concentrația molară a soluției obținute.
- Scrie ecuația reacției de ionizare a acidului clorhidric în apă.
- Calculează pH-ul soluției obținute la punctul b.
- Scrie ecuația reacției de neutralizare a acidului clorhidric cu hidroxid de sodiu.
- Calculează volumul de soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 1 M necesar neutralizării soluției de la punctul b.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

AUTOEVALUARE – În ce măsură ți se potrivește fiecare dintre următoarele afirmații (pe o scară de la 5 – în foarte mare măsură la 1 – în foarte mică măsură):

La sfârșitul anului școlar:	5	4	3	2	1
Identific substanțe, fenomene chimice, procese întâlnite în viața de zi cu zi.					
Utilizez concepte și algoritmi specifici în formularea explicațiilor, în rezolvarea de probleme, în conducerea investigațiilor și în raportarea de rezultate.					
Determin numere de oxidare și recunosc procesele redox.					
Exprim informații, concluzii și demersuri de rezolvare pentru o situație dată, în limbajul specific chimiei.					
Rezolv probleme în scopul stabilirii unor corelații relevante, demonstrând raționamente deductive și inductive.					
Propun măsuri de prevenire a consecințelor proceselor și acțiunii produselor chimice asupra propriei persoane și asupra mediului, pentru dezvoltare durabilă și sustenabilă.					

SUGESTII DE FIȘE PENTRU OBSERVAREA SISTEMATICĂ A ACTIVITĂȚII ȘI A COMPORTAMENTULUI ELEVILOR

FIȘĂ DE OBSERVARE A ACTIVITĂȚII INDIVIDUALE

Indicator	Frecvent	Rar	Deloc
Folosește corect termenii specifici disciplinei.			
Se implică în îndeplinirea sarcinilor de lucru.			
Se exprimă adecvat din punct de vedere emoțional și social.			
Manifestă o atitudine adecvată față de ceilalți colegi.			

FIȘĂ DE OBSERVARE A ACTIVITĂȚII GRUPULUI

Indicator	Frecvent	Rar	Deloc
Fiecare membru al grupului este implicat în rezolvarea sarcinii.			
Elevii formulează idei clare și ușor de înțeles de către ceilalți.			
Toate ideile propuse sunt luate în considerare.			
Elevii se sprijină și se încurajează pentru a fi productivi și creativi.			
Rezultatul activității de grup este relevant și prezentat într-o manieră care facilitează înțelegerea.			
Elevii urmăresc cu atenție prezentările celorlalte grupuri.			
Elevii acordă feedback colegilor.			

CUM REALIZEZI: UN PORTOFOLIU, O INVESTIGAȚIE, UN PROIECT

ETAPELE REALIZĂRII UNEI INVESTIGAȚII

1.	Stabilește tema.
2.	Realizează un plan de cercetare.
3.	Îndeplinește, în ordine, etapele stabilite.
4.	Analizează și interpretează datele culese. Trage concluziile.
5.	Prezintă concluziile investigației în fața clasei.

ETAPELE REALIZĂRII UNUI PROIECT

1.	Stabilește dacă lucrezi individual sau în echipă.
2.	Stabilește obiectivele.
3.	Realizează un plan de acțiune.
4.	Îndeplinește, în ordine, sarcinile stabilite. Evaluează atât obiectivele, cât și mijloacele folosite pentru a le atinge. Trage concluziile.
5.	Prezintă proiectul tău în fața clasei.

ETAPELE REALIZĂRII UNUI PORTOFOLIU

1.	Stabilește temele fișelor de portofoliu.
2.	Realizează un plan și documentează-te.
3.	Adună informațiile de care ai nevoie. Poți folosi internetul sau poți studia cărți la bibliotecă. Folosește surse de încredere.
4.	Realizează prezentări. Fii creativ! Poți include imagini sau ilustrații.
5.	Prezintă materialele realizate în fața colegilor.
6.	Păstrează toate fișele create de tine într-un dosar.

TABELUL PERIODIC AL ELEMENTELOR

18(VIIIA)	2	He	Heliu	4,003	10
17(VIIA)	9	F	Fluor	18,99	18
16(VIA)	8	O	Oxigen	15,99	35
15(VA)	7	N	Azot	14,01	36
14(IVA)	6	C	Carbon	12,01	53
13(IIIA)	5	B	Bor	10,81	86
	4	Be	Beriliu	9,012	118
	3	Li	Litiu	6,941	294
	2	He	Heliu	4,003	103
	1	H	Hidrogen	1,008	102
	0				101
	1	H	Hidrogen	1,008	100
	2	He	Heliu	4,003	99
	3	Li	Litiu	6,941	98
	4	Be	Beriliu	9,012	97
	5	B	Bor	10,81	96
	6	C	Carbon	12,01	95
	7	N	Azot	14,01	94
	8	O	Oxigen	15,99	93
	9	F	Fluor	18,99	92
	10	Ne	Neon	20,18	91
	11	Na	Sodiu	22,99	90
	12	Mg	Magneziu	24,30	89
	13	Al	Aluminiu	26,98	88
	14	Si	Siliciu	28,09	87
	15	P	Fosfor	30,97	86
	16	S	Sulf	32,07	85
	17	Cl	Clor	35,45	84
	18	Ar	Argon	39,95	83
	19	K	Potasiu	39,10	82
	20	Ca	Calciu	40,08	81
	21	Sc	Scandiu	44,96	80
	22	Ti	Titan	47,88	79
	23	V	Vanadiu	50,94	78
	24	Cr	Crom	51,99	77
	25	Mn	Mangan	54,94	76
	26	Fe	Fier	55,85	75
	27	Co	Cobalt	58,93	74
	28	Ni	Nichel	58,69	73
	29	Cu	Cupru	63,55	72
	30	Zn	Zinc	65,39	71
	31	Ga	Galiu	69,72	70
	32	Ge	Germaniu	72,61	69
	33	As	Arsen	74,92	68
	34	Se	Seleniu	78,96	67
	35	Br	Brom	79,90	66
	36	Kr	Kripton	83,80	65
	37	Rb	Rubidiu	85,47	64
	38	Sr	Stronțiu	87,62	63
	39	Y	Ytriu	88,91	62
	40	Zr	Zirconiu	91,22	61
	41	Nb	Niobiu	92,91	60
	42	Mo	Molibden	95,94	59
	43	Tc	Technețiu	98,91	58
	44	Ru	Ruteniu	101,1	57
	45	Rh	Rodiu	102,9	56
	46	Pd	Paladiu	106,4	55
	47	Ag	Argint	107,9	54
	48	Cd	Cadmiu	112,4	53
	49	In	Indiu	114,8	52
	50	Sn	Staniu	118,7	51
	51	Sb	Stibiu	121,8	50
	52	Te	Telur	127,6	49
	53	I	Iod	126,9	48
	54	Xe	Xenon	131,3	47
	55	Cs	Cesiu	132,9	46
	56	Ba	Bariu	137,3	45
	57	La	Lantan	138,9	44
	58	Ce	Ceriu	140,9	43
	59	Pr	Praseodim	140,9	42
	60	Nd	Neodim	144,2	41
	61	Pm	Prometiu	144,9	40
	62	Sm	Samaru	150,4	39
	63	Eu	Europiu	152,0	38
	64	Gd	Gadoliniu	157,2	37
	65	Tb	Terbiu	158,9	36
	66	Dy	Disproziu	162,5	35
	67	Ho	Holmiu	164,9	34
	68	Er	Erbiu	167,3	33
	69	Tm	Tuliu	168,9	32
	70	Yb	Ytterbiu	173,0	31
	71	Lu	Lutețiu	175,0	30
	72	Hf	Hafniu	178,5	29
	73	Ta	Tantal	180,9	28
	74	W	Wolfram	183,8	27
	75	Re	Reniu	186,2	26
	76	Os	Osmiu	190,2	25
	77	Ir	Iridiu	192,2	24
	78	Pt	Platină	195,1	23
	79	Au	Aur	197,0	22
	80	Hg	Mercur	200,6	21
	81	Tl	Taliu	204,4	20
	82	Pb	Plumb	207,2	19
	83	Bi	Bismut	209,0	18
	84	Po	Poloniu	210,0	17
	85	At	Astatin	210,0	16
	86	Rn	Radon	222,0	15
	87	Fr	Franciu	223,0	14
	88	Ra	Radiu	226,0	13
	89	Ac	Actiniu	227,0	12
	90	Th	Toriu	232,0	11
	91	Pa	Protactiniu	231,0	10
	92	U	Uranu	238,0	9
	93	Np	Neptuniu	237,0	8
	94	Pu	Plutoniu	239,1	7
	95	Am	Americiu	243,1	6
	96	Cm	Curciu	247,1	5
	97	Bk	Berkeliu	247,1	4
	98	Cf	Californiu	251,1	3
	99	Es	Einsteiniu	252,1	2
	100	Fm	Fermiu	257,1	1
	101	Md	Mendeleviu	288,1	0
	102	No	Nobeliu	259,1	0
	103	Lr	Lawrenciu	260,1	0

18(VIIIA)	2	He	Heliu	4,003	10
17(VIIA)	9	F	Fluor	18,99	18
16(VIA)	8	O	Oxigen	15,99	35
15(VA)	7	N	Azot	14,01	36
14(IVA)	6	C	Carbon	12,01	53
13(IIIA)	5	B	Bor	10,81	86
	4	Be	Beriliu	9,012	118
	3	Li	Litiu	6,941	294
	2	He	Heliu	4,003	103
	1	H	Hidrogen	1,008	102
	0				101
	1	H	Hidrogen	1,008	100
	2	He	Heliu	4,003	99
	3	Li	Litiu	6,941	98
	4	Be	Beriliu	9,012	97
	5	B	Bor	10,81	96
	6	C	Carbon	12,01	95
	7	N	Azot	14,01	94
	8	O	Oxigen	15,99	93
	9	F	Fluor	18,99	92
	10	Ne	Neon	20,18	91
	11	Na	Sodiu	22,99	90
	12	Mg	Magneziu	24,30	89
	13	Al	Aluminiu	26,98	88
	14	Si	Siliciu	28,09	87
	15	P	Fosfor	30,97	86
	16	S	Sulf	32,07	85
	17	Cl	Clor	35,45	84
	18	Ar	Argon	39,95	83
	19	K	Potasiu	39,10	82
	20	Ca	Calciu	40,08	81
	21	Sc	Scandiu	44,96	80
	22	Ti	Titan	47,88	79
	23	V	Vanadiu	50,94	78
	24	Cr	Crom	51,99	77
	25	Mn	Mangan	54,94	76
	26	Fe	Fier	55,85	75
	27	Co	Cobalt	58,93	74
	28	Ni	Nichel	58,69	73
	29	Cu	Cupru	63,55	72
	30	Zn	Zinc	65,39	71
	31	Ga	Galiu	69,72	70
	32	Ge	Germaniu	72,61	69
	33	As	Arsen	74,92	68
	34	Se	Seleniu	78,96	67
	35	Br	Brom	79,90	66
	36	Kr	Kripton	83,80	65
	37	Rb	Rubidiu	85,47	64
	38	Sr	Stronțiu	87,62	63
	39	Y	Ytriu	88,91	62
	40	Zr	Zirconiu	91,22	61
	41	Nb	Niobiu	92,91	60
	42	Mo	Molibden	95,94	59
	43	Tc	Technețiu	98,91	58
	44	Ru	Ruteniu	101,1	57
	45	Rh	Rodiu	102,9	56
	46	Pd	Paladiu	106,4	55
	47	Ag	Argint	107,9	54
	48	Cd	Cadmiu	112,4	53
	49	In	Indiu	114,8	52
	50	Sn	Staniu	118,7	51
	51	Sb	Stibiu	121,8	50
	52	Te	Telur	127,6	49
	53	I	Iod	126,9	48
	54	Xe	Xenon	131,3	47
	55	Cs	Cesiu	132,9	46
	56	Ba	Bariu	137,3	45
	57	La	Lantan	138,9	44
	58	Ce	Ceriu	140,9	43
	59	Pr	Praseodim	140,9	42
	60	Nd	Neodim	144,2	41
	61	Pm	Prometiu	144,9	40
	62	Sm	Samaru	150,4	39
	63	Eu	Europiu	152,0	38
	64	Gd	Gadoliniu	157,2	37
	65	Tb	Terbiu	158,9	36
	66	Dy	Disproziu	162,5	35
	67	Ho	Holmiu	164,9	34
	68	Er	Erbiu	167,3	33
	69	Tm	Tuliu	168,9	32
	70	Yb	Ytterbiu	173,0	31
	71	Lu	Lutețiu	175,0	30
	72	Hf	Hafniu	178,5	29
	73	Ta	Tantal	180,9	28
	74	W	Wolfram	183,8	27
	75	Re	Reniu	186,2	26
	76	Os	Osmiu	190,2	25
	77	Ir	Iridiu	192,2	24
	78	Pt	Platină	195,1	23
	79	Au	Aur	197,0	22
	80	Hg	Mercur	200,6	21
	81	Tl	Taliu	204,4	20
	82	Pb	Plumb	207,2	19
	83	Bi	Bismut	209,0	18
	84	Po	Poloniu	210,0	17
	85	At	Astatin	210,0	16
	86	Rn	Radon	222,0	15
	87	Fr	Franciu	223,0	14
	88	Ra	Radiu	226,0	13
	89	Ac	Actiniu	227,0	12
	90	Th	Toriu	232,0	11
	91	Pa	Protactiniu	231,0	10
	92	U	Uranu	238,0	9
	93	Np	Neptuniu	237,0	8
	94	Pu	Plutoniu	239,1	7
	95	Am	Americiu	243,1	6
	96	Cm	Curciu	247,1	5
	97	Bk	Berkeliu	247,1	4
	98	Cf	Californiu	251,1	3
	99	Es	Einsteiniu	252,1	2
	100	Fm	Fermiu	257,1	1
	101	Md	Mendeleviu	288,1	0
	102	No	Nobeliu	259,1	0
	103	Lr	Lawrenciu	260,1	0

Actinide
Lantanide
Metale alcalino-pământoase
Metale alcaline
Metale
Semimetale
Nemetale
Halogeni
Gaze rare

ISBN 978-630-347-298-0



MN65

