

Ministerul Educației și Cercetării

Alina Maieranu
Doinița Ungureanu
Georgiana Leontescu

CHIMIE

**Trunchi comun (TC), filiera teoretică,
profilul umanist, filiera tehnologică
și filiera vocațională, toate profilurile,
toate specializările – 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 Maiereanu
Doinița Ungureanu
Georgiana Leontescu

CHIMIE

**Trunchi comun (TC), filiera teoretică –
profilul umanist, filiera tehnologică
și filiera vocațională, toate profilurile,
toate specializările – 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

Maiereanu, Alina

Chimie: trunchi comun (TC), filiera teoretică – profilul umanist, filiera tehnologică și filiera vocațională – toate profilurile, toate specializările: clasa a IX-a / Alina Maiereanu, Doinița Ungureanu, Georgiana Leontescu. – București: Booklet, 2026
ISBN 978-630-347-297-3

- I. Maiereanu, Alina
- II. Ungureanu, Doinița
- III. Leontescu, Georgiana

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

CUPRINS

Competențe generale și specifice
Ghid de utilizare a manualului digital
Recapitulare și evaluare inițiale

Unitatea 1

Clasificarea reacțiilor chimice în chimia anorganică

1.1 Clasificarea reacțiilor chimice în chimia anorganică

1.2 Reacții exoterme și reacții endoterme

1.3 Reacții lente și reacții rapide. Catalizatori

Investigație – Identificarea catalizatorilor reacției de descompunere a apei oxigenate

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

Recapitulare

Proiect – Interviu cu o reacție chimică

Evaluare

Unitatea 2

Reacții cu modificarea numărului de oxidare

2.1 Oxidare. Reducere

2.2 Aplicații ale reacțiilor redox. Pile electrice

Recapitulare

Evaluare

Proiect – Posibilități de reciclare folosite în localitatea mea

Unitatea 3

Învelișul de electroni al atomului.

Caracter metalic. Caracter nemetalic

3.1 Configurația electronică pe straturi a primelor 20 de elemente chimice din Tabelul periodic

4 3.2 Corelații între configurația electronică
5 a primelor 20 de elemente chimice și poziția
6 lor în Tabelul periodic 42

3.3 Caracter metalic. Variația caracterului metalic în perioadă 45

7 3.4 Caracter nemetalic. Variația caracterului
7 nemetalic în grupă și în perioadă 49

7 Recapitulare 52

10 Evaluare 52

13 **Proiect** – Importanța Tabelului periodic pentru predicția
15 proprietăților chimice ale elementelor 53

Unitatea 4

Legături chimice 54

4.1 Legătura ionică 54

20 4.2 Cristalul de clorură de sodiu. Proprietăți fizice
25 ale clorurii de sodiu 57

25 **Investigație** – Descoperirea proprietăților fizice
26 ale clorurii de sodiu 58

4.3 Legătura covalentă 60

Recapitulare 63

Evaluare 63

27 **Proiect** – Aplicații ale clorurii de sodiu 64

33

37

37 **Soluții** 65

5.1 Soluții apoase utilizate în viața cotidiană 65

38 **Investigație** – Explorarea unor soluții din
viața profesională 67

5.2 Efecte termice la dizolvare în apă 68

5.3 Concentrația molară a unei soluții 71

39 5.4 Prepararea unor soluții apoase 74

Recapitulare 77

Evaluare 77

Proiect – Soluții din toată lumea 78

Unitatea 6

Starea gazoasă 79

6.1 Caracterizarea stării gazoase. Parametri de stare 79

6.2 Ecuația de stare a gazului ideal 82

Recapitulare 85

Evaluare 85

Proiect – Poluarea atmosferică 86

Recapitulare finală 87

Evaluare finală 88

Fișe pentru observarea sistematică a activității și a
comportamentului elevilor 88





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 a 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):

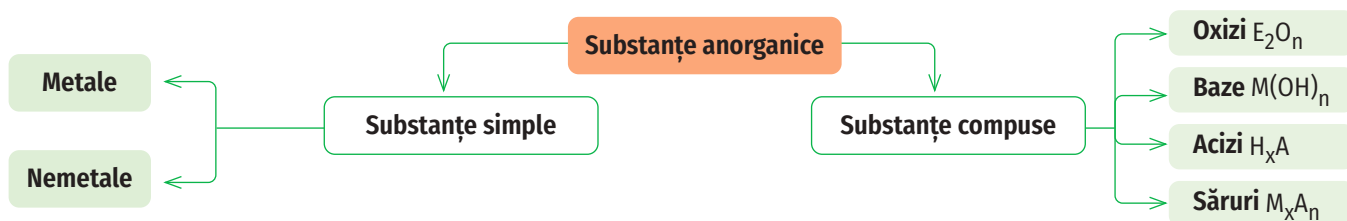
Apasă butonul . Imaginea se va deschide într-o fereastră nouă. Apasă butonul din colțul din dreapta sus, pentru a închide aplicația.

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 culoare roșu-carmin.
- Masa de impurități din 80 g de 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)**

- Scrive 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)**

- Scrive 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

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.

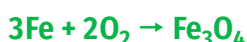
Reacțiile exoterme sunt procesele chimice în care se eliberează energie sub formă de căldură și lumină, așa cum este, de exemplu, arderea gazului metan.



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:

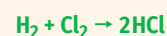


ÎMI AMINTESC



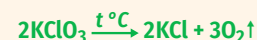
După modul de desfășurare, reacțiile chimice pot fi încadrate în patru tipuri în funcție de numărul și de tipul reactanților și ale produșilor de reacție.

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

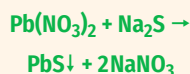
sunt procese în care un element mai reactiv înlocuiește un element mai puțin reactiv dintr-un compus. De exemplu, reacția de substituție a cuprului din sulfatul de cupru cu zinc (figura 2) are loc conform ecuației chimice:



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.

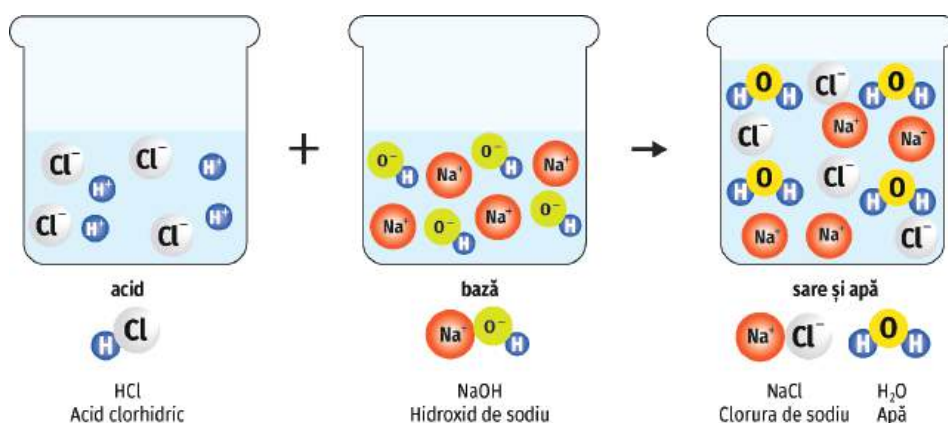


Fig. 3. Reacția dintre acidul clorhidric și hidroxidul de sodiu

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

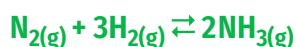
Reacțiile ireversibile sunt reacții chimice care se desfășoară într-un singur sens. Un exemplu de reacție ireversibilă este reacția dintre clorura de bariu și sulfatul de sodiu (figura 4), în urma căreia se obține precipitatul de sulfat de bariu:



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.

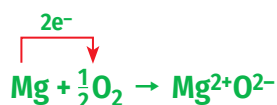
Un exemplu de reacție reversibilă este sinteza amoniacului din elemente, care are loc conform ecuației chimice:



Amoniaca este folosită 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).

Aplic

- Precizează care dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F), după modelul dat:**
 - Reacția dintre un acid și o bază 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.

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.

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.

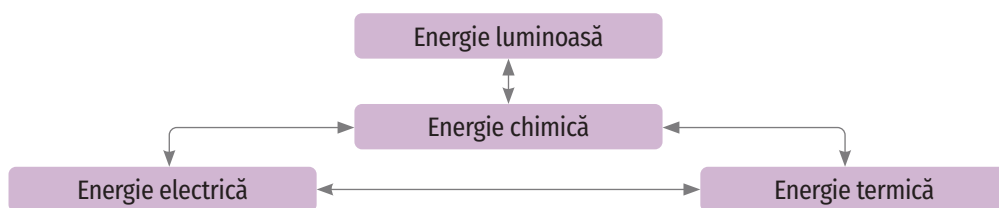


Fig. 1. Transformarea energiei chimice în alte forme de energie

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).

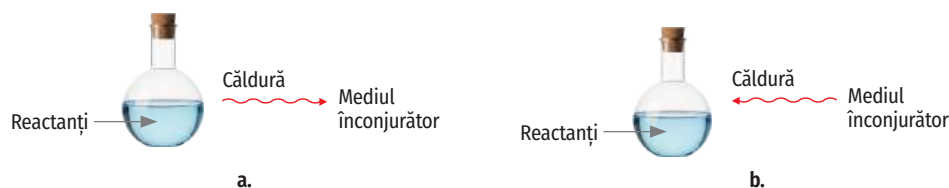


Fig. 2. (a) Reacții exoterme, (b) reacții endoterme

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 față de cea a produșilor de reacție. Are loc o reacție exotermă/endotermă.

Învăț

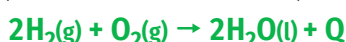
În primul experiment a avut loc o reacție de neutralizare dintre un acid tare și o bază tare, cu degajare de căldură. Ecuația termochimică a acestei reacții este:



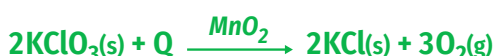
În reacțiile **exoterme** sau exoenergetice, energia produșilor de reacție este mai mică decât energia reactanților, se degajă căldură și temperatura mediului crește.

Exemple de reacții exoterme:

- Reacția metalelor alcaline cu apa: $\text{Na(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{NaOH(aq)} + \frac{1}{2}\text{H}_2(\text{g}) + Q$
- Reacția de ardere a metanului: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O(g)} + Q$
- Reacția termitului: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Al(s)} \rightarrow 2\text{Fe(l)} + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + Q$
- 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:



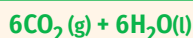
În reacțiile **endoterme** sau endoenergetice, energia produșilor de reacție este mai mare decât energia reactanților, se absoarbe căldură din mediu și temperatura mediului scade.

MĂ INFORMEZ

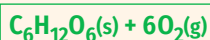


Fotosinteza este un fenomen endoterm. Prin fotosinteză, plantele verzi, algele și unele bacterii transformă energia luminoasă în energie chimică, sintetizând substanțe organice din dioxid de carbon și apă, în prezența luminii și a clorofilei.

Ecuatia 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.

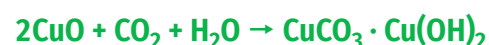
Coroziunea se desfășoară pe perioade lungi (luni sau ani), nu produce efecte vizibile imediat și depinde de condițiile mediului (umiditate, temperatură, salinitate).

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 $\text{Ba}^{2+}/\text{SO}_4^{2-}/\text{Cl}^-$.
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

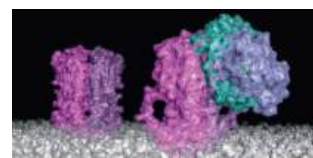


Fig. 4. Enzime



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.

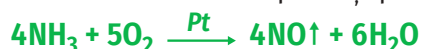
Reacțiile care au loc în prezența catalizatorilor se numesc reacții catalitice. Formula chimică a catalizatorului se notează în ecuația reacției chimice pe săgeată.

Exemple de reacții catalitice:

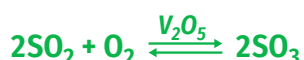
- Sinteza amoniacului în prezența fierului depus pe suport de oxid de aluminiu:



- 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 materia organică să se transforme în petrol. Deoarece se formează atât de lent, petrolul este considerat o resursă neregenerabilă.

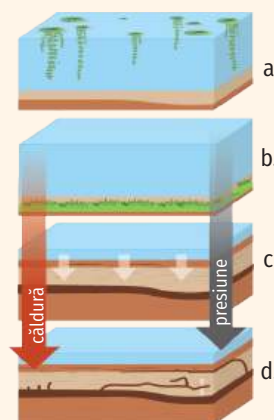


Fig. 8. Formarea petrolului și a gazelor naturale

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 cu literele corespunzătoare ecuațiilor reacțiilor chimice din coloana B și literele corespunzătoare reacțiilor chimice din coloana C.**

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_2O
...	...

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 produși 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 este starea unui sistem în care reacția directă și reacția inversă au aceeași viteză, concentrațiile substanțelor rămânând constante în timp.

Echilibrul poate fi influențat de diverși factori externi:

- concentrația substanțelor: la creșterea concentrației unui reactant, echilibrul se deplasează în sensul consumării acestuia, favorizând formarea produșilor de reacție. Invers, creșterea concentrației unui produs determină deplasarea echilibrului spre reactanți;
- temperatura: în reacțiile exoterme, creșterea temperaturii favorizează reacția inversă, iar în reacțiile endoterme, creșterea temperaturii favorizează reacția directă. Temperatura este singurul factor care modifică valoarea constantei de echilibru;
- presiunea influențează echilibrul în cazul reacțiilor care implică gaze. Creșterea presiunii deplasează echilibrul în sensul formării unui număr mai mic de moli de gaz, iar scăderea presiunii deplasează echilibrul în sensul formării unui număr mai mare de moli de gaz.

! Catalizatorul nu schimbă compoziția sistemului la echilibru, ci doar micșorează timpul în care sistemul ajunge la echilibru.

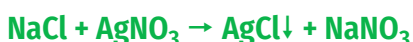
Reacțiile ireversibile se notează convențional cu o singură săgeată orientată de la reactanți către produșii de reacție:

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:

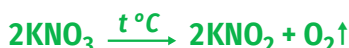
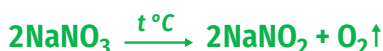


- Reacția de descompunere a hidrogenocarbonatului de amoniu:



- 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 produși 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.

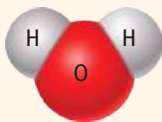


Fig. 2. Molecula de apă

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.

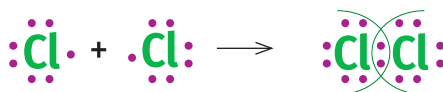
Numărul de oxidare al unui element chimic reprezintă sarcina electrică reală pe care o are ionul său într-un compus ionic sau sarcina electrică formală pe care o are atomul său într-un compus molecular.

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.

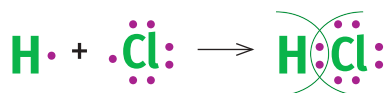


Astfel, sodiul are numărul de oxidare +1 (egal cu sarcina ionului Na^+) și clorul are numărul de oxidare -1 (egal cu sarcina ionului Cl^-).

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:

$\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}, \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{F}_2}$

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

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

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

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: $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}, \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}_2}$

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: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KMnO_4 .

Etape de lucru	Rezolvare	
	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	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.	$\overset{+2}{\text{Ca}}(\overset{x}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3)_2$	$\overset{+1}{\text{K}}\overset{x}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4$
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 – numărul grupei	–	–	–	4	5	6	7
N.O. în compuși cu metale sau cu hidrogen	–	–	–	–4 +1 SiH ₄	+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.

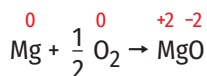
Realizați activitățile experimentale, completați informațiile și alegeți variantele potrivite din tabel.

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuația 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!

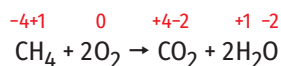
La primul experiment, când panglica de magneziu se aprinde, se observă o lumină albă orbitoare. Magneziul se combină cu oxigenul din aer și formează oxidul de magneziu.

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

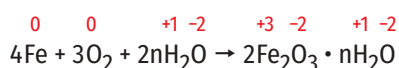


În viața de zi cu zi, întâlnim frecvent reacții care au loc cu modificarea numărului de oxidare, chiar dacă nu le observăm direct. Aceste reacții implică transfer de electroni și sunt însoțite, de cele mai multe ori, de degajare de energie sub formă de căldură sau lumină.

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

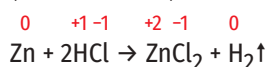


Reacția dintre fier și oxigen are loc cu transfer de electroni care poate fi urmărit prin variația numerelor de oxidare. Ruginirea fierului poate fi observată când fierul este lăsat în aer liber.

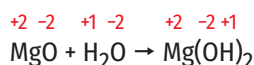


În prezența apei se formează oxidul de fier (III) hidratat, adică rugina.

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.

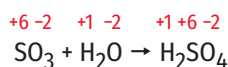


În al doilea experiment, între oxidul de magneziu și apă, nu are loc niciun transfer de electroni, iar numerele de oxidare ale elementelor nu se modifică.

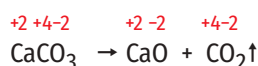


Alte reacții în care atomii elementelor chimice își păstrează numărul de oxidare sunt:

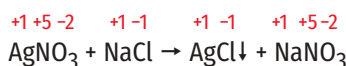
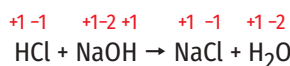
- reacții de combinare între unii oxizi ai nemetalelor și apă cu formare de oxiacizi. De exemplu, reacția dintre trioxidul de sulf și apă:



- 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

- 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

- Stabilește numărul de oxidare pentru atomii din următoarele specii chimice: SiH_4 , P_4O_{10} , Na_2O_2 , NH_4NO_3 , K_2CrO_4 .
- Determină numărul de oxidare al sulfului în următoarele specii chimice: SO_3 , $(\text{SO}_3)^{2-}$, CaSO_4 , H_2S , Na_2S , SO_2 .
- Așază următorii compuși în ordinea crescătoare a numerelor de oxidare ale azotului: HNO_3 , NO_2 , HNO_2 , Na_3N , N_2 .
- Stabilește care dintre următoarele reacții au loc cu variația numerelor de oxidare.

a. $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$	e. $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
b. $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$	f. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$
c. $\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	g. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
d. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$	h. $\text{CaSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + \text{CaCl}_2$
- Stabilește care dintre următoarele reacții au loc fără variația numerelor de oxidare.

a. $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$	e. $\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{CO}_2\uparrow$
b. $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	f. $2\text{Cu} + \text{O}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
c. $\text{ZnCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$	g. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
d. $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	h. $\text{Zn} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}\downarrow$
- 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.
 - Scrie ecuațiile reacțiilor chimice care explică reducerea acidității gastrice produse de excesul de acid clorhidric de către medicamentul antiacid.
 - Stabilește dacă reacțiile de la punctul a. decurg cu sau fără variația numărului de oxidare.
 - Calculează masa de acid clorhidric care reacționează cu substanțele antiacide dintr-un comprimat.
- 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:
 - Obținerea dioxidului de sulf prin arderea pirităi, FeS_2 , în exces de aer:

$$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$$
 - Oxidarea dioxidului de sulf la trioxid de sulf în prezența unui catalizator de V_2O_5 :

$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$$
 - Reacția trioxidului de sulf cu apa: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
 - Precizează care dintre reacții au loc cu modificarea numerelor de oxidare.
 - 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 la 1):

La sfârșitul acestei unități:	5 – În foarte mare măsură	4 – În mare măsură	3 – În oarecare măsură	2 – În mică măsură	1 – În foarte mică măsură
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.					

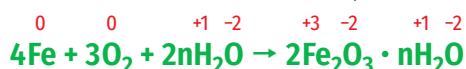
2.1 Oxidare. Reducere

Cuiele de fier lăsate în ploaie și aer, capătă o culoare brun-roșiatică, după un timp. Cuiele se acoperă cu un strat sfărâmicos de rugină, alcătuită din oxidul de fier (III) hidratat ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$).

- Cum se explică apariția ruginii?
- Ce procese implică ruginirea?

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 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 mai numesc reacții redox. Acestea implică două procese care se desfășoară simultan: oxidarea și reducerea.

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

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

Termenul **redox** provine din abrevierea denumirilor celor două procese: „red” de la reducere și „ox” de la oxidare.

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

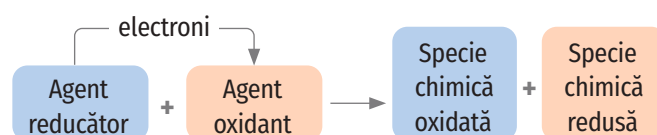
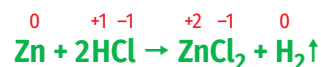


Fig. 1. Transferul de electroni în reacțiile redox

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



În procesul de oxidare, un atom de zinc cedează doi electroni și N.O. crește. În procesul de reducere, doi atomi de hidrogen acceptă cei doi electroni și N.O. scade.



În urma reacției, se formează ioni de zinc, care trec în soluție, și hidrogen gazos, care se degajă sub formă de bule (figura 2).

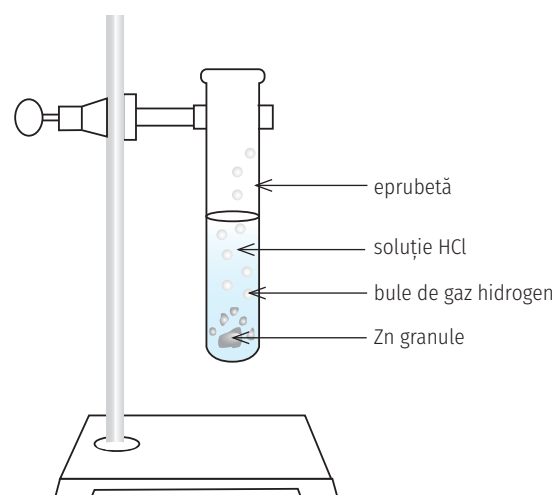


Fig. 2. Reacția dintre zinc și acid clorhidric

Descopăr 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, spatulă.

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 ____.	$\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{____} \downarrow + \text{____}$	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 ____.	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{____} \downarrow + \text{____}$	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.

MĂ INFORMEZ



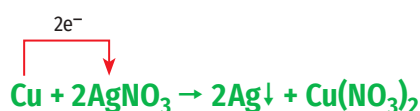
Exemple de agenți oxidanți:

- 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

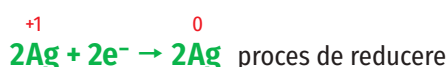
În primul experiment, la introducerea unei sârme de cupru într-o soluție de azotat de argint se observă că pe suprafața sârmei de cupru se depune argint. În același timp, soluția incoloră începe să capete o nuanță albastră, datorită formării ionilor Cu^{2+} în soluție.



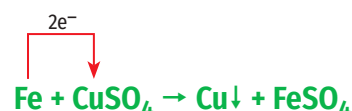
Între cupru și ionii de argint din soluție are loc o reacție chimică prin transfer de electroni.

În procesul de oxidare, fiecare atom de cupru cedează câte $2e^-$, formând ionul Cu^{2+} .

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



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, culoare caracteristică cuprului metallic. 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 $2e^-$, formând ionul Fe^{2+} .

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



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.

Învăț

Stabilirea coeficienților ecuației unei reacții redox

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

Etape de lucru	Rezolvare				
1. Scrie formulele reactanților și ale produșilor de reacție.	$S + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$				
2. Stabilește numerele de oxidare pentru toate elementele.	$ \begin{array}{ccccccc} 0 & +1 & +5 & -2 & +1 & +6 & -2 & +4 & -2 & +1 & -2 \\ S + HNO_3 & \rightarrow & H_2SO_4 & + & NO_2 & + & H_2O \end{array} $				
3. Identifică elementele al căror număr de oxidare se modifică.	S își schimbă numărul de oxidare de la 0 la +6 N își schimbă numărul de oxidare de la +5 la +4				
4. Scrie procesele de oxidare și reducere. Amplifică cele două procese astfel încât numărul de electroni cedați să fie egal cu numărul de electroni acceptați.	<table border="0"> <tr> <td> $\begin{array}{ccc} 0 & & +6 \\ S - 6e^- & \rightarrow & S \end{array}$ </td><td>proces de oxidare</td></tr> <tr> <td> $\begin{array}{ccc} +5 & & +4 \\ N + e^- & \rightarrow & N \end{array}$ </td><td>• 6 proces de reducere</td></tr> </table>	$ \begin{array}{ccc} 0 & & +6 \\ S - 6e^- & \rightarrow & S \end{array} $	proces de oxidare	$ \begin{array}{ccc} +5 & & +4 \\ N + e^- & \rightarrow & N \end{array} $	• 6 proces de reducere
$ \begin{array}{ccc} 0 & & +6 \\ S - 6e^- & \rightarrow & S \end{array} $	proces de oxidare				
$ \begin{array}{ccc} +5 & & +4 \\ N + e^- & \rightarrow & N \end{array} $	• 6 proces de reducere				
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.	$S + 6HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + H_2O$				
6. Aplică legea conservării numărului de atomi și stabilește toți coeficienții stoechiometrici.	$S + 6HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$				

Descopăr

Aluminotermia reprezintă o metodă de obținere a unor metale mai puțin reactive decât aluminiul, prin reacția aluminiului cu oxizii metalelor.

Pentru reacția dintre oxidul de fier (III) și aluminiu stabilește coeficienții stoechiometrici prin metoda redox.

Etape de lucru	Rezolvare				
1. Scrie formulele reactanților și ale produșilor de reacție.	$Fe_2O_3 + Al \rightarrow Fe + Al_2O_3$				
2. Stabilește numerele de oxidare pentru toate elementele.	$Fe_2O_3 + Al \rightarrow Fe + Al_2O_3$				
3. Identifică elementele al căror număr de oxidare se modifică.	___ de la ___ la ___ ___ de la ___ la ___				
4. Scrie procesele de oxidare și reducere. Amplifică cele două procese, astfel încât numărul de electroni cedați să fie egal cu numărul de electroni acceptați.	<table border="0"> <tr> <td>___ + ___ e⁻ → ___</td><td>proces de reducere</td></tr> <tr> <td>___ → ___ + ___ e⁻</td><td>proces de oxidare</td></tr> </table>	___ + ___ e ⁻ → ___	proces de reducere	___ → ___ + ___ e ⁻	proces de oxidare
___ + ___ e ⁻ → ___	proces de reducere				
___ → ___ + ___ e ⁻	proces de oxidare				
5. Stabilește coeficienții stoechiometrici pentru substanțele ce conțin elemente care și-au modificat numărul de oxidare.	$Fe_2O_3 + __ Al \rightarrow __ Fe + Al_2O_3$				
6. Verifică legea conservării numărului de atomi.	$Fe_2O_3 + __ Al \rightarrow __ Fe + Al_2O_3$				

Învăț

Aplicații ale reacțiilor redox

Reacțiile redox se aplică în metalurgie, în procesele de ardere și în sinteza unor compuși anorganici de bază. Oxidarea metalelor și nemetalelor conduce la formarea oxizilor corespunzători, iar reducerea oxizilor metalici stă la baza obținerii metalelor din minereuri.

1. Obținerea unor metale din minereuri

Majoritatea metalelor nu se găsesc în natură în stare liberă, ci sub formă de compuși.

Multe dintre metalele utilizate în industrie (Cu, Zn, Pb, Fe) se găsesc sub formă de sulfuri, de exemplu: blenda (ZnS), galena (PbS), calcopirita (CuFeS₂).

Pentru a obține metalul, sulfura trebuie transformată mai întâi în oxid. Procedeu clasic cuprinde două etape principale, ambele procese redox: prăjirea minereului și reducerea oxidului metalic.

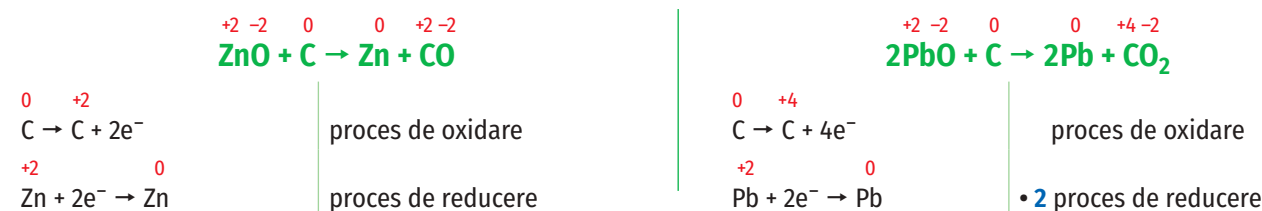
Prăjirea este un proces de încălzire a minereului în prezența oxigenului (aerului), la temperaturi ridicate, în cuptoare speciale. În această etapă are loc transformarea sulfurilor în oxizi prin oxidare, eliminarea sulfului sub formă de SO₂ și îndepărtarea altor impurități volatile.

De exemplu, o primă etapă de obținere a zincului din blendă (ZnS) și a plumbului din galenă (PbS) este prăjirea minereului. În această etapă se obțin oxizii metalelor și dioxidul de sulf (din care se obține acidul sulfuric).



În a doua etapă, prin reducerea oxidului de metal cu agenți reducători, se obține metalul. Agenții reducători utilizați cel mai frecvent sunt carbonul (C), monoxidul de carbon (CO) și hidrogenul (H₂).

Pentru reducerea oxidului de zinc și a oxidului de plumb (II) se utilizează carbonul ca agent reducător.

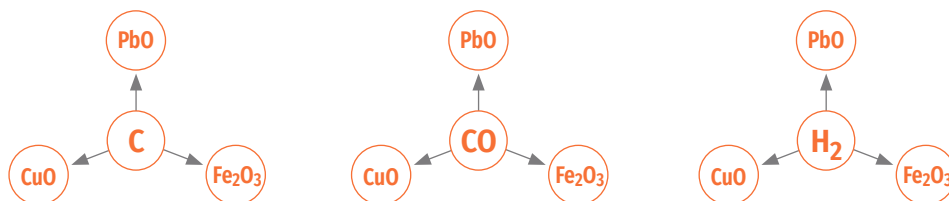


Descopăr

1. Completează spațiile libere din enunțurile cuprinse în următorul tabel pentru a descoperi agenții reducători și procesele redox care au loc la obținerea unor metale prin reducerea unor oxizi.

Obținerea fierului din oxizii de fier	Obținerea cuprului din oxidul de cupru
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ $\text{CO} + \text{e}^- \rightarrow \text{CO}_2$ proces de reducere $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{e}^-$ proces de oxidare Reacția are loc cu transfer de electroni de la CO la Fe_2O_3 . Agentul reducător este CO , acesta se oxidă la CO_2 . $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$ $\text{CO} + \text{e}^- \rightarrow \text{CO}_2$ proces de reducere $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} + \text{e}^-$ proces de oxidare Reacția are loc cu transfer de electroni de la CO la FeO . Agentul reducător este CO , acesta se oxidă la CO_2 .	$\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$ $\text{CO} + \text{e}^- \rightarrow \text{CO}_2$ proces de reducere $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} + \text{e}^-$ proces de oxidare Reacția are loc cu transfer de electroni de la CO la CuO . Agentul reducător este CO , acesta se oxidă la CO_2 . $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2 + \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ proces de reducere $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} + \text{e}^-$ proces de oxidare Reacția are loc cu transfer de electroni de la H_2 la CuO . Agentul reducător este H_2 , acesta se oxidă la H_2O .

2. Scrie ecuațiile reacțiilor redox dintre oxizii metalici și agenții reducători menționați în următoarele diagrame (C, CO și H₂). Precizează în fiecare caz procesul de oxidare, procesul de reducere, agentul oxidant și agentul reducător.



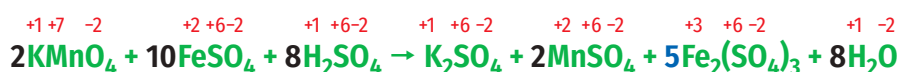
Învăț

2. Caracterul oxidant al permanganatului de potasiu

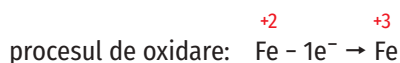
Permanganatul de potasiu (KMnO₄) este un agent oxidant puternic, cu aplicații variate în industria farmaceutică, medicină, chimia analitică și tratarea apei potabile.

Soluția acidă de permanganat de potasiu se utilizează în chimia analitică pentru determinarea cantitativă a ionilor Fe²⁺ din apă.

Reacția dintre sulfatul de fier (II) și permanganat de potasiu în prezența acidului sulfuric are loc cu transfer de electroni. Coeficienții stoechiometrici se pot stabili prin metoda redox.



KMnO₄ – agent oxidant



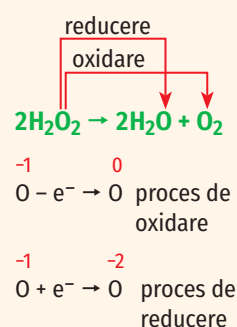
• 5 Fe²⁺ – agent reducător

MĂ INFORMEZ



Reacția de disproporționare este o 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.



Descopăr

Completează fișa de lucru, pentru a evidenția caracterul oxidant al permanganatului de potasiu, în mediu acid și în mediu neutru.

Fișă de lucru

Domeniul de utilizare al KMnO ₄	Reacția redox
Oxidarea și eliminarea hidrogenului sulfurat din apele reziduale industriale	- Stabilește numerele de oxidare ale elementelor chimice în reacția permanganatului de potasiu cu acid sulfhidric în prezența acidului clorhidric: $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ - Scrie procesul de oxidare, procesul de reducere; stabilește agentul oxidant, agentul reducător și egalează numărul de electroni cedați cu numărul de electroni acceptați. $__ + __ \text{e}^- \rightarrow __ \quad \text{proces de reducere; } __ \text{ agent } __$ $__ \rightarrow __ + __ \text{e}^- \quad \text{proces de oxidare; } __ \text{ agent } __$ - Stabilește coeficienții stoechiometrici pentru elementele care și-au modificat numărul de oxidare: $__ \text{H}_2\text{S} + __ \text{KMnO}_4 + __ \text{HCl} \rightarrow __ \text{S} + __ \text{KCl} + __ \text{MnCl}_2 + __ \text{H}_2\text{O}$ - Aplică legea conservării numărului de atomi: $__ \text{H}_2\text{S} + __ \text{KMnO}_4 + __ \text{HCl} \rightarrow __ \text{S} + __ \text{KCl} + __ \text{MnCl}_2 + __ \text{H}_2\text{O}$

Domeniul de utilizare al KMnO_4	Reacția redox
Oxidarea clorului în mediu neutru	- Stabilește numerele de oxidare ale elementelor chimice în reacția permanganatului de potasiu cu clor și apă: $\text{KMnO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KClO}_4 + \text{KOH}$ - Scrie procesul de oxidare, procesul de reducere; stabilește agentul oxidant, agentul reducător și egalează numărul de electroni cedați cu numărul de electroni acceptați. $__ + __ e^- \rightarrow __ \quad \text{proces de reducere;} \quad __ \text{ agent } __$ $__ \rightarrow __ + __ e^- \quad \text{proces de oxidare;} \quad __ \text{ agent } __$ - Stabilește coeficienții stoechiometrici pentru elementele care și-au modificat numărul de oxidare: $__ \text{KMnO}_4 + __ \text{Cl}_2 + __ \text{H}_2\text{O} \rightarrow __ \text{MnO}_2 + __ \text{KClO}_4 + __ \text{KOH}$ - Aplică legea conservării numărului de atomi: $__ \text{KMnO}_4 + __ \text{Cl}_2 + __ \text{H}_2\text{O} \rightarrow __ \text{MnO}_2 + __ \text{KClO}_4 + __ \text{KOH}$

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

REȚIN

- 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 chimică, nu poate exista oxidare fără reducere.
- Reacțiile care au loc cu transfer de electroni se numesc reacții redox.
- Numărul de oxidare indică starea de oxidare a unui element într-un compus și ajută la identificarea proceselor de oxidare și reducere.

Aplic

1. Scrie ecuațiile următoarelor reacții chimice și stabilește coeficienții stoechiometrici prin metoda redox. Precizează procesul de oxidare și procesul de reducere în fiecare caz.



- a. obținerea clorurii de fier (III) din fier și clor;
- b. obținerea amoniacului din azot și hidrogen;
- c. reacția dintre cupru și acid azotic cu formare de azotat de cupru (II), monoxid de azot și apă;
- d. reacția dintre sulfatul de cupru (II) și iodura de potasiu cu formare de iodură de cupru (I), sulfat de potasiu și iod.

2. O soluție de acid clorhidric cu masa de 73 g și concentrația procentuală masică de 20% reacționează cu zinc metalic.

- a. Scrie ecuația reacției chimice care are loc. Precizează procesul de oxidare și procesul de reducere.
- b. Calculează masa de acid clorhidric din soluție.
- c. Calculează masa de zinc care reacționează.

3. O probă de cupru cu masa de 12 g și puritate 80% reacționează cu 200 g de soluție de azotat de argint (AgNO_3).

- a. Scrie ecuația reacției care are loc. Precizează rolul cuprului în această reacție.
- b. Calculează masa de cupru pur.
- c. Calculează masa de argint obținută.
- d. Calculează compoziția procentuală de masă a soluției de azotat de argint.

2.2 Aplicații ale reacțiilor redox. Pile electrice

O baterie are doi poli, marcați cu „+” și „-”, și de cele mai multe ori nu ne gândim la ce se întâmplă în interiorul ei. Totuși, în clipa în care o conectăm la o lanternă, becul se aprinde.

Ce se întâmplă? Cum funcționează o baterie?

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 sare (KCl); 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 introduceți soluție de sulfat de zinc și o plăcuță de zinc. Într-un alt pahar Berzelius turnați soluție de sulfat de cupru (II) și introduceți plăcuța 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 1.

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 (II). Prin urmare, în circuitul exterior se produce un curent electric continuu. Pila funcționează deoarece atomii de zinc au tendința de a ceda electroni mai mare decât cea a atomilor de cupru.

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

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



proces de oxidare



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.

Ecuatia reacției chimice care stă la baza funcționării pilei Cu-Zn (numită și pila Daniell) este:



Pila Daniell dezvoltă o tensiune de 1,1 V.

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

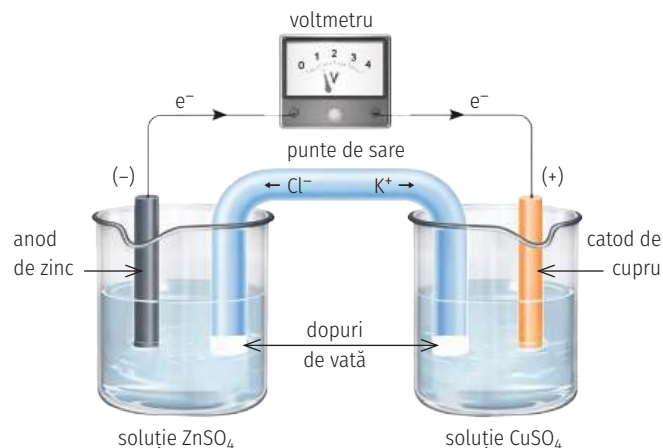


Fig. 1. Pila electrică Zn-Cu

Învăț

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

Pilele electrice, numite și pile electrochimice sau pile galvanice, sunt alcătuite 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.

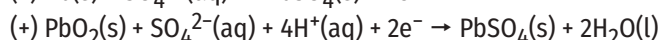
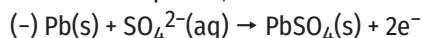
Acumulatorul cu plumb (figura 2) este utilizat la alimentarea cu energie electrică a automobilelor și poate fi reîncărcat.

Elemente constructive ale acumulatorului cu plumb:

- **anodul (-)** este format dintr-un grătar de plumb având ochiurile umplute cu plumb spongios;
- **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% și $\rho = 1,29 \text{ g/cm}^3$ (pentru acumulatorul încărcat).

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:



Ecuatia 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 de 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. La reîncărcare, la electrozi au loc reacțiile în sens invers față de cele care au loc la funcționarea acumulatorului.

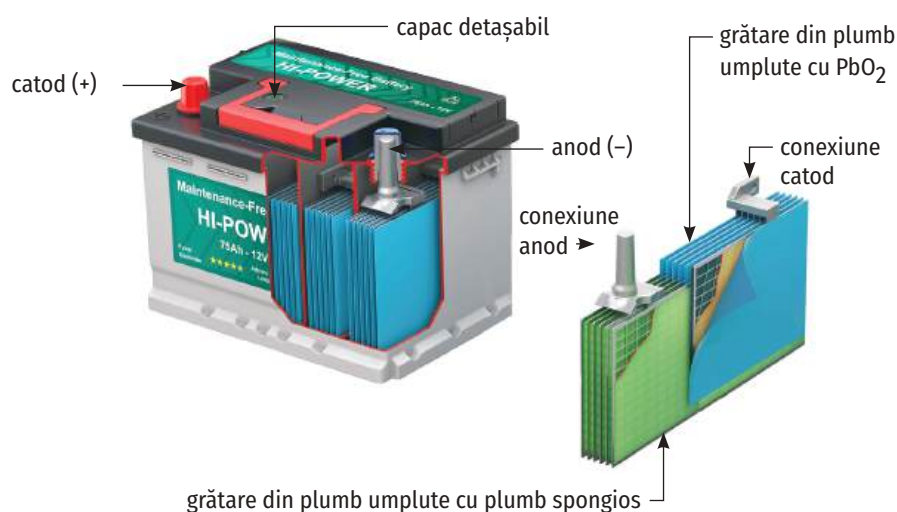


Fig. 2. Acumulatorul cu plumb

Bateria litiu-ion (figura 3) 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, prescurtată 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.

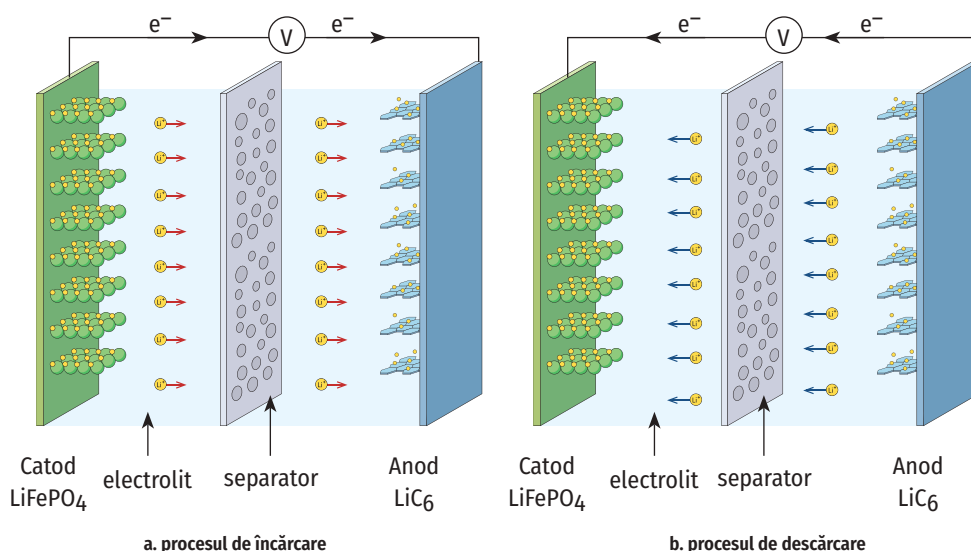


Fig. 3. Funcționarea bateriei LiFePO_4

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:

Ecuția reacției chimice 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, fiind stocați pentru utilizarea ulterioară.

Ecuția reacției chimice care are loc la încărcare este:



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).



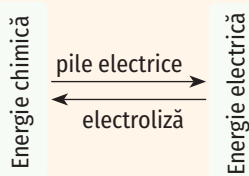
Fig. 4. Baterie litiu-ion

Reciclarea bateriilor

Majoritatea telefoanelor funcționează cu baterii litiu-ion (figura 4), care conțin metale valoroase și materiale ce pot fi recuperate și refolosite. În procesul de reciclare se pot recupera elemente chimice esențiale, de exemplu: 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. Din 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.

MĂ INFORMEZ

Electroliza



Electroliza este un proces complex care are loc la trecerea unui curent electric prin soluția sau topitura unui electrolit. Astfel, energia electrică este transformată în energie chimică. Electroliza este utilizată pentru obținerea unor substanțe simple (H_2 , O_2 , Cl_2 , metale) sau compuse ($NaOH$) și pentru purificarea metalelor. Aluminiul se obține din bauxită în două etape: separarea oxidului de aluminiu din bauxită și electroliza oxidului de aluminiu pentru a obține aluminiul pur. Mai întâi, bauxita este măcinată și tratată cu hidroxid de sodiu pentru a se extrage oxidul de aluminiu, numit alumină. Apoi, alumina se încălzește și se dizolvă în criolit topit, pentru a scădea temperatura. Prin electroliză, la aproximativ $950^\circ C$, se obține aluminiu lichid, care este apoi colectat și turnat în lingouri. Aproximativ 4 kg de bauxită sunt necesare pentru a produce 1 kg de aluminiu.

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.

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 ca, de exemplu, 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, pentru alimentarea dispozitivelor care necesită o sursă de energie ușoară, reîncărcabilă și cu durată mare de funcționare, de exemplu, la telefoane mobile, la laptopuri și la tablete.

Aplic

1. Într-o pilă Daniell se utilizează 125 g de soluție de sulfat de cupru (II) de concentrație procentuală de masă 6,4% și o plăcuță de zinc cu masa de 6,5 g. După un timp se constată că masa plăcuței de zinc a scăzut la jumătate.
 - a. Scrie procesele care au loc la electrozi și ecuația reacției globale.
 - b. Determină care este masa de sulfat de cupru din soluția finală.
 - c. Calculează masa de cupru depus.
2. Un acumulator cu plumb conține 1,5 L de soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală de masă 38% și densitatea $1,29 \text{ g/cm}^3$. După un timp se constată că masa anodului scade cu 2,07 g.
 - a. Scrie procesele care au loc la electrozi și ecuația reacției globale.
 - b. Determină cantitatea de sulfat de plumb care se formează (mol).
 - c. Calculează masa de soluție de acid sulfuric care se consumă în reacție.

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 concrete de aplicații.

Harta va fi realizată individual și poate fi prezentată în format digital sau pe suport de hârtie. Aduagă această fișă la portofoliul tău.

Recapitulare

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.

Etapele stabilirii coeficienților reacțiilor redox:

1. Se scriu formulele reactanților și ale produșilor de reacție.
2. Se stabilesc numerele de oxidare pentru toate elementele 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.

Pilele electrice sunt dispozitive care transformă energia chimică în energie electrică prin reacții redox care se produc spontan. Când pila funcționează, energia chimică a reactanților este transformată în energie electrică. În circuitul exterior, electronii circulă de la anod la catod.

Pila Daniell este alcătuită dintr-un electrod de zinc (anodul) și un electrod de cupru (catod) conectați printr-o punte de sare. Ecuația reacției chimice care stă la baza funcționării pilei Daniell este:



Acumulatorul cu plumb este utilizat în principal ca baterie de pornire pentru autovehicule. Reacția redox care stă la baza funcționării acumulatorului cu plumb este:



Bateria litiu-ion este o pilă reîncărcabilă utilizată pentru alimentarea dispozitivelor care necesită o sursă de energie ușoară și cu durată mare de funcționare, de exemplu, la telefoane mobile, la laptopuri și la tablete. Energia electrică este produsă prin deplasarea ionilor de litiu între anod și catod.

Evaluare

1. Asociază cifrele corespunzătoare reacțiilor chimice din coloana A cu literele corespunzătoare proceselor din coloana B. 15 puncte (3 p. x 5)

A	B
I. $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$	a. hidrogenul se oxidează
II. $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 2\text{nH}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{nH}_2\text{O}$	b. aluminiul se oxidează
III. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	c. clorul se oxidează
IV. $2\text{Al} + 3\text{CuCl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu} \downarrow$	d. clorul se reduce
V. $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$	e. fierul se oxidează
	f. zincul se oxidează

2. Stabilește dacă afirmațiile referitoare la procesele redox sunt adevărate (A) sau false (F): 15 puncte (3 p. x 5)
- | | |
|---|---|
| a. Bateria Li-ion funcționează prin deplasarea ionilor Li^+ între electrozi. | c. Puntea de sare menține neutralitatea soluțiilor. |
| b. Oxidarea este procesul de cedare de electroni. | d. Agentul oxidant acceptă electroni și se reduce. |
| | e. Acumulatorul cu plumb poate fi reîncărcat. |
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. În reacția acidului sulfhidric cu acidul sulfuros rezultă sulf și apă.

20 puncte (10 p. x 2)

- Scris ecuația reacției chimice și explică transferul de electroni care a avut loc.
- Calculează masa de acid sulfhidric cu 10% impurități supusă reacției, dacă s-au obținut 28,8 g de sulf.

5. Se prepară clor prin reacția acidului clorhidric cu 200 g de dioxid de mangan de puritate 87%.

20 puncte (10 p. x 2)

- Scris ecuația reacției chimice și explică transferul de electroni care a avut loc.
- Calculează masa de clor care se obține, știind că randamentul reacției este de 90%.

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 la 1):

La sfârșitul acestei unități:	5 – În foarte mare măsură	4 – În mare măsură	3 – În oarecare măsură	2 – În mică măsură	1 – În foarte mică măsură
Recunosc unele reacții 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 concepte specifice și algoritmi 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 stoechiometric pe baza ecuației unei reacții redox.					

Proiect – Posibilități de reciclare folosite în localitatea mea

Propune soluții pentru diminuarea impactului unor produse chimice asupra mediului, documentându-te despre posibilitățile de reciclare din localitatea ta.

Ce vei face?

Vei identifica tipurile de deșeuri reciclabile din localitate, vei descrie metodele de colectare selectivă, vei utiliza surse diferite de documentare și vei formula concluzii privind eficiența reciclării.

De ce vei face?

Pentru a cunoaște modul în care sunt colectate și reciclate deșeurile în localitatea ta și conștientizarea importanței reciclării pentru 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: *surse scrise* (site-ul Primăriei locale; site-ul firmei de salubritate; articole online despre reciclare), *surse orale*: discuții cu membrii familiei; interviu cu reprezentanți ai comunității), *surse*

vizuale/practice (observarea containerelor de colectare selectivă; fotografii realizate în localitate).

IV. Veți colecta informațiile din sursele alese și veți identifica tipurile de deșeuri reciclabile.

V. Veți analiza și compara informațiile obținute și veți identifica avantajele și problemele.

VI. Veți formula una sau mai multe concluzii pe baza informațiilor selectate. Reciclarea în localitatea ta contribuie la protejarea mediului și la utilizarea responsabilă a resurselor naturale.

VII. Veți prezenta în fața clasei informațiile și concluziile sub formă de poster/ppt. 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.	

3.1 Configurația electronică pe straturi a primelor 20 de elemente chimice din Tabelul periodic

Atomul este cea mai mică particulă dintr-o substanță simplă care păstrează individualitatea acesteia.

- Care sunt particulele fundamentale care intră în alcătuirea nucleului unui atom (figura 1)?
- Prin ce se caracterizează structura învelișului de electroni?

Învăț

Învelișul de electroni este format din totalitatea electronilor dintr-un atom care se rotesc în jurul nucleului cu viteze foarte mari. Numărul de electroni din atom este egal cu numărul atomic Z .

Pe lângă mișcarea în jurul nucleului, electronii au și o mișcare de rotație în jurul axei proprii, numită mișcare de spin (figura 1).

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

Electronii sunt atrași de nucleu prin forțe electrostatice, care cresc odată cu scăderea distanței față de nucleu. De aceea, electronii tind să ocupe poziții cât mai apropiate de nucleu. Această tendință este limitată, deoarece straturile pot fi ocupate de un anumit număr maxim de electroni.

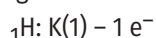
Reguli de ocupare cu electroni a straturilor:

1. Straturile se ocupă cu electroni în ordinea creșterii energiei lor.
2. Un strat n poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni.

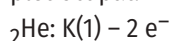
Configurația electronică reprezintă distribuția electronilor din învelișul de electroni al unui atom pe straturi.

Atomii care au unul sau doi electroni în învelișul de electroni prezintă un singur strat ocupat cu electroni.

Atomul de hidrogen (figura 2) are un singur electron pe stratul K(1). Atomul de hidrogen are configurația electronică:



Atomul de heliu (figura 3) are doi electroni pe stratul K(1), acesta fiind un strat complet ocupat.



Atomul de heliu are structură stabilă de **dublet**.

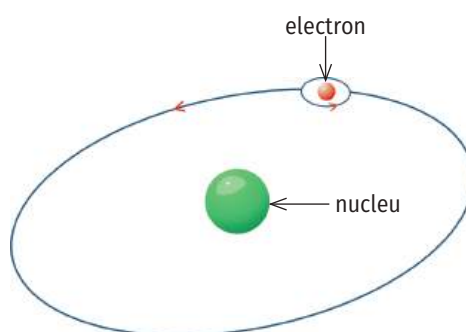


Fig. 1. Mișcările electronului

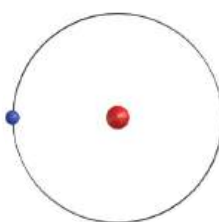


Fig.2. Atomul de hidrogen

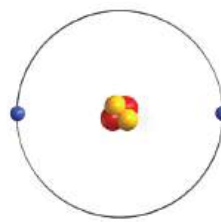


Fig. 3. Atomul de heliu

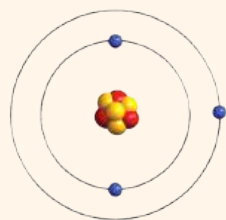


Fig. 4. Atomul

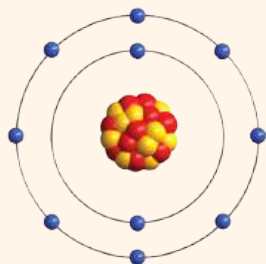
ÎMI AMINTESC



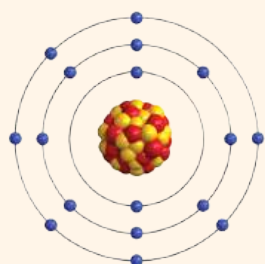
- Atomul (figura 4) este format din: protoni și neutroni, care alcătuiesc nucleul, și electroni, care se mișcă rapid în jurul nucleului.
- Protonul și electronul au sarcină electrică egală, dar de semn contrar. Protonul are sarcină pozitivă, electronul are sarcină negativă, iar neutronul are sarcina 0.
- Atomul unui element chimic E se notează ${}_Z^A E$. Z este numărul atomic ce reprezintă numărul de protoni și A este numărul de masă, care reprezintă suma dintre numărul de protoni și numărul de neutroni.
- Numărul de protoni din nucleu este egal cu numărul de electroni din învelișul de electroni, atomul fiind neutru din punct de vedere electric.
- Izotopii sunt specii de atomi cu același număr de protoni, dar cu număr diferit de neutroni. Izotopii au același număr atomic, Z , dar numărul de masă, A , diferit.



${}^3\text{Li}$: K(1) – 2 e^-
L(2) – 1 e^-



${}^{10}\text{Ne}$: K(1) – 2 e^-
L(2) – 8 e^-



${}^{17}\text{Cl}$: K(1) – 2 e^-
L(2) – 8 e^-
M(3) – 7 e^-

Fig. 5. Ocuparea straturilor cu electroni pentru atomii de litiu, neon și clor

Atomul de heliu are un electron în plus față de atomul de hidrogen. Acest electron se numește electron distinctiv.

Electronul distinctiv este electronul prin care învelișul electronic al unui atom cu numărul atomic Z diferă de cel al atomului cu numărul atomic ($Z - 1$).

Dacă un atom are mai mult de 2 electroni, aceștia vor ocupa următoarele straturi în ordinea crescătoare a energiei lor, fără a depăși numărul maxim de electroni pe fiecare strat (figura 5).

Element chimic	Structura învelișului de electroni	Configurația electronică
${}^3\text{Li}$	Atomul de litiu are 2 electroni pe stratul K(1) și un electron pe stratul L(2), care este în curs de completare.	K(1) – 2 e^- L(2) – 1 e^-
${}^4\text{Be}$	Atomul de beriliu are 2 electroni pe stratul K(1) și 2 electroni pe stratul L(2), care este în curs de completare.	K(1) – 2 e^- L(2) – 2 e^-
${}^5\text{B}$	Atomul de bor are 2 electroni pe stratul K(1) și 3 electroni pe stratul L(2), care este în curs de completare.	K(1) – 2 e^- L(2) – 3 e^-
${}^6\text{C}$	Atomul de carbon are 6 electroni distribuiți pe primele două straturi: 2 electroni pe stratul K(1) și 4 electroni pe stratul L(2), care este în curs de completare.	K(1) – 2 e^- L(2) – 4 e^-
${}^7\text{N}$	Atomul de azot are 7 electroni distribuiți pe primele două straturi: 2 electroni pe stratul K(1) și 5 electroni pe stratul L(2), care este în curs de completare.	K(1) – 2 e^- L(2) – 5 e^-
${}^8\text{O}$	Atomul de oxigen are 8 electroni distribuiți pe primele două straturi: 2 electroni pe stratul K(1) și 6 electroni pe stratul L(2), care este în curs de completare.	K(1) – 2 e^- L(2) – 6 e^-
${}^9\text{F}$	Atomul de fluor are 9 electroni distribuiți pe primele două straturi: 2 electroni pe stratul K(1) și 7 electroni pe stratul L(2), care este în curs de completare.	K(1) – 2 e^- L(2) – 7 e^-
${}^{10}\text{Ne}$	Atomul de neon are 10 electroni distribuiți pe primele două straturi: 2 electroni pe stratul K(1) și 8 electroni pe stratul L(2), fiind un strat complet ocupat. Atomul de neon are structură stabilă de octet .	K(1) – 2 e^- L(2) – 8 e^-

Descopăr



1. Care este numărul atomic Z al atomului care are primele trei straturi complet ocupate cu electroni? Care este configurația electronică a acestui atom?

Atomul de argon (figura 6) are 18 electroni distribuiți pe trei straturi: pe primul strat are 2 electroni, pe al doilea strat are 8 electroni, iar pe al treilea strat are 8 electroni. Atomul de argon are structură stabilă de octet.

2. Analizează modelele atomilor de potasiu și calciu, din figurile 7 și 8, și scrie configurațiile electronice ale acestor atomi.

${}^{19}\text{K}$: K(1) – 2 e^-
L(2) – 8 e^-
M(3) – ___ e^-
N(4) – ___ e^-

${}^{20}\text{Ca}$: K(1) – 2 e^-
L(2) – 8 e^-
M(3) – ___ e^-
N(4) – ___ e^-

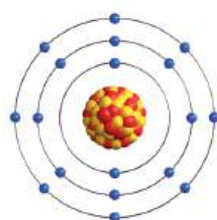


Fig. 6. Atomul de argon

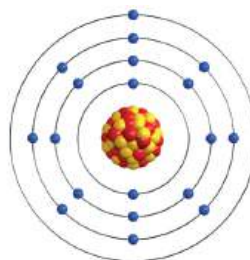


Fig. 7. Atomul de potasiu

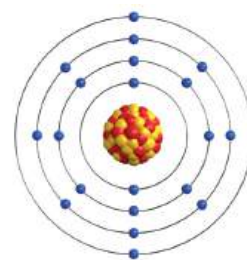


Fig. 8. Atomul de calciu

REȚIN

- Învelișul de electroni este format din totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului. Numărul de electroni din atom este egal cu numărul atomic Z .
- Învelișul de electroni este structurat în șapte straturi electronice, notate K, L, M, N, O, P, Q sau numerotate de la 1 la 7, în ordinea creșterii energiei lor, de la nucleu spre exterior.
- Straturile se ocupă cu electroni în ordinea creșterii energiei lor.
- Un strat n poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni.
- Atomul care are $2 e^-$ are structură stabilă de dublet. Atomii care au $8 e^-$ pe ultimul strat au structuri stabile de octet.

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 9).
- Modelul Thomson (1904) reprezintă atomul ca o sferă cu sarcină pozitivă în care sunt încorporate sarcini negative, asigurând neutralitatea electrică (figura 10).
- 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 11).
- Modelul Bohr (1913), prevede că electronii se mișcă pe orbite, la anumite distanțe de nucleu (figura 12).
- Modelul Schrödinger (1926) înlocuiește noțiunea de orbită cu cea de orbital, zonă în care există o probabilitate mare de a găsi electronul (figura 13).

Aplic

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

- Atomul de beriliu, ${}_4\text{Be}$, are configurație de dublet pe al doilea strat.
- Electronii de pe primul strat au energia cea mai mică.
- Stratul 2 ocupat cu 4 electroni este în curs de completare.
- Stratul Q este cel mai apropiat de nucleu.
- Stratul N se ocupă complet cu 16 electroni.
- Atomul cu $Z = 8$ are structură stabilă de octet pe ultimul strat.
- Atomul de sodiu, ${}_{11}\text{Na}$, are electronul distinctiv pe al doilea strat.

2. Asociază cifrele corespunzătoare atomilor din coloana A cu literele corespunzătoare numărului de electroni de pe ultimul strat din coloana B.

A	B
I. ${}_6\text{C}$	a. $1 e^-$ pe stratul N
II. ${}_9\text{F}$	b. $4 e^-$ pe stratul L
III. ${}_{17}\text{Cl}$	c. $6 e^-$ pe stratul L
IV. ${}_{19}\text{K}$	d. $7 e^-$ pe stratul L
	e. $7 e^-$ pe stratul M

3. Se dau următoarele elemente chimice: ${}_7\text{N}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{18}\text{Ar}$ și ${}_{20}\text{Ca}$.

- Scrie configurația electronică a atomului fiecărui element de mai sus.
- Notează elementele ai căror atomi au același număr de straturi ocupate cu electroni.
- Notează elementele ai căror atomi au același număr de electroni pe ultimul strat.
- Precizează elementul ai cărui atomi au configurație stabilă de octet.
- Notează elementul ai cărui atomi au electronul distinctiv plasat pe al doilea strat.
- Notează elementul ai cărui atomi au al treilea strat în curs de completare.
- Precizează elementul ai cărui atomi au doi electroni pe ultimul strat.

4. Calculează numărul de electroni dintr-o sârmă de aluminiu cu masa de 0,81 g, știind că aluminiul are numărul atomic $Z = 13$ și masa molară a aluminiului este 27 g/mol.

Fig. 9. Modelul Dalton

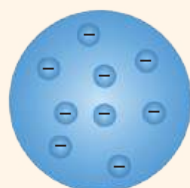


Fig. 10. Modelul Thomson

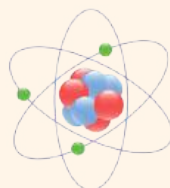


Fig. 11. Modelul Rutherford

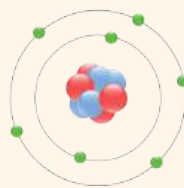


Fig. 12. Modelul Bohr



Fig. 13. Modelul Schrödinger

3.2 Corelații între configurația electronică a primelor 20 de elemente chimice și poziția lor în Tabelul periodic

În figura 1 sunt reprezentate configurațiile electronice ale atomilor cu numere atomice de la 1 la 20.

Cum se corelează configurația electronică a atomilor elementelor chimice cu poziția lor în Tabelul periodic?

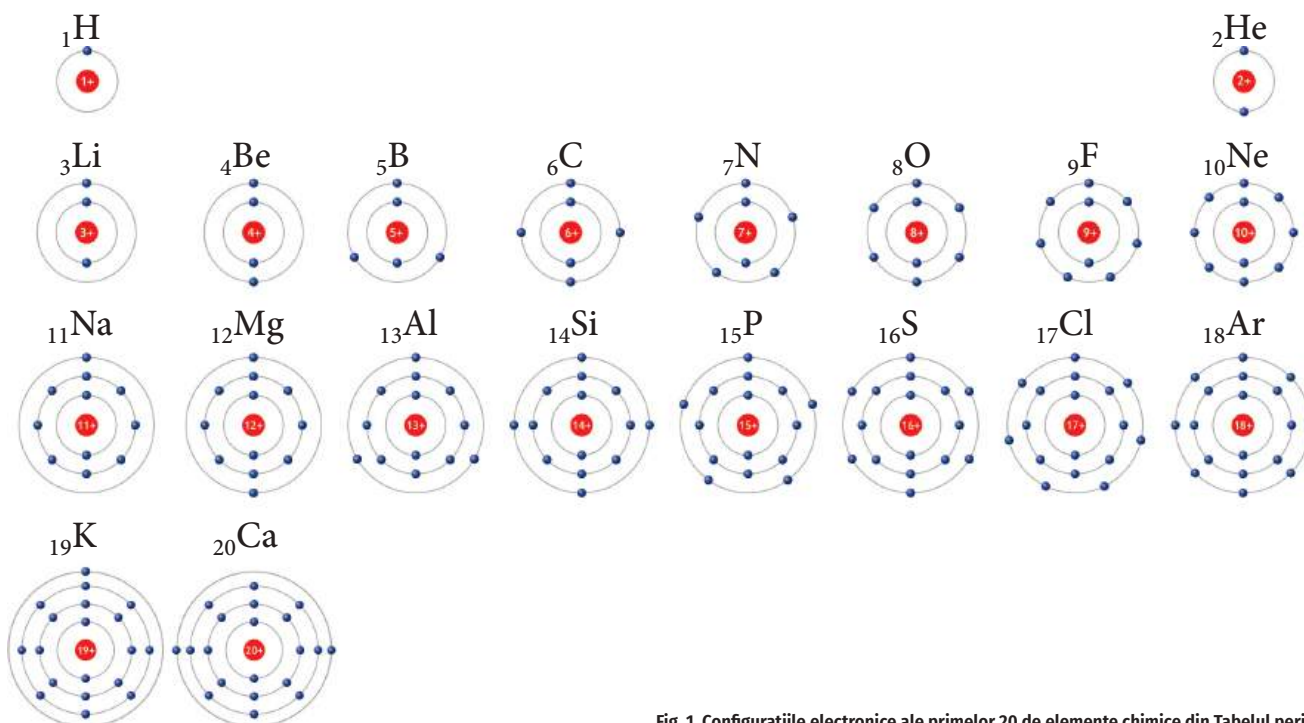


Fig. 1. Configurațiile electronice ale primelor 20 de elemente chimice din Tabelul periodic

În Tabelul periodic (vezi coperta 4), elementele chimice sunt ordonate în sensul crescător al numărului atomic, Z , formând șiruri orizontale numite perioade și coloane numite grupe.

ÎMI AMINTESC

Tabelul periodic al elementelor chimice este alcătuit din șiruri orizontale – numite perioade, și coloane – numite grupe.

- Perioadele sunt în număr de șapte și se notează cu cifre arabe de la 1 la 7, de sus în jos.
- Grupele se notează cu cifre arabe de la 1 la 18, de la stânga la dreapta, conform recomandării IUPAC.
- Grupele 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 și 18 se numesc și grupe principale, acestea pot fi notate cu cifre romane de la I A la VIII A. Grupele 3-12 se numesc grupe secundare, acestea pot fi notate de la I B până la VIII B.

Învăț



Tabelul periodic reprezintă o clasificare a elementelor care are la bază legea periodicității: proprietățile fizice și chimice ale elementelor variază periodic, în funcție de numărul atomic, Z . Numărul de ordine din Tabelul periodic este numărul atomic al elementului respectiv. Modul în care electronii unui atom se distribuie pe diferite straturi în învelișul de electroni influențează proprietățile elementului.

Comparând configurațiile electronice ale elementelor (figura 1) cu poziția elementelor în Tabelul periodic se observă că perioadele cuprind atomii elementelor cu același număr de straturi ocupate cu electroni.

Perioada 1 cuprinde două elemente, H și He, la care se completează primul strat cu 1, respectiv 2 electroni: ${}_1\text{H}: \text{K}(1) - 1 e^-$; ${}_2\text{He}: \text{K}(1) - 2 e^-$.

Perioada 2 cuprinde 8 elemente care au în curs de completare al doilea strat. Primul element din perioadă este litiul – un metal alcalin, iar ultimul element din perioadă este neonul, un gaz nobil.

${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
$\text{K}(1) - 2 e^-$	$\text{K}(1) - 2 e^-$	$\text{K}(1) - 2 e^-$	$\text{K}(1) - 2 e^-$	$\text{K}(1) - 2 e^-$	$\text{K}(1) - 2 e^-$	$\text{K}(1) - 2 e^-$	$\text{K}(1) - 2 e^-$
$\text{L}(2) - 1 e^-$	$\text{L}(2) - 2 e^-$	$\text{L}(2) - 3 e^-$	$\text{L}(2) - 4 e^-$	$\text{L}(2) - 5 e^-$	$\text{L}(2) - 6 e^-$	$\text{L}(2) - 7 e^-$	$\text{L}(2) - 8 e^-$

Perioada 3 cuprinde 8 elemente care au în curs de completare al treilea strat. Perioada 3 începe cu sodiul – un metal alcalin – și se încheie cu argonul – un gaz nobil.

$_{11}\text{Na}$	$_{12}\text{Mg}$	$_{13}\text{Al}$	$_{14}\text{Si}$	$_{15}\text{P}$	$_{16}\text{S}$	$_{17}\text{Cl}$	$_{18}\text{Ar}$
K(1) – 2 e ⁻	K(1) – 2 e ⁻	K(1) – 2 e ⁻	K(1) – 2 e ⁻	K(1) – 2 e ⁻	K(1) – 2 e ⁻	K(1) – 2 e ⁻	K(1) – 2 e ⁻
L(2) – 8 e ⁻	L(2) – 8 e ⁻	L(2) – 8 e ⁻	L(2) – 8 e ⁻	L(2) – 8 e ⁻	L(2) – 8 e ⁻	L(2) – 8 e ⁻	L(2) – 8 e ⁻
M(3) – 1 e ⁻	M(3) – 2 e ⁻	M(3) – 3 e ⁻	M(3) – 4 e ⁻	M(3) – 5 e ⁻	M(3) – 6 e ⁻	M(3) – 7 e ⁻	M(3) – 8 e ⁻

Perioadele 4 și 5 cuprind câte 18 elemente care au în curs de completare straturile N(4) și O(5), iar perioadele 6 și 7 cuprind câte 32 de elemente care au în curs de completare straturile P(6) și Q(7).

Se observă că elementele care fac parte din aceeași grupă au același număr de electroni pe ultimul strat. De exemplu, atomii elementelor Li, Na, K au câte un electron pe ultimul strat și se află în grupa 1(I A), grupa metalelor alcaline.

$_{3}\text{Li}$: K(1) – 2 e⁻; L(2) – 1 e⁻ (figura 2)

$_{11}\text{Na}$: K(1) – 2 e⁻; L(2) – 8 e⁻; M(3) – 1 e⁻

$_{19}\text{K}$: K(1) – 2 e⁻; L(2) – 8 e⁻; M(3) – 8 e⁻; N(4) – 1 e⁻

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

$_{4}\text{Be}$: K(1) – 2 e⁻; L(2) – 2 e⁻ (figura 3)

$_{12}\text{Mg}$: K(1) – 2 e⁻; L(2) – 8 e⁻; M(3) – 2 e⁻

$_{20}\text{Ca}$: K(1) – 2 e⁻; L(2) – 8 e⁻; M(3) – 8 e⁻; N(4) – 2 e⁻

La elementele F și Cl, numărul de electroni de pe ultimul strat este egal cu cifra unităților din numărul grupei în care se află în Tabelul periodic, grupa 17 (VII A), grupa halogenilor.

$_{9}\text{F}$: K(1) – 2 e⁻; L(2) – 7 e⁻

$_{17}\text{Cl}$: K(1) – 2 e⁻; L(2) – 8 e⁻; M(3) – 7 e⁻

Pentru elementele din grupele principale, cifra unităților din numărul grupei indică numărul de electroni de pe ultimul strat.

Structura învelișului de electroni se corelează cu poziția elementului în Tabelul periodic. Din configurația electronică se poate deduce poziția elementului în Tabelul periodic.

- numărul de straturi ocupate cu electroni indică numărul perioadei în care se află elementul;
- numărul de electroni de pe ultimul strat indică cifra unităților din notația IUPAC a grupei și numărul grupei principale în care se află elementul.

De exemplu, atomul de fosfor are numărul atomic $Z = 15$, care este și numărul de ordine al fosforului în Tabelul periodic. Din configurația electronică a atomului de fosfor:

$_{15}\text{P}$: K(1) – 2 e⁻, L(2) – 8 e⁻, M(3) – 5 e⁻

se poate deduce poziția fosforului în Tabelul periodic:

- sunt trei straturi ocupate cu electroni → fosforul se află în perioada 3;
- sunt 5 e⁻ pe ultimul strat → fosforul se află în grupa 15 (V A).

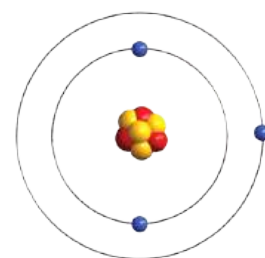


Fig. 2. Configurația atomului de litiu

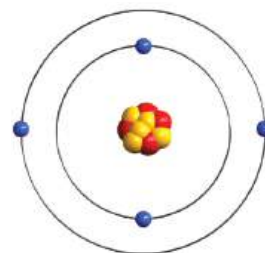


Fig. 3. Configurația atomului de beriliu

Descopăr

Completează tabelul următor după modelul dat, pentru a observa corelațiile dintre configurațiile electronice ale elementelor și pozițiile lor în Tabelul periodic.

Element chimic	Structura învelișului de electroni			Poziția în Tabelul periodic	
	Configurația electronică	Nr. de straturi	Nr. de electroni de pe ultimul strat	Perioada	Grupa
$_{6}\text{C}$	K(1) – 2 e ⁻ ; L(2) – 4 e ⁻	2	4	2	14 (IV A)
$_{14}\text{Si}$					
$_{17}\text{Cl}$					
$_{20}\text{Ca}$					

ÎMI AMINTESC

Metalele alcaline sunt moi, foarte reactive, reacționează energic cu apa și formează baze tari.

Metalele alcalino-pământoase sunt reactive, reacționează cu apa, la rece sau la cald, formând baze.

Metalele tranziționale sunt bune conducătoare de căldură și electricitate, formează compuși colorați.

Semimetalele au proprietăți intermediare între metale și nemetale: conduc electricitatea slab-moderat și prezintă atât proprietăți de metale, cât și proprietăți de nemetale.

Nemetalele nu conduc curentul electric (cu excepția grafitului), se află în toate stările de agregare.

Halogenii sunt nemetale foarte reactive, formează săruri.

Gazele nobile sunt foarte puțin reactive în condiții obișnuite.

Lantanidele sunt metale moi, reactive, cu proprietăți chimice asemănătoare.

Actinidele sunt metale grele, radioactive, majoritatea instabile.

REȚIN

- În Tabelul periodic, elementele chimice sunt ordonate în sensul crescător al numărului atomic Z , formând șiruri orizontale numite perioade și coloane numite grupe.
- Structura învelișului de electroni se corelează cu poziția elementului în Tabelul periodic.
 - numărul de straturi ocupate cu electroni este egal cu numărul perioadei;
 - numărul de electroni de pe ultimul strat este egal cu cifra unităților din notația IUPAC a grupei și cu numărul grupei principale.

Aplic

1. Se dau următoarele elemente chimice: ${}^6\text{C}$, ${}^{10}\text{Ne}$, ${}^{14}\text{Si}$ și ${}^{20}\text{Ca}$.



- Scrie configurația electronică a atomilor fiecărui element de mai sus și stabilește poziția elementelor în Tabelul periodic.
- Notează elementele care se află în aceeași grupă.
- Notează elementele care se află în aceeași perioadă.
- Precizează care este metalul dintre elementele de mai sus.
- Scrie configurația electronică a elementului care se află înaintea calciului în grupă.
- Scrie configurația electronică a gazului nobil în aceeași perioadă cu siliciul.
- Scrie configurația electronică a elementului care se află după neon în grupă.
- Scrie configurația electronică a elementului care se află înaintea carbonului în perioadă.

2. Scrie configurațiile electronice și stabilește numărul atomic Z pentru elementele chimice ai căror atomi au următoarele poziții în Tabelul periodic:

- Perioada 2, grupa 13 (III A);
- Perioada 2, grupa 18 (VIII A);
- Perioada 3, grupa 1 (I A);
- Perioada 3, grupa 15 (V A);
- Perioada 4, grupa 2 (II A);
- Perioada 4, grupa 1 (I A).

3. Se consideră patru elemente notate X_1 , X_2 , X_3 , X_4 , cu următoarele caracteristici:

- X_1 are același număr de electroni pe primul și pe al doilea strat;
- X_2 are același număr de electroni pe primul și pe al treilea strat;
- X_3 are același număr de electroni pe straturile K și N și același număr de electroni pe straturile L și M;
- X_4 are același număr de electroni pe straturile L și M.

Scrie simbolul chimic al fiecărui element în Tabelul periodic de mai jos.

	1 (IA)																18 (VIII A)
1		2 (IIA)															
2																	
3																	
4																	

Portofoliul meu

Selectează unul din elementele chimice din perioada 3 și documentează-te în legătură cu răspândirea sa în natură, proprietățile fizice, proprietățile chimice și utilizările acestuia. Realizează un afiș cu informațiile găsite.



3.3 Caracter metalic. Variația caracterului metalic în perioadă

Atomii gazelor nobile sau inerte nu participă la fenomene chimice și nu se combină cu alți atomi în condiții obișnuite. Stabilitatea acestor elemente este determinată de configurațiile stabile pe ultimul strat. Atomii altor elemente chimice tind să formeze configurații stabile de dublet sau de octet, ca ale gazelor rare.

Cum ar putea atomii de Na, Mg și Al (figura 1) să ajungă la o configurație stabilă de octet?

Învăț

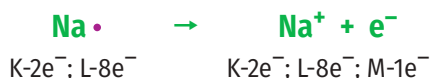


Atomii metalelor din grupele 1, 2, 13 au câte 1, 2, respectiv, 3 electroni pe ultimul strat, stratul de valență. Pentru a realiza configurații stabile, atomii metalelor cedează electroni și formează ioni pozitivi. Într-un ion pozitiv, numărul protonilor (particule încărcate pozitiv) este mai mare decât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



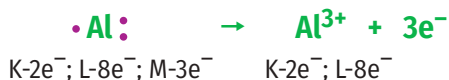
Atomul de sodiu, care are 1 electron pe stratul M(3), cedează electronul de pe ultimul strat. Se formează ionul pozitiv de sodiu (Na^{+}) cu o configurație stabilă de octet pe al doilea strat, precum cea a neonului, gazul rar din perioada anterioară a Tabelului periodic. În ionul de sodiu, numărul de protoni din nucleu ($11p^{+}$) este mai mare decât numărul de electroni din învelișul de electroni ($10e^{-}$).



Atomul de magneziu cedează cei 2 electroni de pe ultimul strat. Se formează ionul pozitiv de magneziu (Mg^{2+}) cu o configurație stabilă de octet de tip neon, gazul rar din perioada anterioară a Tabelului periodic. Ionul de magneziu are două sarcini pozitive, deoarece numărul de protoni din nucleu ($12p^{+}$) este cu două unități mai mare decât numărul de electroni din învelișul de electroni ($10e^{-}$).

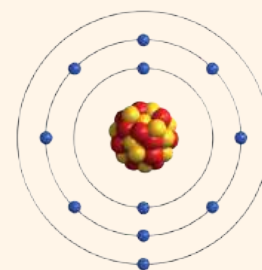


Atomul de aluminiu cedează cei 3 electroni de pe ultimul strat. Se formează ionul pozitiv de aluminiu (Al^{3+}) cu o configurație stabilă de octet pe al doilea strat. Ionul de aluminiu are un număr de protoni în nucleu ($13p^{+}$) cu trei unități mai mare decât numărul de electroni din învelișul de electroni ($10e^{-}$).



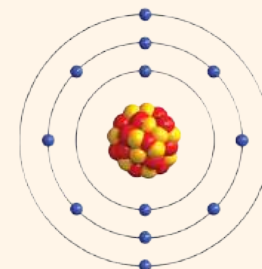
Atomii care au pe stratul de valență 1, 2 sau 3 electroni cedează electronii de pe ultimul strat, formând ioni pozitivi cu configurația electronică a gazului rar din perioada anterioară a Tabelului periodic. Elementele chimice care au proprietatea de a ceda electroni, formând ioni pozitivi, au caracter 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.



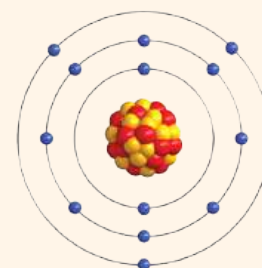
$_{11}Na:$

$K(1)-2e^{-}; L(2)-8e^{-}; M(3)-1e^{-}$



$_{12}Mg:$

$K(1)-2e^{-}; L(2)-8e^{-}; M(3)-2e^{-}$



$_{13}Al:$

$K(1)-2e^{-}; L(2)-8e^{-}; M(3)-3e^{-}$

Fig. 1. Configurațiile electronice ale atomilor de Na, Mg și Al

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.

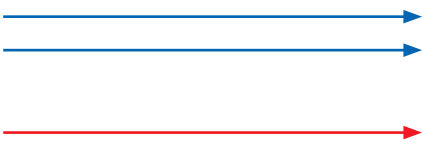
ÎMI AMINTESC

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.

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 pe ultimul strat	1	2	3
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 electronii de pe ultimul strat.			

Caracterul metalic al elementelor din perioada 3 scade în ordinea $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$, odată cu creșterea atracției nucleului și creșterea numărului de electroni cedați.

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.

Urmărește modul de lucru pentru fiecare activitate experimentală, observă transformările care au loc, înregistrează observațiile într-un tabel similar cu cel de mai jos, scrie ecuațiile reacțiilor chimice care au loc și consemnează concluziile, alegând cuvintele potrivite.

Atenție! Sodiul se păstrează în ulei, nu se atinge cu mâna. Sodiul se folosește în cantități foarte mici (0,05-0,2 g).

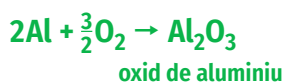
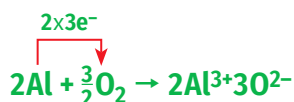
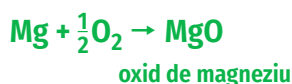
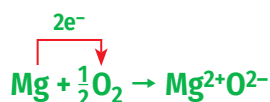
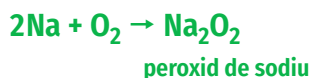
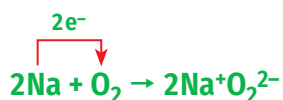
Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuația reacției chimice	Concluzii
1. Reacția de ardere a sodiului în oxigen	Se taie cu un cuțit o bucățică de sodiu și se pune într-o lingură de ars. Lingura de ars se încălzește la flacăra unui bec de gaz până când sodiul se aprinde.	În tăietură proaspătă, sodiul prezintă _____ care dispare _____. Sodiul se _____ și arde cu flacăra _____.	$2\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ peroxid de sodiu	Sodiul reacționează ușor/greu cu oxigenul din aer. La arderea sodiului în exces de oxigen, se formează oxid/peroxid de sodiu.
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 la rece/la încălzire.

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

Activitate experimentală	Mod de lucru	Observații experimentale	Ecuația reacției chimice	Concluzii
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 <i>un acid/o bază</i> .
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 <i>un acid/o bază</i> .
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.

Caracterul metalic influențează reactivitatea metalelor. În reacțiile chimice, atomii metalelor cedează electroni și se transformă în ioni pozitivi.

În reacția cu oxigenul, sodiul formează peroxid de sodiu, iar magneziul și aluminiul formează oxizii corespunzători.



ÎMI AMINTESC

Seria activității metalelor, numită și seria Beketov-Volta, conține metalele ordonate în sensul descrescător al reactivității lor. Poziția unui metal în seria de activitate reflectă reactivitatea acestuia în comparație cu alte metale.

IMI AMINTESC



Cu cât un metal este situat mai aproape de începutul seriei de activitate, cu atât este mai reactiv.

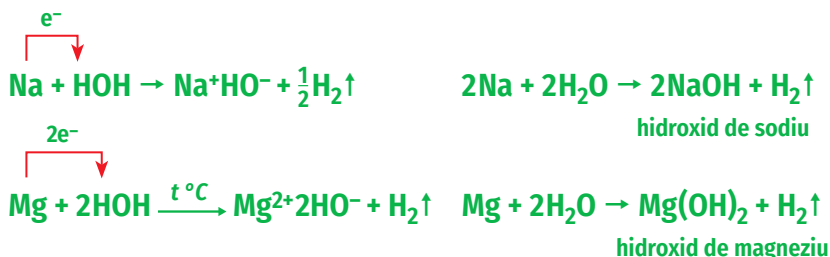
Deși nu este un metal, hidrogenul se află în această serie, deoarece apare în multe reacții de substituție între metale și apă sau între metale și acizi.

Crește reactivitatea chimică a metalelor

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

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, metalele nobile Ag, Pt, Au), fără formare de H₂. Un metal cu reactivitate mare poate substitui un alt metal mai puțin reactiv, din săruri și unii oxizi.

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 **Al < Mg < 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 Na > Mg > Al.

Aplic

- Se dau următoarele elemente chimice: ³Li, ¹²Mg și ²⁰Ca.**
 - Scris configurația electronică a atomilor fiecărui element.
 - 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 M₁ reacționează lent, metalul M₂ reacționează moderat, iar metalul M₃ reacționează violent cu soluția de acid clorhidric.**
 - Asociază metalele M₁, M₂, M₃ cu Na, Mg, Al.
 - Explică alegerea pe baza variației caracterului metalic.
 - Scris 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.**
 - Scris ecuația reacției chimice care a avut loc.
 - Calculează concentrația procentuală de masă a soluției obținute.
 - Determină masa de magneziu care poate dezlouă aceeași masă de hidrogen precum cea obținută din reacția a 2,3 g de sodiu cu apă.
- Amestecul de magneziu și aluminiu, cunoscut sub numele de magnalium, este utilizat pe scară largă în industria pirotehnică pentru fabricarea artificilor. Utilizarea acestui amestec 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 a aluminiului pentru producerea artificilor.
 - Scris 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.

3.4 Caracter nemetalic. Variația caracterului nemetalic în grupă și în perioadă

Atomii elementelor care au pe ultimul strat mai mulți electroni pot realiza o configurație stabilă prin acceptare de electroni.

Cum ar putea atomii de N, O, F (figura 1) să ajungă la o configurație stabilă de octet?

Învăț



Atomii nemetalelor din grupele 15, 16 și 17 au pe ultimul strat, stratul de valență, câte 5, 6, respectiv 7 electroni. Pentru a realiza configurații stabile, atomii nemetalelor acceptă electroni și formează ioni negativi.

Atomul de azot, care are 5 electroni pe stratul L(2), acceptă 3 electroni și formează un ion negativ de azot (N^{3-}) cu configurație stabilă de octet pe al doilea strat, precum cea a neonului, gazul rar cel mai apropiat în Tabelul periodic. În ionul de azot, numărul de protoni din nucleu ($7p^+$) este mai mic decât numărul de electroni din învelișul de electroni ($10e^-$).



Atomul de oxigen acceptă 2 electroni și formează ionul negativ de oxigen (O^{2-}) cu configurație stabilă de octet pe al doilea strat, de tip neon, gazul rar cel mai apropiat în Tabelul periodic. În ionul de oxigen, numărul de protoni din nucleu ($8p^+$) este mai mic decât numărul de electroni din învelișul de electroni ($10e^-$).



Atomul de fluor acceptă un electron și formează ionul negativ de fluorură (F^-) cu configurație stabilă de octet pe al doilea strat. Ionul de fluor este încărcat cu o sarcină electrică negativă deoarece are un număr de electroni ($10e^-$) mai mare decât numărul de protoni din nucleu ($9p^+$).

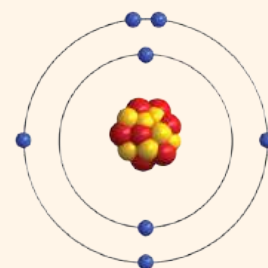


Prin acceptare de electroni, atomii se transformă în ioni negativi. Într-un ion negativ, numărul protonilor este mai mic decât numărul electronilor. Sarcina ionilor negativi este egală cu numărul de electroni acceptați de atom în procesul de ionizare. Procesul de ionizare a unui atom de nemetal, E, în care acesta acceptă n electroni se reprezintă:

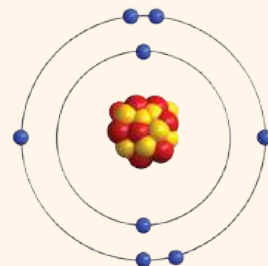


Atomii care au pe stratul de valență 5, 6 sau 7 electroni, acceptă 3, 2, respectiv 1 electron, formând ioni negativi cu configurația electronică a gazului rar cel mai apropiat în Tabelul periodic. Elementele chimice care au proprietatea de a accepta electroni, transformându-se în ioni negativi, au caracter electronegativ și sunt nemetale.

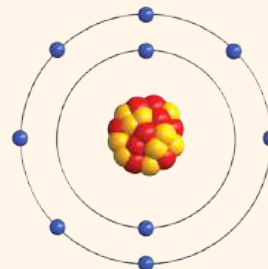
Caracterul nemetalic al unui element este cu atât mai pronunțat cu cât atomii săi acceptă mai ușor electroni și se transformă în ioni negativi. Caracterul nemetalic este influențat de forța de atracție a nucleului și de numărul de electroni acceptați.



${}_7\text{N}: \text{K}(1)-2e^-; \text{L}(2)-5e^-$



${}_8\text{O}: \text{K}(1)-2e^-; \text{L}(2)-6e^-$



${}_9\text{F}: \text{K}(1)-2e^-; \text{L}(2)-7e^-$

Fig. 1. Configurațiile electronice ale atomilor de N, O și F

ÎMI AMINTESC

Atomii se pot reprezenta folosind simboluri Lewis în care electronii de pe ultimul strat sunt reprezentați prin puncte.



ÎMI AMINTESC

Nemetalele sunt situate în partea din dreapta a Tabelului periodic, iar metalele sunt situate în partea stângă și în centrul Tabelului periodic. Linia în zigzag separă metalele de nemetale.

Proprietăți fizice ale nemetalelor:

- la temperatură obișnuită, sunt solide (carbonul, sulfur, fosforul, iodul), lichide (bromul) sau gazoase (hidrogenul, oxigenul, azotul, clorul);
- sunt incolore (hidrogenul, oxigenul, azotul) sau colorate (sulfur – galben, clorul – verde);
- nu sunt bune conductoare de căldură și electricitate, cu excepția grafitului;
- cele solide nu sunt maleabile sau ductile; sunt dure (diamantul) sau sfărâmbicioase (sulfur);
- sunt insolubile în apă (sulf, carbon) sau parțial solubile în apă (oxigenul, clorul, hidrogenul).

Proprietăți chimice

generale ale nemetalelor:

- acceptă electroni și formează ioni negativi (anioni);
- formează compuși moleculari prin punere în comun de electroni cu alți atomi ai nemetalelor;
- formează în general oxizi acizi, care, în reacție cu apa, formează acizi oxigenați;
- reacționează cu metale, formând compuși ionici;
- reacționează între ele sau cu hidrogenul, formând compuși moleculari.

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	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$
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 $\text{N} < \text{O} < \text{F}$ 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 mai ușor un electron 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, printr-un dop perforat, un tub de sticlă. Celălalt capăt al tubului se introduce într-o eprubetă care conține apă distilată.

În prima eprubetă se observă formarea unui gaz de culoare galben-verzuie care colorează apa din a doua eprubetă în galben-verzui.

Ecuția reacției chimice care a avut loc este:



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-brună. Ecuația reacției chimice:



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-roșcată. Ecuația reacției chimice:



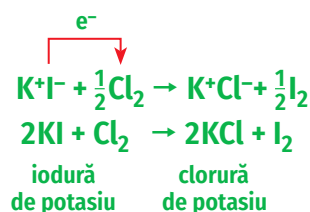
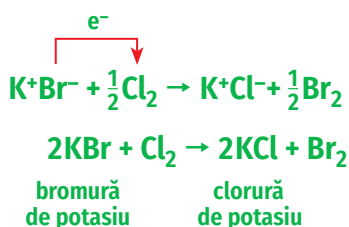
4. Comportarea iodului față de soluția de clorură de sodiu

Mod de lucru: Într-o eprubetă se introduce soluție de clorură de sodiu și 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 electroni mai ușor. În aceste reacții, culoarea soluțiilor se modifică deoarece se formează Br_2 și, 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 $\text{I} < \text{Br} < \text{Cl}$.

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 $\text{I} < \text{Br} < \text{Cl} < \text{F}$.

Aplic



- Precizează ce reacții chimice pot avea loc și completează ecuațiile chimice ale reacțiilor posibile. Justifică răspunsul.**
 - $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow \text{---}$
 - $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{---}$
 - $\text{I}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow \text{---}$
 - $\text{Br}_2 + 2\text{KCl} \rightarrow \text{---}$
 - $\text{I}_2 + 2\text{KCl} \rightarrow \text{---}$
 - $\text{Br}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{---}$
- Reacția calciului cu halogenii are loc în condiții diferite. Clorul, gazos, reacționează rapid cu calciul la temperatura camerei. Bromul, aflat în stare lichidă, reacționează cu calciul mai lent, la încălzire ușoară. Iodul, aflat în stare solidă, reacționează cu calciul lent, numai la încălzire puternică în stare de vapori.**
 - Scrie ecuațiile reacțiilor chimice.
 - Explică diferența de reactivitate a halogenilor față de calciu.
- Într-un vas cu clor gazos este introdus sodiu metalic, încălzit într-o lingură de ars. Se observă o reacție violentă, cu flacără galbenă și formare de cristale albe.**
 - Scrie ecuația reacției chimice care a avut loc.
 - Precizează rolul clorului în reacție.
 - Calculează masa de produs obținută din reacția a 4,6 g Na cu exces de clor.

Recapitulare

Electronii unui atom sunt atrași de nucleu prin forțe electrostatice care cresc odată cu scăderea distanței față de nucleu. De aceea, straturile se ocupă cu electroni în ordinea creșterii energiei lor, de la nucleu spre exterior: K(1), L(2), M(3), N(4), O(5), P(6), Q(7). Un strat, n , poate fi ocupat cu maximum $2n^2$ electroni.

Configurația electronică determină reactivitatea elementului și poziția elementului în Tabelul periodic.

- numărul de straturi ocupate cu electroni este egal cu numărul perioadei;
- numărul de electroni de pe ultimul strat este egal cu cifra unităților din notația IUPAC a grupei și cu numărul grupei principale.

Atomii elementelor din grupa 18 (VIII A) a Tabelului periodic au pe ultimul strat configurații stabile.

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.

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.

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 cifrele corespunzătoare numărului de electroni de pe ultimul strat din coloana A cu literele corespunzătoare numărului atomic Z din coloana B și cifrele corespunzătoare poziției în Tabelul periodic din coloana C.

20 puncte (5 p. x 4)

A	B	C
I. $1e^-$ pe stratul N	a. 2	1. grupa 14 perioada 2
II. $2e^-$ pe stratul K	b. 6	2. grupa 1 perioada 4
III. $3e^-$ pe stratul M	c. 12	3. grupa 18 perioada 1
IV. $4e^-$ pe stratul L	d. 13	4. grupa 13 perioada 3
	e. 19	

3. Se dau următoarele elemente chimice: 9F , ${}^{11}Na$, ${}^{12}Mg$, ${}^{13}Al$ și ${}^{17}Cl$.

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 ca cea a atomului de argon.

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 argonul este un gaz inert.
- Calculează masa de clor care reacționează cu 160 g de element X de puritate 97,5 %, știind că masa atomică relativă a elementului X este 39.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

Proiect – Importanța Tabelului periodic pentru predicția proprietăților chimice ale elementelor

Tabelul periodic permite anticiparea proprietăților chimice ale elementelor, chiar și fără a le caracteriza experimental. Organizarea elementelor în funcție de numărul atomic și de configurația electronică face posibilă observarea unor regularități în comportamentul chimic. Prin analiza poziției unui element în Tabelul periodic (perioadă și grupă), se pot preciza: caracterul chimic, tipul de ioni formați, comportamentul în reacții chimice.

Ce vei face?

Vei demonstra că Tabelul periodic poate fi folosit pentru a caracteriza proprietățile chimice ale primelor 20 de elemente, 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 modul în care 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. Astfel, îți vei dezvolta capacitatea de analiză, comparare și argumentare științifică.

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 dioxidul de carbon și trioxidul de sulf.

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.	

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

La sfârșitul acestei unități:	5 – În foarte mare măsură	4 – În mare măsură	3 – În oarecare măsură	2 – În mică măsură	1 – În foarte mică măsură
Reprezintă 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.					

UNITATEA 4

Legături chimice

4.1 Legătura ionică • 4.2 Cristalul de clorură de sodiu. Proprietăți fizice ale clorurii de sodiu • 4.3 Legătura covalentă

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.

4.1 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

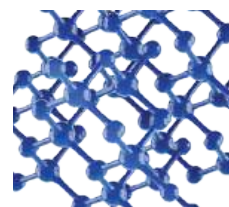


Fig. 4. Structura diamantului

Învăț

Pentru a înțelege lumea din jurul nostru este important 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, iar 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, proteinelor, ADN-ului, medicamentelor sau materialelor plastice.

Legăturile chimice reprezintă forțe de atracție care mențin particulele unite (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 electronii de pe ultimul strat, electronii de valență prin transfer de electroni sau prin punere în comun de electroni.

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.

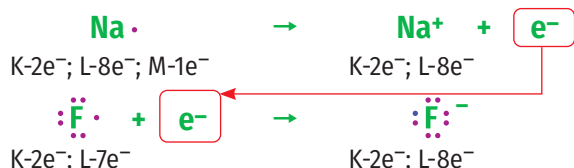
Legătura ionică se formează prin **transfer de electroni** de la atomii elementelor cu caracter metalic pronunțat la atomii elementelor cu caracter nemetalic pronunțat, urmat de **atracția electrostatică dintre ioni cu sarcini opuse** rezultați.

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, utilizată în medicină, igienă dentară, industrie și cercetare.

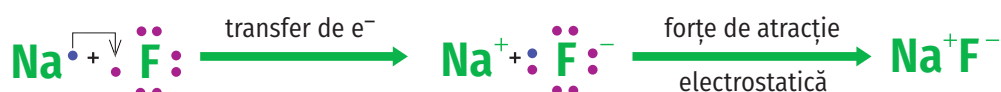


Sodiul este un metal alcalin ai cărui atomi au un electron pe ultimul strat, pe care îl cedează ușor și se transformă în ioni pozitivi (cationi), Na^+ .

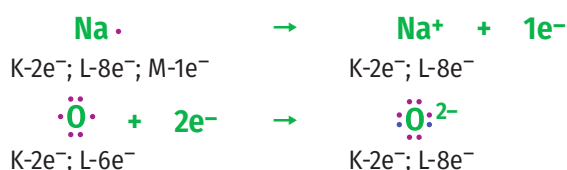
Fluorul este un nemetal foarte reactiv ai cărui atomi acceptă un electron pentru a-și completa al doilea strat, formând ioni negativi (anioni), F^- . Ambele tipuri de atomi, prin ionizare, ajung la o configurație electronică stabilă, de octet.



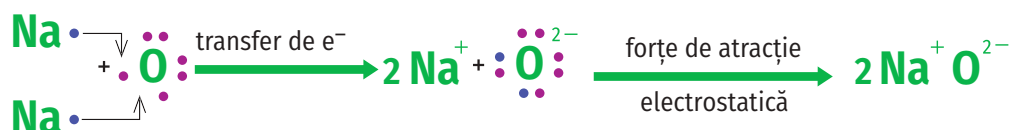
În timpul reacției chimice, fiecare atom de sodiu cedează un electron unui atom de fluor. Astfel, se formează ioni cu sarcini opuse, Na^+ și F^- , care se atrag electrostatic, formând un solid cristalin, fluorura de sodiu. Formarea legăturii ionice se poate reprezenta folosind simboluri Lewis astfel:



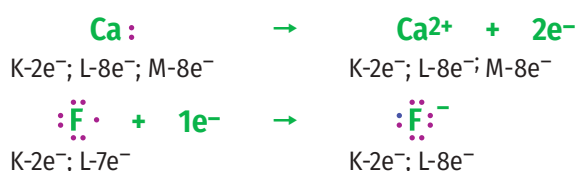
Compusul ionic oxid de sodiu se formează prin transfer de electroni între atomii de sodiu și atomii de oxigen. Pentru a realiza configurații stabile de octet, atomul de sodiu trebuie să cedeze electronul de pe ultimul strat, iar atomul de oxigen trebuie să accepte doi electroni.



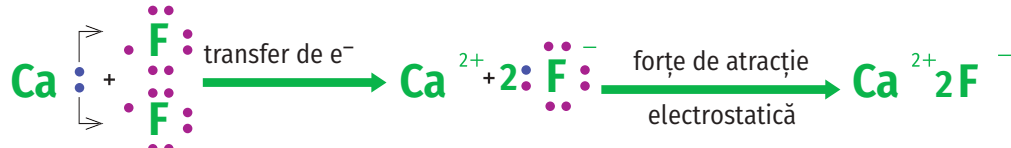
Prin urmare, compusul care se formează între sodiu și oxigen necesită un raport de doi atomi de sodiu la fiecare atom de oxigen. Cei doi atomi de sodiu cedează fiecare câte un electron de valență, în timp ce atomul de oxigen acceptă cei doi electroni. Ionii formați se atrag electrostatic, formând compusul ionic oxid de sodiu, Na_2O , în care raportul dintre ioni este $\text{Na}^+ : \text{O}^{2-} = 2 : 1$.



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 $\text{Ca}^{2+} : F^- = 1 : 2$.



MĂ INFORMEZ



Fluorura de sodiu are mai multe utilizări importante.

- În igiena 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).
 - Este reactiv chimic în sinteze (figura 6).
 - Este utilizată ca insecticid pentru combaterea dăunătorilor, cu precauție, deoarece este toxică în doze mari.
 - Este folosită în metalurgie, 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.



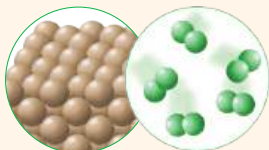
Fig. 6. Fluorură de sodiu



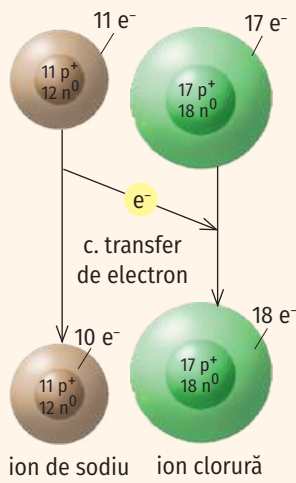
sodiu

clor

a. substanțe simple

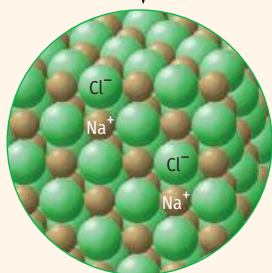


b. reprezentare la scară microscopică a atomilor de Na și a moleculelor de Cl_2



ion de sodiu (Na^+) ion clorură (Cl^-)

d. atracția electrostatică a ionilor



e. cristalul de NaCl la scară microscopică



f. clorură de sodiu

Fig. 7. Formarea clorurii de sodiu

Descopăr

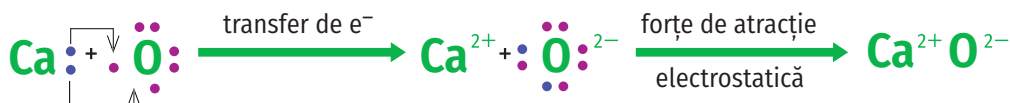
Prin reacția dintre sodiu și clor se obține compusul ionic clorură de sodiu, iar în reacția calciului cu oxigenul se obține oxid de calciu, un compus ionic, de tip oxid bazic.

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. 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 ${}_8\text{O}$ |

2. Scrie formulele compușilor 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-} |

3. 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 clor care acceptă electronii cedați de atomii conținuți în 10 g de sodiu de puritate 92%.

4. Se dau următoarele elemente chimice: ${}_9\text{F}$, ${}_{11}\text{Na}$ și ${}_{20}\text{Ca}$.

- 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 în 39 g de fluorură de calciu de puritate 90%.

4.2 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?



Fig. 1. Cristale de halit

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?

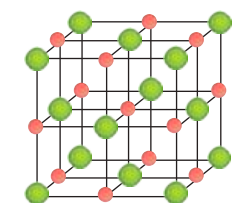
Întregii rețele ionice?

- 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^- ?

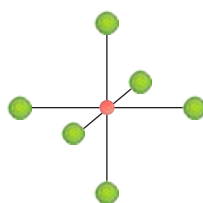
Argumentează răspunsurile pe baza observațiilor făcute.



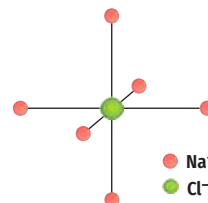
a. Structura compactă a cristalului de NaCl



b. Cea mai mică unitate structurală a cristalului de NaCl



c. Aranjamentul ionilor Cl^- în jurul unui ion Na^+



d. Aranjamentul ionilor Na^+ în jurul unui ion Cl^-

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 2.a). Forma cubică a cristalelor (figura 2.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 2.c), iar fiecare ion Cl^- este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Na^+ (figura 2.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.

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.

Majoritatea compușilor ionici sunt solubili în apă.

Soluțiile sau topiturile compușilor ionici conduc curentul electric și se numesc electroliți.

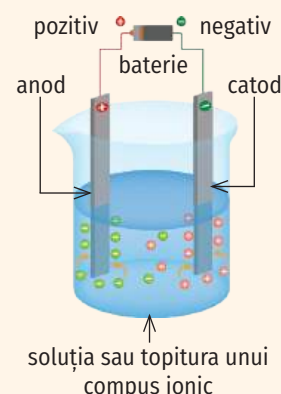


Fig. 3. Trecerea curentului electric printr-o soluție de electrolit

Anodul (+) este electrodul conectat la borna pozitivă a bateriei, spre care se deplasează anionii ($-$), ionii negativi din soluția sau topitura compusului ionic. Catodul (-) este electrodul conectat la borna negativă a bateriei. Spre el se deplasează cationii ($+$), ionii pozitivi din soluția sau topitura compusului ionic (figura 3).

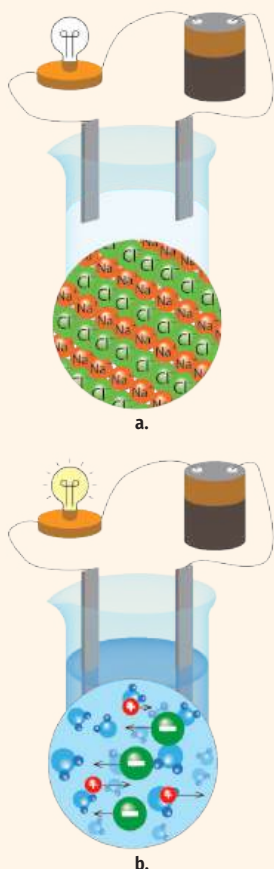


Fig. 4. Testarea conductibilității electrice

a. NaCl solidă

b. soluție apoasă de NaCl



Fig. 5. Sare de Himalaya

Investigație

Descoperirea proprietăților fizice ale clorurii de sodiu – activitate practică de laborator în echipă, frontală

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 a clorurii de sodiu, puneți o cantitate mică de NaCl 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.

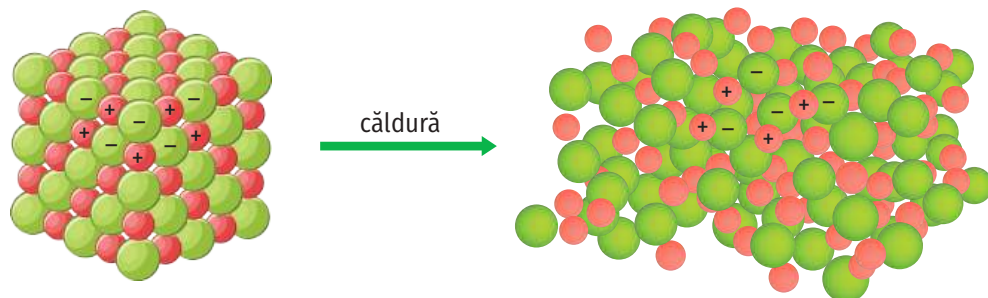
Învăț

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 este ridicată deoarece topirea clorurii de sodiu (figura 6) necesită o cantitate mare de căldură pentru a învinge forțele electrostatice puternice care țin ionii Na^+ și Cl^- împreună în rețea.

Solubilitate. Clorura de sodiu se dizolvă în apă. Solubilitatea clorurii de sodiu în apă permite existența ionilor Na^+ și Cl^- în soluție, făcând posibilă desfășurarea multor procese biologice, chimice și industriale.



a. În stare solidă, între ioni se exercită forțe de atracție electrostatică puternice. Ionii ocupă poziții fixe în cristal.

b. În topitură, ionii părăsesc pozițiile fixe din cristal și devin mobili.

Fig. 6. Topirea clorurii de sodiu

MĂ INFORMEZ



Clorura de sodiu este utilizată la deszăpezirea drumurilor, deoarece, dizolvată în apă, scade punctul de îngheț al acesteia, împiedică formarea gheții și favorizează topirea gheții existente. Când clorura de sodiu este împrăștiată pe gheață sau zăpadă, sarea se dizolvă în stratul subțire de apă de la suprafața gheții. Astfel, se formează o soluție salină care are un punct de îngheț mai mic. Apa pură îngheață la 0°C , dar soluția de clorură de sodiu poate rămâne lichidă până la aproximativ -21°C (în concentrație optimă). Gheața continuă să se topească atât timp cât temperatura este peste punctul de îngheț al saramurii. Astfel, la suprafața drumurilor se formează o peliculă de apă sărată care reduce alunecarea, împiedică refacerea rapidă a gheții și îmbunătățește aderența roților. Avantajele utilizării clorurii de sodiu:

- este eficientă în condiții obișnuite de iarnă (până la -10°C);
 - este relativ ieftină;
 - este ușor de procurat și ușor de manipulat.
- Dezavantajele utilizării clorurii de sodiu:
- sub -10°C , eficacitatea scade considerabil, motiv pentru care, în condiții de iarnă extremă, se folosesc alte substanțe (CaCl_2 , MgCl_2);
 - favorizează coroziunea metalelor și poate deteriora asfaltul și betonul;
 - poluează apele, afectează solul și vegetația.

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 spre electrozi, 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 (figura 7.a), planele 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 sparg cristalul (figura 7.c.).

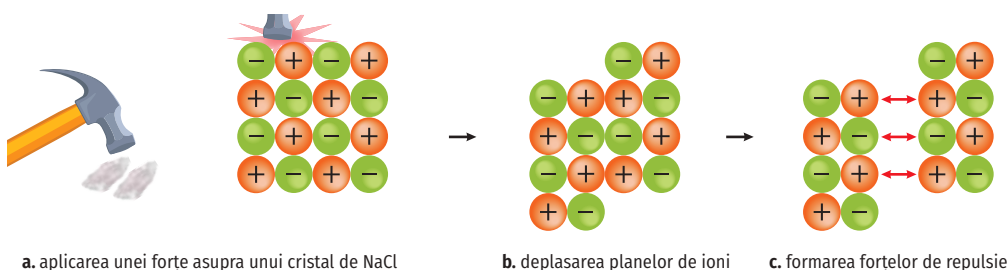


Fig. 7. Spargerea cristalului de clorură de sodiu

REȚIN

- Cristalul 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



1. Unele halogenuri ale metalelor alcaline prezintă structura clorurii de sodiu.

- Caracterizează cristalul de clorură de sodiu.
- Notează formulele chimice a trei halogenuri alcaline.
- Modelează formarea legăturilor ionice în cele trei halogenuri.

2. Precizează cauzele următoarelor proprietăți ale clorurii de sodiu:

- Cristalul 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.
- Cristalul de clorură de sodiu se sparge la lovire.

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 clorura de sodiu;
- să realizezi legătura între structura ionică a clorurii de sodiu și proprietățile fizice ale acesteia. Adaugă fișa la portofoliul tău.

ÎMI AMINTESC

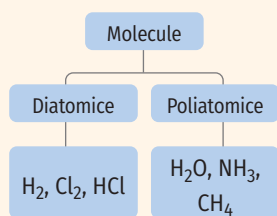


Molecula este cea mai mică particulă dintr-o substanță, care poate exista în stare liberă și care păstrează proprietățile substanței din care provine.

Atomii nemetalelor pot realiza configurația stabilă de octet a gazului rar 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 compușilor 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 (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , HCl , NH_3 , CH_4), lichidă (H_2O , Br_2) sau solidă (P_4 , S_8 , I_2);
- nu conduc curentul electric, în stare pură;
- compușii moleculari pot fi: insolubili în apă, ca de exemplu CH_4 ; solubili în apă, de exemplu: HCl , NH_3 ; parțial solubili în apă, cum ar fi O_2 (fapt care face posibilă viața subacvatică).

4.3 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 și 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 ce se formează prin punere în comun de electroni între doi atomi.

Legătura covalentă se reprezintă prin modele grafice 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 conține doi atomi de hidrogen uniți printr-o legătură covalentă. Fiecare atom de hidrogen are un electron în învelișul său și poate forma o configurație stabilă de dublet prin punerea în comun a electronului său cu electronul altui atom de hidrogen. Când cei doi atomi de hidrogen se apropie unul de celălalt, la o anumită distanță între nuclee, se formează o pereche comună de electroni care aparține ambilor atomi. În jurul fiecărui nucleu de hidrogen gravitează acum doi electroni și fiecare atom realizează o configurație stabilă de dublet. Formarea legăturii covalente în molecula de hidrogen, H_2 , se poate reprezenta:



Molecula de clor conține doi atomi de clor uniți printr-o legătură covalentă. Fiecare atom de clor are 7 electroni pe ultimul strat ($_{17}Cl$: K – 2 e⁻; L – 8 e⁻; M – 7 e⁻). Prin punerea în comun a câte unui electron cu un alt atom de clor, fiecare atom își completează octetul pe stratul al treilea. Perechea comună de electroni aparține ambilor atomi. Astfel, fiecare atom de clor realizează o configurație stabilă de octet. Fiecare atom de clor mai are 6 electroni neparticipanți. Formarea legăturii covalente în molecula de clor, Cl_2 , se poate reprezenta:



Descopăr

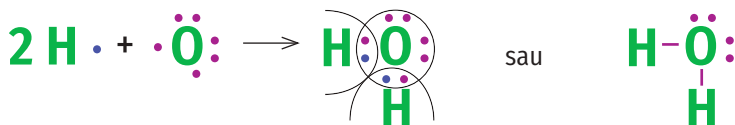
Având ca exemplu formarea legăturilor covalente în moleculele de hidrogen și clor, împreună cu un coleg/o colegă, observă reprezentările legăturilor covalente și completează spațiile libere din enunțurile de mai jos. Cu ajutorul trusei cu bile și tije, modelați moleculele studiate (figurile 1-6).

1. Formarea moleculei de acid clorhidric (HCl)



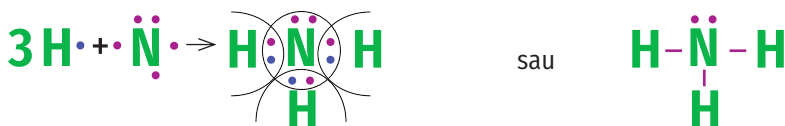
Atomul de hidrogen are ____ electron în învelișul său și tinde să formeze o configurație stabilă de _____. Atomul de clor are ____ electroni pe ultimul strat și poate forma configurație stabilă de ____ prin punerea în comun a unui electron cu ____ atomului de hidrogen. Între atomii de hidrogen și clor se formează o pereche de electroni comună care aparține celor ____ atomi. Atomul de clor mai are ____ electroni cu care nu participă la formarea legăturii covalente.

2. Formarea moleculei de apă (H₂O)



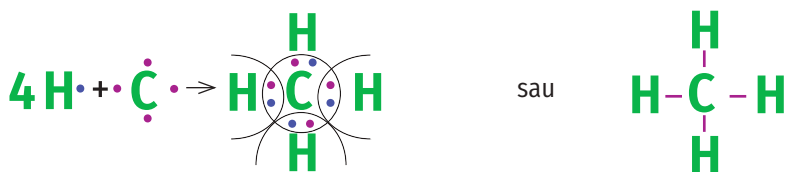
Configurația electronică a oxigenului (Z = 8) este _____. Oxigenul are ____ electroni pe ultimul strat și poate dobândi configurație stabilă de _____ pe al _____ strat, prin punerea în comun a doi electroni cu doi atomi de hidrogen care participă cu câte un electron. Atomul de oxigen formează ____ legături covalente cu cei doi atomi de hidrogen, rezultând molecula de apă. Atomul de _____ mai are 4 electroni neparticipanți.

3. 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 pune în comun ____ electroni cu trei atomi de hidrogen care participă cu câte un electron. Astfel, atomul de azot dobândește configurație stabilă de _____ și atomii de hidrogen ajung la configurație stabilă de _____. În molecula de amoniac, atomul de azot formează ____ legături covalente cu cei trei atomi de hidrogen. Atomul de azot mai are ____ electroni neparticipanți.

4. Formarea moleculei de metan (CH₄)



Configurația electronică a carbonului (Z = 6) este _____. Atomul de carbon are ____ electroni pe ultimul strat. La formarea moleculei de metan, atomul de carbon pune în comun ____ electroni cu cei patru atomi de hidrogen care participă cu câte un electron. Astfel, atomul de carbon dobândește configurație stabilă de octet pe al _____ strat și atomii de hidrogen ajung la configurație stabilă de _____. În molecula de metan, atomul de carbon formează ____ legături covalente cu cei patru atomi de hidrogen.

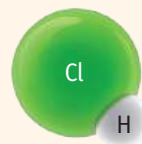


Fig. 1. Modelul moleculei de HCl

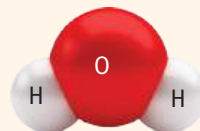


Fig. 2. Modelul moleculei de H₂O

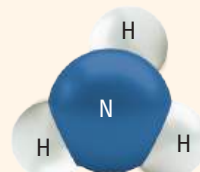


Fig. 3. Modelul moleculei de NH₃

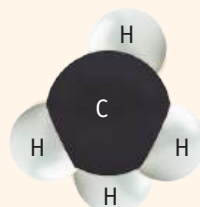


Fig. 4. Modelul moleculei de CH₄

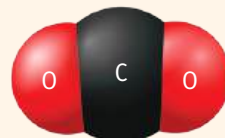


Fig. 5. Modelul moleculei de CO₂



Fig. 6. Modelul moleculei de N₂

UNITATEA 4

Învăț

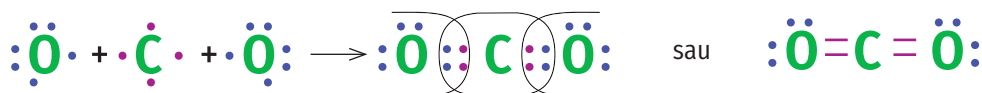


În moleculele de hidrogen, clor, acid clorhidric, apă, amoniac și metan, doi atomi care au o pereche comună de electroni sunt uniți printr-o legătură covalentă, denumită și legătură simplă. În multe molecule, atomii nemetalelor pot dobândi configurații stabile de octet punând în comun mai mulți electroni.

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.

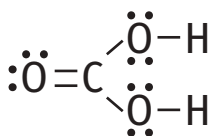


La formarea moleculei de azot (figura 6), N₂, fiecare atom de azot pune în comun câte trei electroni cu celălalt atom de azot. Astfel, între cei doi atomi de azot se formează o legătură covalentă triplă.



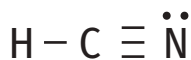
Descopăr

Identifică legăturile simple, duble și triple din moleculele următoarelor substanțe:



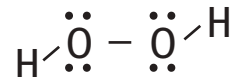
Acid carbonic

Se formează în băuturile carbogazoase prin reacția apei cu dioxidul de carbon.



Acid cianhidric

Este utilizat pentru obținerea fibrelor sintetice.



Apa oxigenată

Este folosită pentru dezinfectarea rănilor.

REȚIN

- Legătura covalentă se formează prin punerea în comun a electronilor și stă la baza formării moleculelor.
- În funcție de numărul de electroni puși în comun de fiecare atom, legăturile covalente pot fi simple, duble sau triple.

Aplic



1. Completează tabelul pentru moleculele H₂, Cl₂, N₂, HCl, H₂O, NH₃, CH₄ și CO₂, după modelul dat.

Molecula	Tip legătură	Nr. perechi comune de electroni	Nr. perechi de electroni neparticipanți	Tipul configurației stabile
H ₂	covalentă simplă	1	0	doublet

- Un elev a reprezentat formarea moleculelor Cl₂, H₂O și CO₂ astfel: Cl = Cl, O—H—H, O—C—O. Identifică greșelile, explică de ce aceste reprezentări sunt greșite și reprezintă corect formarea legăturilor covalente.
- O soluție apoasă de acid clorhidric cu masa de 500 g, conține 54,198 · 10²⁴ electroni proveniți din moleculele de HCl.
 - Determină masa de HCl dizolvată în soluție.
 - Calculează concentrația procentuală de masă a soluției de acid clorhidric.

Recapitulare

Legăturile chimice reprezintă forțe de atracție care mențin particulele unite (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.

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 ioni cu sarcini opuse rezultată.

De exemplu, la formarea clorurii 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 ioni Na^+ și Cl^- sunt dispuși alternativ, ceea ce determină proprietățile sale fizice: stare solidă la temperatură obișnuită, solubil în apă, casant,

temperatură de topire ridicată, conduce curentul electric în soluție și în topitură.



Legătura covalentă se formează prin punere în comun a electronilor și stă la baza formării moleculelor. Punerea în comun de electroni este diferită de procesul de ionizare, deoarece electronii nu sunt cedați sau acceptați, ci aparțin ambilor atomi. În molecula de acid clorhidric, HCl, atomul de clor și atomul de hidrogen sunt uniți prin legătură covalentă formată prin punerea în comun a câte unui electron de către fiecare atom.



Legăturile covalente pot fi simple, duble sau triple, în funcție de numărul de electroni puși în comun de fiecare atom.

Evaluare

- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):** 10 puncte (2 p. x 5)
 - La formarea legăturilor chimice, atomii participă cu electronii de pe ultimul strat.
 - Legătura ionică se formează prin transfer de electroni de la atomii metalelor la atomii nemetalelor și prin atracția electrostatică a ionilor formați.
 - Substanțele ionice sunt alcătuite din molecule.
 - În molecula de clor, atomii sunt uniți printr-o legătură covalentă simplă.
 - Clorura de sodiu conduce curentul electric în stare solidă.
- Asociază cifra corespunzătoare formulei chimice din coloana A cu litera corespunzătoare tipului de legătură chimică din coloana B și cu litera corespunzătoare configurației electronice formate din coloana C.** 20 puncte (5 p. x 4)

A	B	C
1. Na_2O	A. o legătură covalentă simplă D. o legătură covalentă triplă	a. dublet
2. N_2	B. două legături covalente simple E. legătură ionică	b. octet
3. H_2O	C. două legături covalente duble	c. dublet și octet
4. CO_2		

- Se dau următoarele elemente chimice: ${}_1\text{H}$, ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$ și ${}_{20}\text{Ca}$.** 30 puncte (10 p. x 3)
 - Scrie configurația electronică a atomului fiecărui element de mai sus.
 - Reprezintă formarea legăturii ionice pentru doi compuși ai acestor elemente.
 - Reprezintă formarea legăturilor covalente pentru doi compuși moleculari formați din unele dintre aceste elemente.
- Elementele E_1 și E_2 formează compusul X. Elementul E_1 formează ioni cu o sarcină pozitivă cu o configurație ca a gazului nobil din perioada 2. Elementul E_2 formează ioni cu o sarcină negativă cu configurație ca a 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.
 - Indică două proprietăți fizice ale compusului X și explică-le pe baza structurii acestuia.
 - Scrie formulele chimice pentru doi compuși moleculari care conțin atomi ai elementului E_2 și reprezintă formarea legăturilor chimice în acești compuși.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

Proiect – Aplicații ale clorurii de sodiu

Clorura de sodiu este una dintre cele mai cunoscute și utilizate substanțe chimice, fiind prezentă în viața de zi cu zi sub forma sării de bucătărie. Dincolo de rolul său alimentar, clorura de sodiu are o importanță majoră în chimie, industrie, medicină, biologie, agricultură și protecția mediului. Proprietățile sale fizice și chimice explică diversitatea aplicațiilor sale. Studiul utilizărilor clorurii de sodiu oferă un exemplu relevant pentru implicațiile substanțelor chimice în viața cotidiană.

Ce vei face?

Vei căuta și selecta informații despre aplicațiile clorurii de sodiu în diferite domenii (alimentar, medical, industrial, biologic, ecologic). Pentru fiecare aplicație, vei preciza proprietatea clorurii de sodiu care o face posibilă și vei argumenta importanța acesteia.

De ce vei face?

Te va ajuta să înțelegi:

- rolul clorurii de sodiu ca substanță indispensabilă vieții și activităților umane;
- legătura dintre structura cristalină ionică și proprietățile fizice;
- modul în care cunoștințele de chimie sunt aplicate în practică;
- importanța utilizării responsabile a substanțelor chimice.

Îți vei dezvolta capacitatea de documentare, analiză și argumentare științifică, precum și competența de a corela teoria cu aplicațiile reale.

Cum vei face?

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

II. Veți selecta informațiile relevante și le veți organiza pe domenii de utilizare. Exemple de aplicații de analizat: în



alimentație și conservarea alimentelor; în medicină (soluții saline); pentru dezăpezirea drumurilor; materie primă în industria chimică; în agricultură; rol biologic în organism.

III. Veți folosi surse de documentare variate pentru a culege informații despre starea naturală a clorurii de sodiu și domeniile de utilizare.

IV. Veți explica fiecare aplicație prin raportare la proprietățile fizice și chimice ale clorurii de sodiu și rolul său biologic.

V. Veți ilustra proiectul prin imagini, scheme, tabele comparative.

VI. Veți redacta proiectul sub forma unui referat, poster sau prezentare digitală (PowerPoint, Prezi etc.).

VII. Veți formula una sau mai multe concluzii privind aplicațiile clorurii de sodiu în viața cotidiană.

VIII. Veți prezenta în fața clasei informațiile și concluziile. 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.	

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

La sfârșitul acestei unități:	5 – În foarte mare măsură	4 – În mare măsură	3 – În oarecare măsură	2 – În mică măsură	1 – În foarte mică măsură
Identific tipurile legăturilor chimice în diferite specii chimice.					
Modelez, folosind simboluri Lewis, legăturile chimice aflate în compoziția diferitelor substanțe.					
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.					
Justific proprietățile substanțelor, în funcție de tipul de legătură chimică.					

5.1 Soluții apoase utilizate în viața cotidiană

- Știi că oțetul, apa minerală carbogazoasă, soluțiile perfuzabile cu glucoză sunt, din punct de vedere chimic, soluții apoase?
- La ce te gândești când întâlnești expresia soluție apoasă?

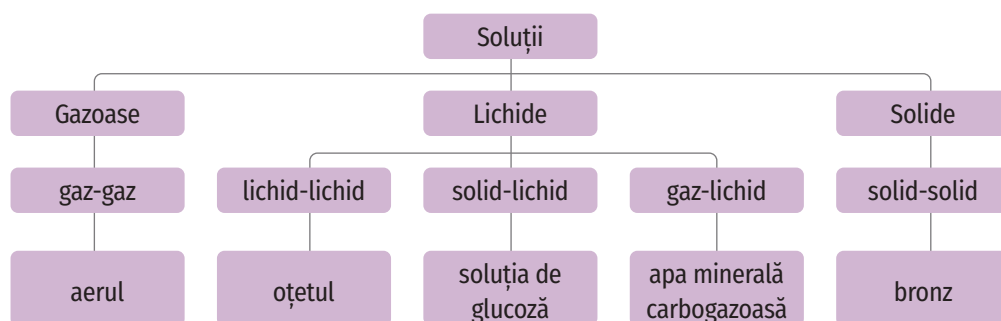
Descopăr



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 de 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. Atmosfera este o soluție gazoasă formată din azot, oxigen și alte gaze.

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 solut (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 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 1).

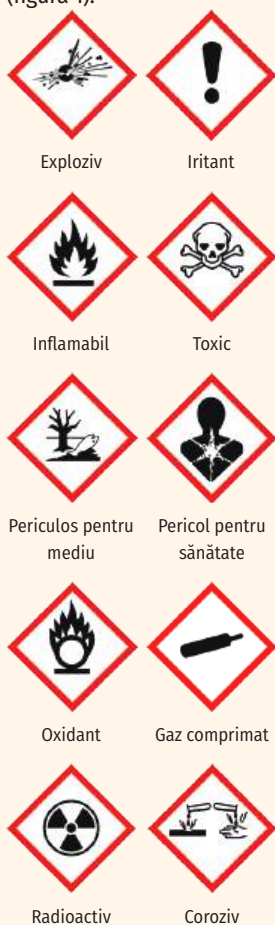


Fig. 1. Etichete de avertizare

PORTOFOLIU

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, împiedicând 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.

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 ne arată masa ingredientului activ care există într-un amestec. Aceasta poate face diferența dintre gustos și imposibil de băut, dintre eficient și ineficient, dintre sigur și periculos.

În domeniul medical sunt comune soluții precum *serul fiziologic* (figura 2), soluție de clorură de sodiu de concentrație 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 sau pentru tratarea înțepăturilor de insecte în amestec cu carbonat de zinc sau cu oxid de zinc).

În alimentație pot fi întâlnite *saramurile* (figura 3), soluțiile de clorură de sodiu folosite pentru conservarea alimentelor, *soluțiile de zahăr* (figura 4) (folosite pentru prepararea dulcețurilor, compoturilor de fructe și siropuri) împreună cu arome, coloranți, acid citric, acid fosforic și uneori și dioxid de carbon sau *oțetul*, soluția de acid acetic (figura 5) (utilizată pentru conservarea legumelor, prepararea sosurilor și a salatelor).



Fig. 2. Ser fiziologic



Fig. 3. Castraveți în saramură



Fig. 4. Dulcețură de căpșune



Fig. 5. Oțet

În construcții, soluția de hidroxid de calciu (*var stins*) este folosită la finisarea suprafețelor de zidărie sau la fabricarea mortarului. Datorită pH-ului ridicat, varul previne apariția mușgaiului și a bacteriilor pe pereți, fiind un material ecologic și antifungic.

În agricultură, *piatra vânăță* este folosită la obținerea de zeamă bordelează, 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; fabricarea detergenților, a coloranților, a pigmentilor, a explozivilor; rafinarea petrolului; prelucrarea minereurilor; 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 meseria sau domeniul în care te pregătești sau oricare alt domeniu de interes pentru tine: medicină, agricultură, chimie alimentară, cosmetică, construcții, industrie.

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 are soluția obținută?
 - Ce masă de apă distilată 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 de 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.

5.2 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, formând o soluție de NH_4NO_3 care 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</i> / <i>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</i> / <i>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</i> / <i>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 acidului sulfuric în apă este un proces <i>endoterm</i> / <i>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), acid 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 din solut și interacțiunile dintre moleculele de apă este mai mare decât energia eliberată la formarea legăturilor solut-apă. 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.

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.

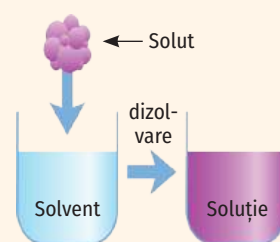


Fig. 3. Formarea unei soluții

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.

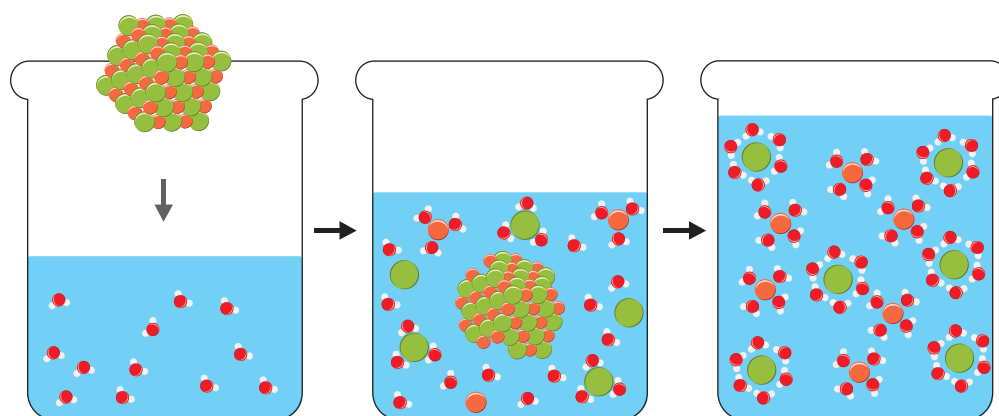


Fig. 2. Dizolvarea cristalului de clorură de sodiu în apă

Amestecurile de răcire sunt alcătuite din două sau mai multe substanțe solide (sau solide și lichide). Când se amestecă, acestea „preiau” căldură și reduc temperatura din exterior (proces endoterm). Amestecul de răcire format din gheață și sare de bucătărie în raport de masă 3:1 poate ajunge la temperatura de $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$.

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 $-2\text{ }^{\circ}\text{C}$. 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 de clor (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 riscă să deterioreze 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 complex ce presupune desfacerea unor legături și formarea altora noi.
- 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

1. 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 mai _____ decât energia eliberată la formarea legăturilor solut-solvent.

2. 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

3. Pentru a obține o soluție de clorură de calciu, de concentrație procentuală de masă 20%, se folosesc 40 g de clorură de calciu.

- Determină masa de apă distilată necesară obținerii unei soluții de concentrație procentuală de masă 20%.
- Precizează ce efect termic însoțește dizolvarea clorurii de calciu în apă.

4. Pentru a obține 400 cm^3 de 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?

5. 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?

5.3 Concentrația molară a unei soluții

Deseori, pe eticheta unei sticle cu suc de fructe, a unui recipient cu înălbitor pentru rufe, a unui flacon de medicamente, ingredientele sunt urmate de notația %, % (v/v) sau % (m/m).

- Ce indică aceste notații?
- Ce informație ne oferă concentrația procentuală despre o soluție?

Învăț

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: $c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$

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 clorură de sodiu obținută adăugând 200 mL de apă peste 800 mL de soluție de clorură de sodiu 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 clorură de sodiu s-a diluat.

III. Amestecarea a două soluții care conțin aceeași substanță dizolvată în concentrație diferită

Ce concentrație molară are soluția de clorură de sodiu obținută prin amestecarea a 1200 mL soluție de clorură de sodiu de concentrație 0,1 M cu 800 mL soluție de sare 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 celor două concentrații molare ale soluțiilor amestecate.

În cazul amestecării a două soluții ale aceleiași substanțe se pot determina 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:

$$\frac{V_{S1}}{V_{S2}} = \frac{c_{Mf} - c_{M2}}{c_{M1} - c_{Mf}}$$

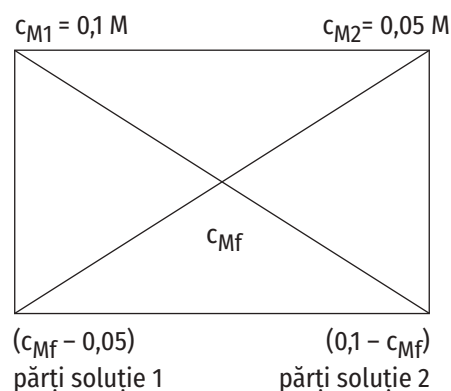
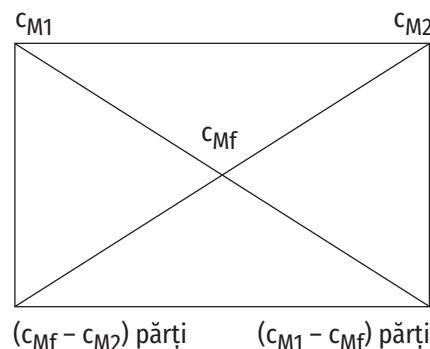
Pentru exercițiul III, raportul volumelor celor două soluții este:

$$\frac{V_{S1}}{V_{S2}} = \frac{1,2 \text{ L}}{0,8 \text{ L}} = 1,5$$

$$\frac{c_{Mf} - 0,05}{0,1 - c_{Mf}} = 1,5 \quad c_{Mf} = 0,08 \text{ M}$$

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.	$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 500 \text{ mL} = 0,5 \text{ L}$; $c_{\text{M H}_2\text{SO}_4} = 0,05 \text{ M}$; $c_{\text{M NaOH}} = 0,2 \text{ M}$; $V_{\text{NaOH}} = ?$
2. Scrie ecuația reacției chimice.	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
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.	$x = \frac{2 \cdot 0,025}{1} = 0,05 \text{ mol NaOH}$ $V_{\text{NaOH}} = \frac{n}{c_{\text{M}}} = \frac{0,05}{0,2} = 0,25 \text{ L}$
5. 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.
- O soluție poate fi concentrată prin adăugare de solut sau prin adăugarea unei soluții mai concentrate. O soluție poate fi diluată prin adăugarea de solvent (apă) sau a unei soluții mai puțin concentrate.

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 densitatea 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 1,5 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

5.4 Prepararea unor soluții apoase

- De ce se folosește ser fiziologic cu concentrația 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 exact aceeași 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 unei substanțe (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 cotat 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 soluția din balonul cotat pentru omogenizarea soluției.

Etichetează balonul: Soluție de NaCl 0,2 M.

Etapele 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 cotat de capacitate egală cu volumul soluției;
- adăugarea apei distilate cu o pisetă, stropind pâlnia de sticlă pentru a transfera toată sarea în balonul cotat;
- 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 cotat.

3. Prepararea a 25 mL de soluție de acid sulfuric* (H₂SO₄) de concentrație 0,2 M folosind o soluție 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 cotat de 25 mL pune apă 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.

Etichetează balonul: Soluție de H₂SO₄ 0,2 M.

Etapele 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 cotat ales;
- completarea până la semn a balonului cotat cu apă distilată;
- amestecarea soluției.

* **Atenție!** Manipulați cu precauție soluțiile de acid sulfuric. Pot produce arsuri chimice. Nu se toarnă apă în 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 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: se fac calculele matematice; se cântărește solutul și se transferă cantitativ într-un balon cotate; 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, mai întâi se fac calculele matematice, apoi se măsoară volumul soluției concentrate, se introduce în balonul cotate; se aduce la semn cu apă distilată; se omogenizează soluția.

Aplic



- 1. Calculează masele de substanțe care se dizolvă pentru prepararea următoarelor soluții:**
 - a. 500 g de soluție de hidroxid de sodiu de concentrație procentuală de masă 40%;
 - b. 2 kg de soluție de clorură de sodiu de concentrație procentuală de masă 6%;
 - c. 500 mL de soluție de clorură de potasiu de concentrație 0,2 M.
 - d. 2 L de soluție de hidroxid de potasiu de concentrație 0,1 M.
- 2. Pe masa de laborator se află trei pahare P_1 , P_2 și P_3 . În paharul P_1 se află 550 mL soluție de acid sulfuric de concentrație 2 M. În paharul P_2 se află 350 mL soluție de acid sulfuric de concentrație procentuală de masă 20% și densitate 1,143 g/mL. În paharul P_3 se află 300 mL de soluție de acid sulfuric de concentrație 3 M.**
Determină prin calcul în care pahar se află o cantitate mai mare de acid sulfuric.
- 3. Peste 675 mL de soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 5 M se adaugă 325 mL de apă.**
 - a. Calculează concentrația molară pentru soluția obținută.
 - b. Calculează volumul de soluție de acid sulfuric de concentrație 0,1 M necesar pentru neutralizarea soluției obținute la punctul a.
- 4. Pentru a obține 1000 g de soluție de clorură de sodiu de concentrația procentuală de masă 15% se folosește o soluție de clorură de sodiu de concentrația procentuală de masă 10% și o soluție de clorură de sodiu de concentrația procentuală de masă 30%.**
 - a. În ce raport de masă se amestecă cele două soluții?
 - b. Calculează masele de soluții necesare de concentrație 10%, respectiv, 30% pentru a prepara 1000 g de soluție de clorură de sodiu de concentrație procentuală de masă 15%.
- 5. În 750 cm³ de soluție de azotat de argint de concentrație 1 M se dizolvă suplimentar 17 g de azotat de argint.**
 - a. Calculează concentrația molară a soluției obținute, considerând că volumul soluției nu se modifică.
 - b. Calculează masa de soluție de clorură de sodiu de concentrația procentuală de masă 10% necesară precipitării complete a ionilor de argint din soluția obținută.
- 6. Într-un balon cotate de 100 mL se introduc 20 mL de soluție HCl de concentrație 2 M, 50 g soluție HCl 7,3% și se completează cu apă distilată până la semn.**
 - a. Calculează concentrația molară a soluției obținute.
 - b. Calculează masa soluției de hidroxid de sodiu de concentrație procentuală de masă 10% necesară neutralizării soluției din balonul cotate.

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.

Dizolvarea este un proces complex ce presupune:

- desfacerea interacțiunilor care există între particulele solutului și între moleculele solventului (procese endoterme);
- formarea de noi interacțiuni între solut și solvent (proces exoterm).

Dizolvarea unei substanțe în apă poate fi:

- exotermă dacă energia eliberată la formarea noilor interacțiuni este mai mare decât energia consumată. De exemplu, dizolvarea hidroxidului de sodiu și dizolvarea acidului sulfuric sunt procese exoterme.
- endotermă, dacă energia consumată la ruperea interacțiunilor este mai mare decât energia eliberată la formarea noilor interacțiuni. De exemplu, dizolvarea azotatului de amoniu în apă este un proces endoterm.

Concentrația procentuală de masă (c) reprezintă masa de substanță dizolvată în 100 g de soluție.

Formula de calcul pentru concentrația procentuală de masă, **c**, este:

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$$

unde: m_d reprezintă masa de substanță dizolvată

m_s reprezintă masa de soluție.

Concentrația molară este definită ca numărul de moli de substanță dizolvată într-un litru de soluție:

$$c_M = \frac{n}{V_s}$$

unde: n reprezintă cantitatea (în mol) de substanță dizolvată (solut)

V_s reprezintă volumul soluției măsurat în litri.

În laborator, se pot prepara soluții de o anumită concentrație procentuală sau molară din substanțe solide sau din soluții concentrate.

Evaluare

- Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):** 10 puncte (2 p. x 5)
 - Concentrația molară se calculează ca raport între masa solutului și volumul soluției.
 - La diluarea unei soluții, crește cantitatea de solut.
 - O soluție se poate dilua prin adăugare de solvent.
 - Dizolvarea acidului sulfuric în apă are loc cu absorbție de căldură.
 - Concentrația procentuală de masă reprezintă masa de substanță dizolvată în 100 g de apă.

- Asociază cifra corespunzătoare formulei chimice din coloana A cu litera corespunzătoare tipului de dizolvare din coloana B și cu litera corespunzătoare utilizării din coloana C.**

A	B	C	20 puncte (5 p. x 4)
I. NaCl	A. dizolvare endotermă	a. amestecuri de răcire	
II. NH_4NO_3	B. dizolvare exotermă	b. topirea gheții	
III. H_2SO_4	C. dizolvare foarte slab exotermă	c. comprese reci	
IV. CaCl_2		d. acumulatorul cu plumb	

- În două sticle se află soluții de acid sulfuric. Prima soluție are concentrația molară 0,4 M și a doua soluție are concentrația molară 0,7 M.** 30 puncte (10 p. x 3)
 - Calculează volumele celor două soluții necesare pentru a prepara 300 cm³ soluție de acid sulfuric 0,5 M.
 - Scrie ecuația reacției chimice dintre acidul sulfuric și hidroxidul de sodiu.
 - Calculează volumul de soluție de hidroxid de sodiu de concentrație 0,4 M care va neutraliza soluția preparată la punctul a.
- Într-un balon cotat cu volumul de 500 mL se introduc 365 g de soluție de acid clorhidric de concentrație procentuală de masă 20%, 100 mL de soluție de acid clorhidric de concentrație molară 4 M și se completează cu apă distilată până la semn. Din soluția obținută se iau, cu o pipetă, 10 mL de soluție și se adaugă peste o probă de oxid de calciu cu masa de 2 g.** 30 puncte (10 p. x 3)
 - Scrie ecuația reacției chimice dintre acidul clorhidric și oxidul de calciu.
 - Calculează concentrația molară a soluției de acid clorhidric care se formează.
 - Calculează puritatea probei de oxid de calciu.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

Proiect – Soluții din toată lumea

În mod tradițional, unele soluții pe bază de plante, precum infuziile din plante (ceaiurile), sunt folosite în scop medicinal și pentru hidratare. Alte soluții naturale din plante servesc drept săpunuri biodegradabile pentru curățare, valorificând proprietăți precum spumarea și îndepărtarea grăsimilor.

Ce vei face?

Vei căuta și selecta informații despre soluții folosite tradițional într-o anumită zonă geografică. Poți identifica ceaiuri tradiționale, sucuri din fructe, soluții naturale de curățare, remedii naturiste pentru tratarea bolilor sau pentru înfrumusețare etc. Pentru fiecare soluție vei descrie compoziția și rolul ei în comunitatea respectivă.

De ce vei face?

Te va ajuta să înțelegi: rolul soluțiilor ca amestecuri indispensabile vieții și activităților umane; legătura dintre compoziția soluțiilor și rolul lor; modul în care cunoștințele de chimie sunt aplicate în practică; importanța utilizării responsabile a substanțelor chimice.

Îți vei dezvolta capacitatea de documentare, analiză și argumentare științifică, precum și competența de a corela teoria cu aplicațiile reale.



Cum vei face?

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

II. Veți selecta informațiile relevante și le veți organiza pe domenii de utilizare. Exemple: alimentație, cosmetică, igiena corporală sau a casei, tratarea unor boli, agricultură (îngrășăminte sau pentru combaterea bolilor și a dăunătorilor).

III. Veți folosi surse de documentare variate pentru a culege informații despre soluțiile identificate și domeniile de utilizare.

IV. Veți explica fiecare aplicație prin raportare la compoziția soluției și la rolul său.

V. Veți ilustra proiectul prin imagini, scheme, tabele comparative.

VI. Veți redacta proiectul sub forma unui referat, poster sau prezentare digitală, pe care îl veți susține oral în fața clasei.

VII. Veți formula una sau mai multe concluzii privind importanța soluțiilor identificate în viața cotidiană.

VIII. Veți prezenta în fața clasei informațiile și concluziile sub formă de poster sau prezentare digitală (PowerPoint, Prezi 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.	

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

La sfârșitul acestei unități:	5 – În foarte mare măsură	4 – În mare măsură	3 – În oarecare măsură	2 – În mică măsură	1 – În foarte mică măsură
Formulez concluzii referitoare la efectele termice care însoțesc dizolvarea în apă a unor substanțe.					
Modelez procesul de dizolvare pentru formarea unei soluții apoase.					
Calculez corect concentrația chimică molară pentru diferite soluții.					
Prepar soluții apoase de diverse concentrații procentuale sau molare folosind substanțe și ustensile de laborator.					
Identific soluțiile apoase folosite în viața profesională și asociez soluția cu domeniul de utilizare.					

6.1 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 solide, lichide și plasmă. Gazele pot fi alcătuite din atomi sau molecule.

- Sunt alcătuite din atomi gazele din grupa 18 (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og).
- 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 alcătuite 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 incolor, 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

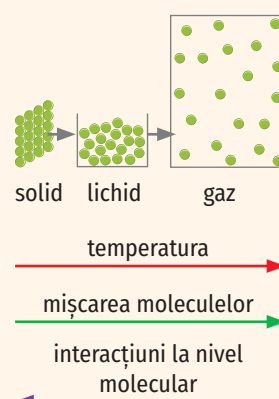


Fig. 3. Stări de agregare

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 reprezintă absența mișcării moleculare, neexistând valori negative. Practic, zero Kelvin (0 K) e punctul în care atomii și moleculele și-ar înceta mișcarea complet, 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 ($^{\circ}\text{C}$) a fost determinat ținând cont de temperatura de topire a gheții (0°C) și de temperatura de fierbere a apei (100°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°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: **$T (\text{K}) = t (^{\circ}\text{C}) + 273$**

Scara Fahrenheit folosește următoarele repere: punctul de îngheț al apei pure (echivalentul a 0°C) este 32°F , iar punctul de fierbere al apei la presiune atmosferică normală (echivalentul a 100°C) este 212°F .

Formula de conversie din scara Celsius în scara Fahrenheit este: **$^{\circ}\text{F} = (^{\circ}\text{C} \cdot \frac{9}{5}) + 32$**

Presiunea gazelor se datorează faptului că moleculele unui gaz, fiind în mișcare continuă, lovesc pereții interiori ai recipientului în care se află și ricoșează 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:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{unde } m \text{ este masa gazului și } M \text{ este masa molară.}$$

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°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 condiții normale (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 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.

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 numărul de moli.
- 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 m^3 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 ridicate, 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.

6.2 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:

$$R = 8,31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

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.

$$R = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad R = 0,082 \frac{\text{m}^3 \cdot \text{atm}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}$$

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

I. 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. 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 (figura 1) 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 se folosește și 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.

PORTOFOLIU MEU

Elaborează un material vizual (schemă, poster sau prezentare), care să illustreze 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.

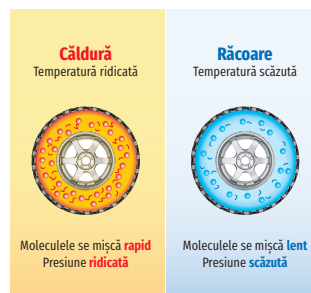


Fig. 2. Secțiune în anvelope la temperaturi diferite

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 cilindru cu volumul de 7 L se află un amestec de gaze care conține în procente molare: 10% oxigen, 50% heliu, 40% azot, la presiunea de 200 atm și temperatura de 20 °C. Un scafandru a folosit pentru o scufundare jumătate din masa de oxigen.
 - a. Calculează numărul de moli de oxigen aflați în cilindru înainte de a începe scufundarea.
 - b. Calculează masa de oxigen folosită de scafandru.
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.

Recapitulare

Substanțele aflate în stare gazoasă au următoarele **proprietăți**:

- nu au formă sau volum propriu; ocupă întregul spațiu aflat la dispoziție; deoarece distanțele dintre molecule sunt mari; moleculele se mișcă haotic și interacționează slab;
- se pot comprima ușor; la creșterea presiunii, volumul ocupat scade, deoarece particulele se apropie (compresibilitate);
- difuzează ușor unele în altele, amestecându-se în orice proporție (difuzie);
- pătrund prin orificiile mici ale unui material poros (efuziune).

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:

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273$$

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 (V_m). 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: $V = n \cdot V_m^0$

Ecuția de stare a gazului ideal (numită și ecuația termică de stare) face legătura între parametrii de stare:

$$pV = nRT$$

unde R este constanta universală a gazelor ideale,

$$R = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Evaluare

1. **Precizează dacă fiecare dintre următoarele afirmații este adevărată (A) sau falsă (F):** 10 puncte (2 p. x 5)

- 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 L indiferent de condițiile de temperatură și presiune în care se află.
- În ecuația de stare a gazelor ideale, temperatura se exprimă în Kelvin.

2. **Asociază cifra corespunzătoare fiecărei formule chimice din coloana A cu litera corespunzătoare denumirii substanței din coloana B și cu litera corespunzătoare tipului de particule din coloana C.**

A	B	C
I. He	A. Ozon	a. monoatomice
II. CO	B. Dioxid de carbon	b. diatomice
III. O ₃	C. Monoxid de carbon	c. triatomice
IV. CO ₂	D. Helium	
	E. Oxigen	

20 puncte (5 p. x 4)

3. **Într-un recipient cu volumul de 100 L se află 528 g de dioxid de carbon la temperatura de 27 °C.** 30 puncte (10 p. x 3)

- Calculează presiunea gazului din recipient.
- Calculează masa de dioxid de carbon care trebuie scoasă din recipient pentru ca presiunea să scadă la 1,23 atm, dacă temperatura rămâne constantă.
- Calculează volumul ocupat de dioxidul de carbon care s-a scos din recipient, în condiții normale.

4. **Într-un balon meteorologic se află 200 g de heliu la presiunea de 0,99 atm și temperatura de 24 °C.** 30 puncte (10 p. x 3)

- Calculează volumul balonului în aceste condiții.
- La altitudinea de 3000 m, presiunea scade la 0,67 atm, iar temperatura devine -5 °C. Calculează volumul balonului în aceste condiții.
- Calculează masa de hidrogen care ocupă același volum la altitudinea de 3000 m.

Din oficiu: 10 puncte. Punctaj total: 100 puncte

Proiect – Poluarea atmosferică

Poluarea este procesul prin care se acumulează în aer substanțe aflate în diferite stări de agregare (solidă, lichidă și gazoasă) care sunt sau pot deveni un pericol pentru viața și activitățile oamenilor, atunci când concentrațiile lor depășesc anumite limite.

Ce vei face?

Vei căuta și selecta informații despre poluarea atmosferică din zona în care locuiești. Pentru fiecare substanță poluantă identificată compară concentrația maxim admisibilă cu valoarea identificată în zonă.

De ce vei face?

Te va ajuta să înțelegi:

- rolul combaterii poluării atmosferice ca o condiție indispensabilă vieții și activităților umane;
- legătura dintre gradul de poluare atmosferică și aplicarea unor politici sănătoase pentru combaterea poluării;
- modul în care cunoștințele de chimie sunt aplicate în practică;
- importanța utilizării responsabile a substanțelor chimice.

Îți vei dezvolta capacitatea de documentare, analiză și argumentare științifică, precum și competența de a corela teoria cu aplicațiile reale.



Cum vei face?

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

II. Veți selecta informațiile relevante și le veți organiza pe domenii de utilizare. Veți colecta date privind calitatea aerului în diverse puncte ale localității voastre și le veți compara cu valorile maxime admisibile prin legislația țării noastre.

III. Veți folosi surse de documentare variate pentru a culege informații despre tipurile de poluare identificate și efectele acestora asupra calității vieții.

IV. Veți explica rolul fiecărui poluant identificat în aerul din localitatea voastră prin raportare la efectele sale asupra omului și a mediului înconjurător.

V. Veți ilustra proiectul prin imagini, scheme, tabele comparative.

VI. Veți redacta proiectul sub forma unui referat, poster sau prezentare digitală, pe care îl veți susține oral în fața colegilor.

VII. Veți formula una sau mai multe concluzii privind efectele poluării în viața cotidiană.

VIII. Veți prezenta în fața clasei informațiile și concluziile sub formă de poster sau prezentare digitală (PowerPoint, Prezi 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.	

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

La sfârșitul acestei unități:	5 – În foarte mare măsură	4 – În mare măsură	3 – În oarecare măsură	2 – În mică măsură	1 – În foarte mică măsură
Formulez concluzii referitoare la proprietățile gazelor.					
Modelez procesul prin care modificarea unui parametru de stare pentru un gaz determină și modificarea celorlalți parametri.					
Calculez corect volumul, presiunea, numărul de moli sau temperatura unui gaz, folosind ecuația de stare a gazelor ideale.					
Cunosc, în limbaj chimic, semnificația fiecărui simbol al parametrilor de stare din ecuația de stare a gazului ideal.					
Identific pericolele lucrului cu recipiente sub presiune și pot preveni apariția unor accidente.					

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 pot clasifica după următoarele criterii:

- **după numărul și tipul de reactanți și produși de reacție:** reacții de combinare, reacții de descompunere, reacții de substituție, reacții de schimb.
- **după efectul termic care însoțește o reacție:** reacții exoterme, care au loc cu degajare de căldură și reacții endoterme, care au loc cu absorbție de căldură.
- **după viteza de desfășurare:** reacții lente și reacții rapide.
- **după sensul de desfășurare:** reacțiile ireversibile, care se desfășoară într-un singur sens și reacțiile reversibile, care se desfășoară în ambele sensuri.
- **după variația numărului de oxidare:** reacții cu modificarea numerelor de oxidare și reacții fără variația numărului de oxidare.

Numărul de oxidare indică starea unui element în compus ajutând la identificarea proceselor de oxidare și reducere.

Oxidarea este procesul prin care o substanță cedează electroni. În procesul de oxidare, numărul de oxidare crește.

Reducerea este procesul prin care o substanță acceptă electroni. În procesul de reducere, numărul de oxidare scade.

Reacțiile în care are loc transfer de electroni se numesc **reacții redox**.

Configurația electronică determină reactivitatea elementului și poziția sa în Tabelul periodic: numărul de straturi ocupate cu electroni este egal cu numărul perioadei și numărul de electroni de pe ultimul strat este egal cu cifra unităților din notația IUPAC a grupei sau numărul grupei principale.

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.

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.

Legăturile chimice reprezintă forțe de atracție care mențin particulele unite (atomi sau ioni), 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.

Legătura covalentă se formează prin punere în comun a electronilor și stă la baza formării moleculelor. Punerea în

comun de electroni este diferită de procesul de ionizare, deoarece electronii nu sunt cedați sau acceptați, ci aparțin ambilor atomi.

În funcție de numărul de electroni puși în comun de fiecare atom, legăturile covalente pot fi simple, duble sau triple.

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. Soluțiile apoase sunt cel mai des întâlnite soluții la nivel planetar, biologic și economic.

Dizolvarea nu este doar un proces de difuzie a particulelor de solut printre moleculele de solvent, ci este un proces complex ce presupune desfacerea unor legături din substanțele amestecate și formarea altor legături noi. Din acest motiv, soluțiile se formează printr-un proces endoterm sau exoterm, în funcție de diferențele dintre forțele de atracție intermoleculare ale substanței dizolvate, ale solventului și cele rezultate în urma solvării (hidratării).

Gazele au următoarele proprietăți:

- nu au formă sau volum propriu, ocupă întregul recipient pus la dispoziție.
- se pot comprima ușor, volumul scade la creșterea presiunii, deoarece particulele se apropie.
- particulele se mișcă liber, amestecându-se rapid în orice proporție.
- particulele de gaz pot pătrunde prin orificiile mici ale unui material poros (efuziune).

Parametrii de stare care caracterizează starea unui gaz sunt următoarele mărimi fizice:

- temperatura (T), $T(K) = t(^{\circ}C) + 273$
- volumul (V)
- presiunea (p)
- cantitatea de gaz (n)

Cantități egale din gaze diferite aflate în aceleași condiții de temperatură și presiune ocupă același volum.

În condiții normale de presiune și temperatură (presiunea de 1 atm și temperatura de 0 °C), volumul unui mol de gaz este:

$$V_m^0 = 22,4 \text{ L/mol}$$

Ecuția de stare a gazelor ideale:

$$pV = nRT$$

unde: presiunea (p), exprimată, de obicei, în atm;
temperatura (T), exprimată în K;
volumul (V), exprimat în L;
constanta universală a gazelor ideale (R)

$$R = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

EVALUARE FINALĂ

1. Se dau următoarele elemente chimice: $9F$, $11Na$, $12Mg$, $13Al$ și $17Cl$. 10 puncte (5 p. x 2)
 - a. Scrie configurația electronică și reprezintă procesul de ionizare al atomului fiecărui element.
 - b. Reprezintă formarea unui compus ionic și a unui compus molecular din atomi ai elementelor de mai sus.
 2. Se consideră o pilă electrică formată dintr-un electrod de zinc introdus într-o soluție de azotat 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 și ecuația reacției chimice totale.
 - b. Determină cu cât variază masa electrodului de cupru, știind că masa electrodului de zinc scade cu 1,3 g.
 3. Într-un cilindru cu volumul de 41 L, se află oxigen la presiunea de 6 atm la 27 °C. 30 puncte (10 p. x 3)
 - a. Calculează masa de oxigen care se află în cilindru.
 - b. Din cilindru se consumă 5 mol de oxigen pentru sudură. Calculează presiunea oxigenului rămas în cilindru.
 - c. Determină volumul de oxigen, măsurat în condiții normale, care trebuie adăugat în cilindru astfel încât presiunea să fie de 12 atm.
 4. Se amestecă 400 g de soluție de acid clorhidric de concentrație procentuală de masă 20% și densitate 1,05 g/mL cu 600 mL de soluție de acid clorhidric de concentrație molară 4 M și cu 200 mL de apă. 30 puncte (10 p. x 3)
 - a. Calculează concentrația molară a soluției finale de acid clorhidric.
 - b. Scrie ecuația reacției chimice dintre acidul clorhidric și oxidul de zinc.
 - c. Calculează masa de oxid de zinc care va reacționa stoechiometric cu soluția de acid clorhidric obținută 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 la 1):

La sfârșitul anului școlar:	5 – În foarte mare măsură	4 – În mare măsură	3 – În oarecare măsură	2 – În mică măsură	1 – În foarte mică măsură
Identific unele substanțe, fenomene chimice, procese întâlnite în viața de zi cu zi.					
Explic comportarea unor substanțe chimice sau sisteme chimice în funcție de structura lor.					
Utilizez concepte și algoritmi specifici în formularea explicațiilor, în rezolvarea de probleme, în conducerea investigațiilor și în raportarea de rezultate.					
Exprim informațiile, concluziile și demersurile de rezolvare pentru o situație dată, în limbajul specific chimiei.					
Rezolv probleme în scopul stabilirii unor corelații relevante, demonstrând raționamente deductive și inductive.					
Propun unele măsuri de prevenire a consecințelor proceselor și acțiunii produselor chimice asupra propriei persoane și asupra mediului, pentru dezvoltare durabilă și sustenabilă.					

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 social și emoțional.			
Manifestă o atitudine adecvată față de 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.			

TABELUL PERIODIC AL ELEMENTELOR

1 (IA)	2 (IIA)	3 (IIIB)	4 (IVB)	5 (VB)	6 (VIB)	7 (VIIB)	8 (VIII B)	9 (VIII B)	10 (VIII B)	11 (IB)	12 (IIB)	13 (IIIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	18 (VIIIA)
1 H Hidrogen 1,008	2 Li Litiu 6,941	3 Na Sodiu 22,99	4 K Potasiu 39,10	5 Rb Rubidiu 85,47	6 Cs Cesiu 132,9	7 Fr Franciu 223,0	8 Be Beriliu 9,012	9 Mg Magneziu 24,30	10 Ca Calciu 40,08	11 Sr Stronțiu 87,62	12 Ba Bariu 137,3	13 B Bor 10,81	14 C Carbon 12,01	15 N Azot 14,01	16 O Oxygen 15,99	17 F Fluor 18,99	18 Ne Neon 20,18
19 Sc Scandiu 44,96	20 Ti Titan 47,88	21 V Vanadiu 50,94	22 Cr Crom 51,99	23 Mn Mangan 54,94	24 Fe Fier 55,85	25 Co Cobalt 58,93	26 Ni Nichel 58,69	27 Cu Cupru 63,55	28 Zn Zinc 65,39	29 Ga Galiu 69,72	30 Ge Germaniu 72,61	31 Al Aluminiu 26,98	32 Si Siliciu 28,09	33 P Fosfor 30,97	34 S Sulf 32,07	35 Cl Clor 35,45	36 Ar Argon 39,95
39 Y Ytriu 88,91	40 Zr Zirconiu 91,22	41 Nb Niobiu 92,91	42 Mo Molibden 95,94	43 Tc Technetiu 98,91	44 Ru Ruteniu 101,1	45 Rh Rodiu 102,9	46 Pd Paladiu 106,4	47 Ag Argint 107,9	48 Cd Cadmium 112,4	49 In Indiu 114,8	50 Sn Staniu 118,7	51 Sb Stibiu 121,8	52 Te Telur 127,6	53 I Iod 126,9	54 Xe Xenon 131,3	55 Rn Radon 222,0	56 Og Oganesson [294]
57 La Lantan 138,9	58 Ce Ceriu 140,9	59 Pr Praseodim 140,9	60 Nd Neodim 144,2	61 Pm Prometiu 144,9	62 Sm Samaru 150,4	63 Eu Europiu 152,0	64 Gd Gadolinu 157,2	65 Tb Terbiu 158,9	66 Dy Disproziu 162,5	67 Ho Holmiu 164,9	68 Er Erbiu 167,3	69 Tm Tuliu 168,9	70 Yb Yterbiu 173,0	71 Lu Lutețiu 175,0	72 La Lantan 138,9	73 Ac Actiniu 227,0	74 Th Toriu 232,0
75 Re Reni 186,2	76 Os Osmiu 190,2	77 Ir Iridiu 192,2	78 Pt Platină 195,1	79 Au Aur 197,0	80 Hg Mercur 200,6	81 Tl Taliu 204,4	82 Pb Plumb 207,2	83 Bi Bismut 209,0	84 Po Poloni 210,0	85 At Astatin 210,0	86 Rn Radon 222,0	87 Fr Franciu 223,0	88 Ra Radiu 226,0	89 Ac Actiniu 227,0	90 Th Toriu 232,0	91 Pa Protactiniu 231,0	92 U Uranu 238,0
93 Am Americiu 243,1	94 Cm Curiu 247,1	95 Bk Berkeliu 247,1	96 Cf Californiu 251,1	97 Es Einsteiniu 252,1	98 Fm Fermiu 257,1	99 Md Mendeleviu 258,1	100 No Nobeliu 259,1	101 Lr Lawrenciu 260,1	102 Lu Lutețiu 175,0	103 Yb Yterbiu 173,0	104 Tm Tuliu 168,9	105 Er Erbiu 167,3	106 Ho Holmiu 164,9	107 Dy Disproziu 162,5	108 Tb Terbiu 158,9	109 Gd Gadolinu 157,2	110 Eu Europiu 152,0

Număr atomic → 1
Denumirea elementului → Hidrogen
Masa atomică → 1,008
← Simbol (stare solidă, lichidă, gazoasă)

Lantanide

Actinide

Metale alcaline
Metale
Metale alcalino-pământoase
Semimetale
Metale tranziționale
Nemetale
Lantanide
Halogeni
Actinide
Gaze rare

ISBN 978-630-347-297-3



6 421763 016635

MN64

