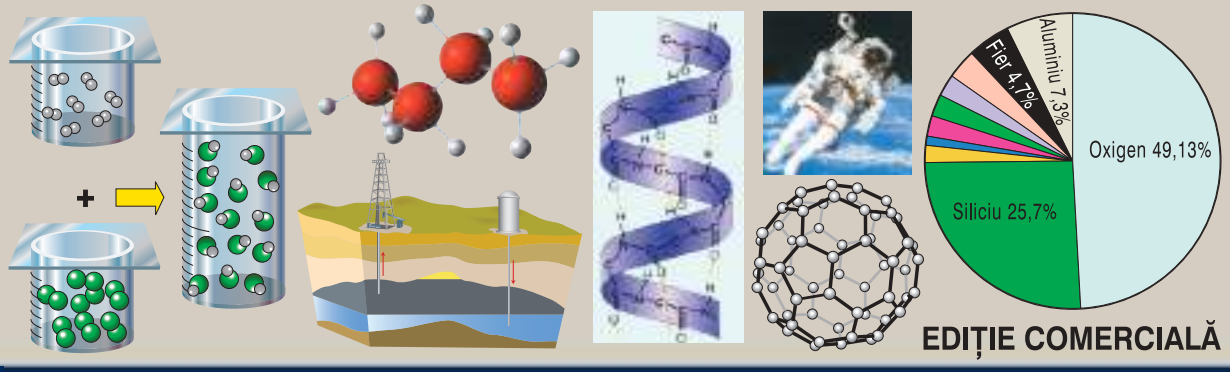
Ministerul Educației al Republicii Moldova



EDIȚIE COMERCIALĂ

Galina Dragalina • Nadejda Velișco
Svetlana Kudrițcaia • Boris Pasecinic

Chimie 9

manual pentru clasa a 9-a

Editura ARC

MINISTERUL EDUCAȚIEI AL REPUBLICII MOLDOVA

Galina Dragalina • Nadejda Velișco
Svetlana Kudrițcaia • Boris Pasecinic

Chimie

manual
pentru clasa a 9-a

Editura ARC
Chișinău • 2016

Manualul a fost aprobat prin Ordinul nr. 321 din 28 aprilie 2016 al Ministrului Educației al Republicii Moldova. Manualul este elaborat conform Curriculumului disciplinar (aprobat în 2010) și finanțat din resursele Fondului Special pentru Manuale.

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației al Republicii Moldova.

Școala _____

Manualul nr. _____

Anul de folosire	Numele de familie și prenumele elevului	Anul școlar	Aspectul manualului	
			la primire	la returnare
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Dirigintele controlează dacă numele elevului este scris corect.
- Elevul nu trebuie să facă nici un fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia: *nou*, *bun*, *satisfăcător*, *nesatisfăcător*.

Comisia de evaluare: *Violeta Druță,* profesoară de chimie, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Mihai Eminescu“, Chișinău; *Iulia Baerle,* profesoară de chimie, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Natalia Dadiani“, Chișinău; *Parascovia Chiruța,* grad didactic II, Direcția Genrală Educație, Fălești.

Referenți: *Ion Negură,* conf. univ., dr. în psihologie, directorul Centrului de cercetări fundamentale în domeniul psihologiei al Universității Pedagogice de Stat „Ion Creangă“ din Chișinău; *Elena Ungureanu*, dr. în filologie, cercetător științific superior, Institutul de Filologie, AȘM; *Vitalie Coroban*, director artistic, Editura Cartier, Chișinău.

Redactor coordonator: *Tatiana Litvinova,* profesoară de chimie, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Titu Maiorescu“, Chișinău

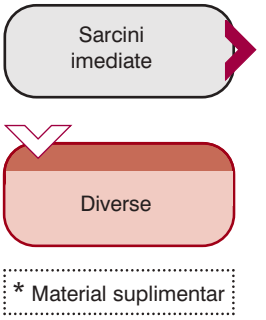
Redactor: *Liliana Armașu*
Coperta și concepția grafică: *Mihai Bacinschi*
Tehnoredactare: *Sergiu Vlas*
Desene: *Vitalie Stelea*
Fotografii: *Tudor Iovu*

SEMNIFICAȚIA SIMBOLURILOR

Informații pentru îmbogățirea cunoștințelor

Realizarea sarcinilor de către un grup de elevi

Experiențe de laborator sau lucrări practice



* Material suplimentar

© Galina Dragalina, Nadejda Velișco, Svetlana Kudrițcaia, Boris Pasecinic, 2016
© Editura ARC, 2016

ISBN 978-9975-61-998-1

SUMAR

RECAPITULARE 5
I. Structura atomului 5
II. Legătura chimică 5
III. Reacțiile chimice 6
IV. Clasele de compuși anorganici 7
V. Soluțiile. Disociația electrolitică 8

1. LEGEA PERIODICITĂȚII ȘI SISTEMUL PERIODIC 10
1.1. Legea periodicității și sistemul periodic 10
1.2. Cauza periodicității. Schimbarea periodică a proprietăților metalice și nemetalice 12
1.3. Caracterizarea elementelor în funcție de poziția lor în sistemul periodic 15
1.4. Gradul de oxidare. Determinarea gradului de oxidare în baza formulei chimice 17
1.5. Noțiuni despre oxidant și reducător 19
1.6. Determinarea cantității de substanță sau a masei unei substanțe după cantitatea sau masa altei substanțe participante la reacție 21

2. METALELE ÎN VIAȚA NOASTRĂ 24
2.1. Caracterizarea generală 24
2.2. Obținerea metalelor 28
2.3. Proprietățile fizice ale metalelor 30
2.4. Proprietățile chimice și utilizarea metalelor 32
2.5. Oxizii și hidroxizii metalelor 35
2.6. Metalele alcaline. 37
Experiența de laborator nr. 1. *Familiarizarea cu mostre de minerale și săruri de sodiu și potasiu. Colorarea flăcării* 40
2.7. Calciul și compușii lui 41
Experiența de laborator nr. 2. *Familiarizarea cu mostre de minerale și săruri de *magneziu, calciu, *bariu. Identificarea ionului de calciu* 44
2.8. Aluminiul și compușii lui 46
Experiența de laborator nr. 3. *Familiarizarea cu mostre de minerale și săruri de aluminiu* 50
2.9. Fierul și compușii lui 51
2.10. Aliajele 56
2.11. Coroziunea metalelor 57
Experiența de laborator nr. 4. *Familiarizarea cu mostre de oțel, fontă, minerale de fier. Identificarea ionului de fier (III). Oxidarea hidroxidului de fier (II) în aer* 59
Lucrarea practică nr. 1-2. *Proprietățile metalelor și ale compușilor lor. Rezolvarea problemelor experimentale la tema „Metalele“* 60

3. STAREA GAZOASĂ A SUBSTANȚELOR 62
3.1. Legea lui Avogadro 62
3.2. Volumul molar al gazelor 62
3.3. Calcule pe baza noțiunii de „volum molar“ 64
3.4. Calcule după ecuații chimice 67

4. NEMETALELE ŞI COMPUŞII LOR 72
4.1. Caracterizarea generală a nemetalelor 72
4.2. Clorul 73
4.3. Clorura de hidrogen și acidul clorhidric 76
Experiența de laborator nr. 5. *Identificarea ionului de clor* Cl^- 77
4.4. Sulful 78
4.5. Principalii compuși ai sulfului 79
Experiența de laborator nr. 6. *Identificarea ionului de sulfat* SO_4^{2-} 85
4.6. Azotul 86
4.7. Amoniacul. Sărurile de amoniu 89
Experiența de laborator nr. 7. *Identificarea ionului de amoniu* NH_4^+ 91
4.8. Oxizii de azot 92
4.9. Acidul azotic 93
4.10. Nitrații. Circuitul azotului în natură 95
4.11. Fosforul 97
4.12. Compușii fosforului 100
Experiența de laborator nr. 8. *Studierea mostrelor de îngrășăminte minerale* 102
4.13. Carbonul 103
4.14. Compușii anorganici ai carbonului 109
Experiența de laborator nr. 9. *Identificarea ionului de carbonat* CO_3^{2-} *și a oxidului de carbon (IV)* CO_2 112
4.15. Siliciul și compușii lui 113
Lucrarea practică nr. 3. *Rezolvarea problemelor experimentale la tema „Nemetalele“* 117

5. COMPUȘII ORGANICI 119
5.1. Ce reprezintă chimia organică? 119
5.2. Hidrocarburile 121
5.3. Compușii organici cu oxigen 132
5.4. Compușii organici cu azot 144

6. IMPORTANȚA SUBSTANȚELOR CHIMICE PENTRU VIAȚA OMULUI. CHIMIA PENTRU MEDIU 150
6.1. Compușii organici în alimentație 150
6.2. Vitaminele 151
6.3. Medicamentele 152
6.4. Materiale contemporane 154
6.5. Chimia pentru mediu 155
6.6. Chimia și viața cotidiană 157

ANEXE 159

RECAPITULARE

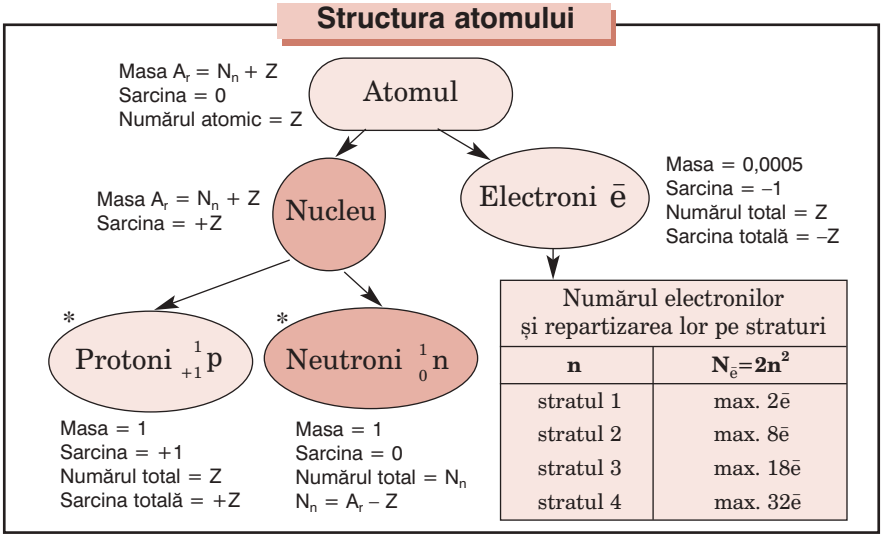
Conținutul materiei din clasa a 9-a vine să ne familiarizeze cu legea periodicității și sistemul periodic al elementelor, cu metalele, nemetalele și compușii lor, starea gazoasă a substanțelor, precum și cu compușii organici ai carbonului. Manualul se încheie cu capitolul despre importanța substanțelor chimice pentru viața omului, rolul chimiei în protecția mediului.

Pentru început, să ne reamintim principalele teme studiate anterior.

I. Structura atomului

Atomul este cea mai mică particulă a unui element chimic care prezintă proprietățile acestuia.

Atomul este o particulă complexă, alcătuită din nucleu și învelișul electronic. Schema de mai jos reprezintă structura unui atom în formă generală.



II. Legătura chimică

Legătura dintre atomi este *legătură chimică.*

Legătura formată pe baza cuplurilor comune de electroni se numește *legătură covalentă.*

Valența elementului în compusul covalent este egală cu numărul de cupluri electronice comune sau de legături chimice.

La combinarea a doi atomi de diferite elemente, unul dintre ei atrage mai puternic spre sine cuplul comun de electroni.

Proprietatea atomilor unui element de a atrage electroni de la atomii altor elemente se numește *electronegativitate*.

Ca unitate de electronegativitate (EN), adică egală cu 1, este acceptată electronegativitatea litiului. Cea mai înaltă electronegativitate, egală cu 4,0, o are fluorul.

Legătură covalentă nepolară

H : H sau H – H

formula electronică — *formula grafică (structurală)*

Legătură covalentă polară

$\overset{\delta+}{H}$:$\overset{\delta-}{\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}}$: sau $\overset{\delta+}{H}$–$\overset{\delta-}{Cl}$

Particulele cu o anumită sarcină în care se transformă atomii în urma cedării sau adiționării electronilor se numesc *ioni*.

Legătura chimică formată între ionul pozitiv și ionul negativ în urma atracției electrostatice se numește *legătură ionică*.

$$Na\cdot \xrightarrow{+} \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow Na^{+}\,[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^{-}$$

Valența elementului în compusul ionic este egală cu sarcina ionului.

Legătura chimică formată între atomii de metale pe baza electronilor de valență comuni se numește *legătură metalică*.

***Legătura de hidrogen* este legătura dintre un atom de hidrogen electropozitiv și un atom puternic electronegativ (F, O, N):**

$$\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{O}\ldots\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{O}\ldots$$
$$\qquad\qquad |\qquad\qquad\qquad |$$
$$\qquad\qquad H^{\delta+}\qquad\qquad H^{\delta+}$$

III. Reacțiile chimice

Fenomenele însoțite de transformarea unor substanțe în altele se numesc *fenomene chimice* sau *reacții chimice*.

Substanțele care participă la reacția chimică se numesc *substanțe inițiale*, iar cele care se obțin în urma reacției sînt *produși de reacție*.

Ecuația chimică reprezintă notarea convențională a unei reacții chimice cu ajutorul simbolurilor și formulelor chimice, precum și al coeficienților.

Ecuație chimică

Coeficienți

$$2Cu + O_2 = 2CuO$$

$2 \cdot 1 = 2(Cu)$ $\quad$ $1 \cdot 2 = 2(O)$ $\quad$ $2 \cdot 1 = 2(Cu)$, $2 \cdot 1 = 2(O)$

partea stîngă
substanțe reactante
substanțe inițiale

partea dreaptă
produs de reacție

Tipuri de reacții

De combinare: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$

De descompunere: $Cu(OH)_2 \overset{t^\circ}{=} CuO + H_2O$

De substituție: $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$

De schimb: $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$

De neutralizare: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

Reacțiile care decurg simultan în două direcții opuse se numesc *reacții reversibile:* $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$.

Efectele termice ale reacțiilor chimice

Cu degajare de căldură; +Q (exotermă): $Fe + S \overset{t^\circ}{=} FeS + Q$

Cu absorbție de căldură; – Q (endotermă): $2H_2O \xrightarrow[\text{curent electric}]{t^\circ} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow - Q$

IV. Clasele de compuși anorganici

CLASELE DE COMPUȘI ANORGANICI

ACIZI
neoxigenați HCl
oxigenați H_2SO_4
tari HCl, HNO_3, H_2SO_4
medii H_2SO_3, H_3PO_4
slabi H_2S, H_2CO_3

OXIZI
- **care formează săruri**
  - **bazici** CaO
  - ***amfoteri** Al_2O_3
  - **acizi** SO_3
- **care nu formează săruri** NO, CO

BAZE
solubile NaOH
insolubile $Fe(OH)_3$
tari NaOH
slabe $Fe(OH)_2$

SĂRURI
neutre NaCl, Na_2SO_4
acide $NaHCO_3$

Proprietățile chimice ale acizilor

Metal → oxid bazic → bază → sare

❸ ❷ ❶ ❹

Nemetal → oxid acid → **acid** → sare

Proprietățile chimice ale bazelor

Metal → oxid bazic → **bază** → sare

❹* ❷ ❶ ❸

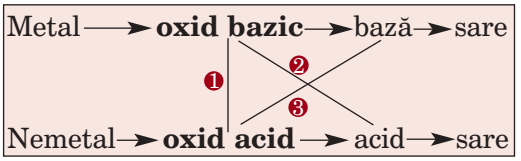
Nemetal → oxid acid → acid → sare

Seria de substituire a metalelor

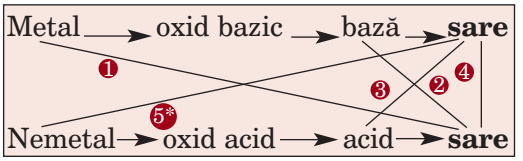
Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, [H], Cu, Hg, Ag, Pt, Au

substituie hidrogenul din acizi — nu substituie hidrogenul din acizi

Proprietățile chimice ale oxizilor



Proprietățile chimice ale sărurilor



V. Soluțiile. Disociația electrolitică

Soluția **este un amestec omogen, în care particulele de substanță dizolvată nu se observă nici chiar cu ajutorul microscopului.**

Partea de masă a substanței dizolvate în soluție (ω) este egală cu raportul dintre masa substanței dizolvate și masa soluției.

$$\omega\ (\text{subst. dizolvate}) = \frac{m\ (\text{subst. dizolvate})}{m\ (\text{soluției})}$$

În procente:

$$\omega\ (\text{subst. dizolvate}) = \frac{m\ (\text{subst. dizolvate})}{m\ (\text{soluției})} \cdot 100\%$$

Substanțele (acizi, baze, săruri) ale căror soluții sau topituri conduc curentul electric se numesc *electroliți*.

Substanțele ale căror soluții sau topituri nu conduc curentul electric se numesc *neelectroliți*.

Disociația electrolitică **a substanței reprezintă eliberarea ionilor mobili în soluția sau topitura acestei substanțe.**

$$NaCl = \underset{\text{cation de sodiu}}{Na^+} + \underset{\text{anion de clor, ion de clorură}}{Cl^-}$$

Exemple de electroliți tari și slabi

Electroliți tari	Electroliți slabi
Acizi	
HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4	H_2S, H_2CO_3, H_2SiO_3, $HClO$, CH_3COOH
H_2SO_3 H_3PO_4	
Baze	
$LiOH$, $NaOH$, KOH, $RbOH$, $CsOH$, $Ba(OH)_2$, $\underbrace{Sr(OH)_2, Ca(OH)_2}_{\text{în soluție}}$	Toate bazele insolubile și NH_4OH
Săruri: Toate sărurile solubile	H_2O

Se numesc *acizi* electroliții ce disociază în cationi de hidrogen (H^+) și anioni de resturi acide.

Acidul clorhidric $HCl = H^+ + Cl^-$

Numărul ionilor de hidrogen care se obțin la disocierea unei molecule de acid se numește *bazicitate a acidului*.

Ionul de hidrogen determină proprietățile comune ale acizilor.

Mediul soluțiilor poate fi stabilit cu ajutorul indicatorilor:

Indicatorul \ Mediul	Acid	Neutru	Bazic
Turnesol	roșie	violetă	albastră
Metiloranj	roz	oranj	galbenă
Fenolftaleină	incoloră	incoloră	zmeurie

Se numesc *baze alcaline* electroliții ce disociază formînd anioni OH^- și cationi de metal.

Hidroxidul de sodiu $NaOH = Na^+ + OH^-$

Electroliții ce disociază în cationi de metal și anioni de rest acid sînt *săruri neutre*.

Clorura de sodiu $NaCl = Na^+ + Cl^-$

*** Sărurile acide sînt alcătuite din cationi de metal și resturi acide care conțin unul sau doi atomi de hidrogen rămași de la acidul corespunzător.**

Hidrogenocarbonatul de calciu

$$Ca(HCO_3)_2 = Ca^{2+} + 2HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$$

Ecuațiile ionice. Odată cu trecerea de la ecuațiile moleculare la cele ionice se respectă următoarea regulă:

În ecuațiile ionice, electroliții tari se scriu sub formă de ioni, iar electroliții slabi, substanțele insolubile în apă și gazele se scriu în formă moleculară.

De exemplu:

a) *Ecuația moleculară (EM):*

(EM) $CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$

b) *Ecuația ionică completă (EIC)*:

(EIC) $Ca^{2+} + \cancel{2Cl^-} + \cancel{2Na^+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow + \cancel{2Na^+} + \cancel{2Cl^-}$

c) *Ecuația ionică redusă* sau *prescurtată (EIR)*:

(EIR) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$

1 LEGEA PERIODICITĂȚII ȘI SISTEMUL PERIODIC

După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

– să explici legea periodicității și modul de organizare a sistemului periodic al elementelor (SP), să distingi particularitățile periodice și neperiodice ale elementelor;
– să stabilești relația dintre structura atomilor pentru elementele din perioadele I-III și locul lor în SP, să caracterizezi elementul după locul ocupat în SP;
– să determini cauza periodicității în schimbarea proprietăților elementelor, să explici periodicitatea schimbării dimensiunilor atomilor, proprietăților metalice și nemetalice ale elementelor.

În procesul de studiere a chimiei, apelăm deseori la sistemul periodic al elementelor. Dacă vrem să aflăm masa atomică relativă, structura atomului și valența oricărui element, revenim de fiecare dată la sistemul periodic al elementelor.

Sistemul periodic este o reprezentare grafică a uneia din cele mai importante legi ale naturii – legea periodicității.

1.1. Legea periodicității și sistemul periodic

1.1.1. Descoperirea legii periodicității

Către anul 1868 erau cunoscute 63 de elemente chimice. Masele atomice ale tuturor acestor elemente fuseseră determinate.

Savantul rus D.I. Mendeleev a fost preocupat, ca și predecesorii săi, de căutarea unui răspuns la întrebarea: „Ce semn sau proprietate a elementelor chimice ar putea sta la baza clasificării lor?“ Astfel, Mendeleev, independent de predecesorii săi, a ales masa atomică, considerînd-o „o proprietate exactă, măsurabilă a fiecărui element“.

Pentru început, el a scris pe fișe separate fiecare element, masa lui atomică, valența, densitatea substanței simple, forma și caracterul oxidului și ale hidroxidului (bazic, acid, amfoter), iar pentru nemetale – și compușii hidrogenați. Apoi a aranjat fișele într-un rînd, în ordinea creșterii maselor atomice ale elementelor. S-a constatat că peste un anumit număr de elemente, adică periodic, se găsesc elemente cu proprietăți asemănătoare. Aceste segmente de rînduri asemănătoare au fost aranjate sub formă de tabel (*vezi coperta*).

Să examinăm particularitățile elementelor cuprinse între litiu (nr. 3) și clor (nr. 17) (exceptînd hidrogenul), precum și pe cele ale compușilor lor.

1. În şirurile orizontale, de la litiu pînă la fluor și de la sodiu pînă la clor, proprietățile metalice ale elementelor descresc odată cu creșterea maselor atomice, iar cele nemetalice se intensifică. Această repetare este periodică.

2. La fel, forma sau compoziția oxizilor superiori se schimbă periodic, avînd următoarele formule generale: R_2O, RO, R_2O_3, RO_2, R_2O_5, RO_3, R_2O_7, RO_4 *(vezi coperta)*.

3. În rîndurile orizontale, proprietățile oxizilor se schimbă periodic, trecînd de la oxizii bazici la oxizii acizi.

4. Periodicitatea se manifestă și în formele hidroxizilor și proprietățile lor: se trece de la bazele tari (alcalii) la cele slabe, pînă la acizi. Proprietățile acide ale hidroxizilor se intensifică odată cu creșterea masei atomice a elementului.

5. Formele și proprietățile compușilor hidrogenați se supun aceleiași legi a periodicității. De exemplu, în seria RH_4, RH_3, RH_2 şi RH, compusul CH_4 nu are nici proprietăți de acid, nici de bază; la dizolvarea în apă, NH_3 are proprietăți bazice, iar HF – proprietăți acide. Același fenomen poate fi urmărit și pentru compuşii hidrogenați ai elementelor situate mai jos.

La 17 februarie 1869, D.I. Mendeleev a făcut publică pentru prima dată *legea periodicității*, formulînd-o în felul următor:

Proprietățile elementelor, precum și formele și proprietățile compușilor lor, se repetă periodic în funcție de greutățile* lor atomice.

D.I. Mendeleev (1834-1907)
Chimist rus. În februarie 1869 a formulat legea periodicității și a alcătuit primul sistem periodic al elementelor.

1.1.2. Structura sistemului periodic

Mendeleev a aranjat elementele cu proprietăți asemănătoare unele sub altele, obținînd un tabel cu coloane verticale, numite *grupe*, și rînduri orizontale, reunite mai tîrziu în *perioade*. Acest tabel a fost numit *sistem periodic*.

Perioadele mici (I, II și III) conțin elemente tipice și constau dintr-un singur rînd. *Perioadele mari* (IV, V, VI, VII) sînt alcătuite din cîte două rînduri.

Pe verticală, tabelul se împarte în grupe. Fiecare grupă este divizată în două subgrupe – una principală și alta secundară. Subgrupele principale includ elemente din toate perioadele (mari și mici), pe cînd cele secundare cuprind doar elemente din perioadele mari (*fig. 1.1* și *1.2*).

În fiecare subgrupă, asemănarea dintre elemente se manifestă diferit, pe cînd între subgrupe există foarte puține asemănări, fiind semnalate doar valori identice ale valenței.

Astfel, în grupa I, toate metalele alcaline ce alcătuiesc subgrupa principală se aseamănă foarte mult între ele, spre deosebire de cupru, argint și aur din subgrupa secundară, care nu au atîtea particularități în comun. În același timp, elementele din aceste două subgrupe nu se aseamănă deloc între ele.

De ce atunci Mendeleev le-a unit într-o singură grupă? Trăsătura comună pusă la baza divizării pe grupe a elementelor neasemănătoare a fost valența. Într-adevăr, și metalele alcaline, și celelalte metale din grupa I *pot fi* monovalente.

Fiecare element din sistemul periodic a primit numărul său de ordine (numărul atomic), căruia Mendeleev i-a acordat o mare importanță. Studiind structura atomului, ne-am putut convinge că numărul de ordine s-a dovedit a fi mai important decît masa atomică, deoarece el reprezintă sarcina nucleului pentru atomul elementului dat, iar aceasta este principala caracteristică neschimbătoare a elementului.

PERIOADE	RÎNDURI	I	II
I	1	1 H HIDROGEN 1,008	
II	2	3 Li LITIU 6,939	4 Be BERILIU 9,012
III	3	11 Na SODIU 22,990	12 Mg MAGNEZIU 24,312
IV	4	19 K POTASIU 39,10	20 Ca CALCIU 40,08
	5	29 Cu CUPRU 63,55	30 Zn ZINC 65,39
V	6	37 Rb RUBIDIU 85,47	38 Sr STRONȚIU 87,62
	7	47 Ag ARGINT 107,87	48 Cd CADMIU 112,41
VI	8	55 Cs CESIU 132,91	56 Ba BARIU 137,33
	9	79 Au AUR 196,97	80 Hg MERCUR 200,59
VII	10	87 Fr FRANCIU [223,02]	88 Ra RADIU [226,03]
	11	111	112
		R_2O	RO
* LANTANIDE		58 Ce CERIU 140,12	59 Pr PRASEODIM 140,91
** ACTINIDE		90 Th TORIU 232,04	91 Pa PROTACTINIU 231,04

Fig. 1.1. Fragment din sistemul periodic; grupele I și II.

* Aici cu sensul de „masă atomică relativă“.

PERIOADE	RÎNDURI	GRUPE DE ELEMENTE							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	1	1 H HIDROGEN 1,008						(H)	2 He HELIU 4,003
II	2	3 Li LITIU 6,939	4 Be BERILIU 9,012	5 B BOR 10,811	6 C CARBON 12,011	7 N AZOT 14,007	8 O OXIGEN 15,999	9 F FLUOR 18,998	10 Ne NEON 20,183
III	3	11 Na SODIU 22,990	12 Mg MAGNEZIU 24,312	13 Al ALUMINIU 26,982	14 Si SILICIU 28,086	15 P FOSFOR 30,974	16 S SULF 32,064	17 Cl CLOR 35,453	18 Ar ARGON 39,948
IV	4	19 K POTASIU 39,10	20 Ca CALCIU 40,08	21 Sc SCANDIU 44,96	22 Ti TITAN 47,88	23 V VANADIU 50,94	24 Cr CROM 52,00	25 Mn MANGAN 54,94	26 Fe FIER 55,85 / 27 Co COBALT 58,93 / 28 Ni NICHEL 58,69
	5	29 Cu CUPRU 63,55	30 Zn ZINC 65,39	31 Ga GALIU 69,72	32 Ge GERMANIU 72,61	33 As ARSEN 74,92	34 Se SELENIU 78,96	35 Br BROM 79,90	36 Kr KRIPTON 83,80

Fig. 1.2. Fragment din sistemul periodic; perioadele I-IV.

De aceea *formularea contemporană* a legii periodicității este următoarea:

Proprietățile elementelor, precum și formele și proprietățile compușilor lor variază periodic în funcție de sarcina nucleului sau numărul de ordine (numărul atomic) al elementelor.

De ce definiția dată legii periodicității de Mendeleev diferă de cea contemporană?

Prin urmare, toate proprietățile elementelor ce variază periodic trebuie examinate în funcție de creșterea numărului de ordine al elementului. Numărul de ordine și sarcina nucleului sînt mărimi neperiodice, pe cînd proprietățile metalice și nemetalice, numărul de electroni pe stratul exterior, formele și proprietățile oxizilor și hidroxizilor sînt mărimi care variază periodic. Variația lor urmează a fi studiată pe perioade și grupe, în funcție de creșterea numărului de ordine.

EVALUARE

1. Explică noțiunea de periodicitate.
2. Ce proprietate a elementelor a ales Mendeleev ca fiind cea mai adecvată pentru clasificarea elementelor chimice ? De ce ?
3. Ce reprezintă grupa, subgrupa ? În baza exemplului grupei I, arată asemănările și deosebirile dintre elementele din subgrupa principală și cea secundară ale unei anumite grupe.
4. Ce este perioada ? Care perioade se numesc mici și care – mari ?
5. Elementele din care perioade alcătuiesc subgrupele secundare și care dintre ele alcătuiesc subgrupele principale ?
6. Care din elementele propuse formează cu hidrogenul cel mai ușor compus: C; N; Si; P; As ?
7. Un oarecare element chimic formează cu hidrogenul compuși cu formula generală H_2R și se află în perioada a III-a. Numește elementul.
8. Ce proprietăți se schimbă în perioadă și în grupă în același timp ?

1.2. Cauza periodicității. Schimbarea periodică a proprietăților metalice și nemetalice

Cauzele periodicității rezidă în structura atomilor. Să analizăm *fig. 1.3,* ce prezintă repartizarea electronilor în atomii primelor 36 de elemente. Așa cum putem observa, pe măsura creșterii numărului de ordine (a sarcinii nucleului), se

repetă periodic numărul de electroni exteriori ai atomului: de la 1 (Li) pînă la 8 (Ne), apoi iarăși de la 1 (Na) pînă la 8 (Ar).

Constatăm că la elementele din subgrupele principale numărul electronilor de pe stratul exterior este egal cu numărul grupei.

Astfel, *numărul electronilor exteriori variază periodic:* peste un anumit număr de elemente, avem același număr de electroni exteriori.

De numărul electronilor exteriori sînt legate și proprietățile metalice și nemetalice, reducătoare și oxidante ale elementelor.

1. Proprietățile metalice ale unui element sînt determinate de capacitatea atomului său de *a ceda electroni*. Cu cît mai puțini electroni va avea atomul pe stratul exterior, cu atît mai ușor îi va ceda. La fel, capacitatea de a ceda electronii se intensifică odată cu creșterea dimensiunilor atomilor.

Cum se schimbă proprietățile metalice în subgrupele principale? Să analizăm, de exemplu, proprietățile metalice ale elementelor din subgrupa principală a grupei I (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). Toate acestea au cîte un electron pe stratul exterior și îl cedează ușor în reacțiile chimice (de exemplu, $Na - 1\bar{e} = Na^{+}$), manifestînd proprietăți metalice. Știm deja că *numărul straturilor electronice este egal*

Care crezi că este cauza schimbării periodice a proprietăților elementelor și ale compușilor lor?

Tabelul elementelor chimice a fost numit *sistem periodic*, deoarece nu este un tabel obişnuit, ci unul funcționlal, care conține informații privind caracterizarea elementelor, prezicerea existenței unor elemente noi, corectarea datelor experimentale etc.

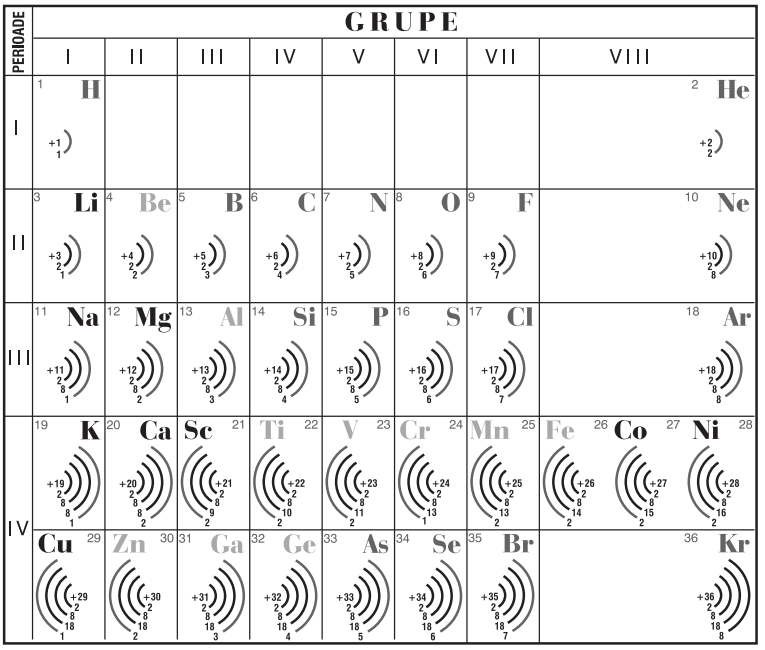


Fig. 1.3. Structura straturilor electronice ale elementelor din perioadele I-IV.

Orizonturile chimiei

În ultimii ani au fost descoperite (obținute în laborator) patru elemente chimice noi cu numerele atomice 113, 115, 117 și 118. Se ştie că elementele noi nu sînt creditate şi introduse în tabel pînă cînd acestea nu sînt recunoscute oficial de Uniunea Internațională de Chimie Pură și Aplicată (IUPAC). Obținerea celor patru elemente a fost confirmată pe 30 decembrie 2015. Denumirile acestor elemente vor fi aduse la cunoștința publicului în 2016 de autorii descoperirilor – echipe de savanți din Japonia, Rusia şi SUA.

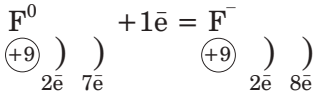
cu numărul perioadei. De aceea, de sus în jos, odată cu creșterea numărului de ordine, se mărește și numărul de straturi electronice ale atomilor. Prin urmare, de la litiu (Li) pînă la franciu (Fr), cresc și dimensiunile atomilor lor. Astfel, cel mai ușor se desprinde electronul exterior al atomului de franciu, acesta fiind și elementul cu cele mai pronunțate proprietăți metalice.

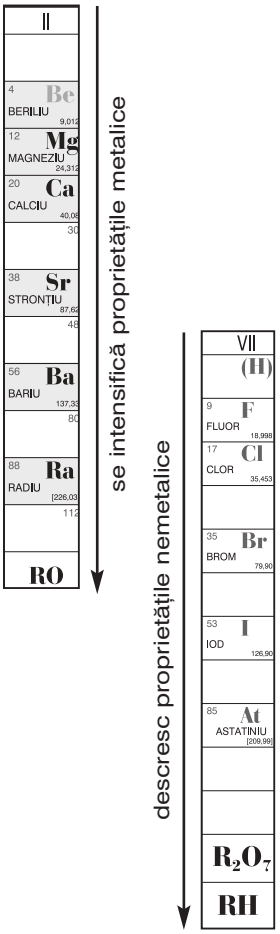
În subgrupele principale, de sus în jos, odată cu creșterea sarcinii nucleului (numărului de ordine) se măresc dimensiunile atomilor și se intensifică proprietățile metalice ale elementelor.

Această regulă este valabilă pentru toate subgrupele principale.

2. *Proprietățile nemetalice* ale unui element sînt determinate de capacitatea atomului său de *a adiționa electroni*.

Vom analiza *schimbarea proprietăților nemetalice* în subgrupele principale pe exemplul halogenilor – elemente din subgrupa principală a grupei a VII-a (F, Cl, Br, I, At). Atomii de halogeni primesc ușor un electron pentru completarea octetului. De exemplu:





De sus în jos (adică de la fluor spre astatiniu), dimensiunile atomilor de halogeni cresc, de aceea ei atrag și rețin tot mai greu acest electron. Prin urmare, la halogeni proprietățile nemetalice descresc de sus în jos. Dintre toate elementele, cele mai pronunțate proprietăți nemetalice le prezintă fluorul. El are cea mai înaltă electronegativitate. Astfel, odată cu creșterea numărului de ordine (a sarcinii nucleului) slăbesc proprietățile nemetalice ale elementelor.

Concluzie generalizatoare:

În subgrupele principale, de sus în jos, odată cu creșterea numărului de ordine (a sarcinii nucleului) proprietățile metalice se intensifică, iar cele nemetalice slăbesc.

Astfel, pentru elementele din subgrupele principale, factorul esențial al periodicității este repetarea periodică a structurii stratului electronic exterior.

La elementele din subgrupele secundare, electronii de valență sînt situați atît pe stratul exterior, cît și pe penultimul strat.

Schimbarea proprietăților elementelor în perioade. În cadrul unei perioade, toți atomii au același număr de straturi electronice. Cînd sarcina nucleului crește, învelișul electronic se comprimă. Prin urmare, în perioadă, dimensiunile atomilor se micșorează.

La fel, de-a lungul perioadei, numărul electronilor exteriori crește, iar dimensiunile atomilor se micșorează. Rezultă că atomii adiționează electronii mai uşor, dar îi cedează mai greu.

În perioadă, de la stînga la dreapta, proprietățile metalice descresc, iar cele nemetalice cresc.

În baza celor cercetate pînă în prezent pot fi folosite posibilitățile de prezicere a legii periodicității și sistemului periodic pentru caracterizarea unor elemente din subgrupele principale, inclusiv pentru elementele a căror structură a atomului nu se studiază în școală.

Orizonturile chimiei

- Pînă în prezent au fost descoperite sau obținute pe cale artificială 118 elemente chimice.
  Dar cîte elemente vor mai fi descoperite? Oare vor avea ele loc în sistemul periodic?
  Studiind structura şi proprietățile elementelor cunoscute, savanții au ajuns la concluzia că probabilitatea existenței unor noi elemente se reduce considerabil, deoarece cu cît mai mulți protoni, neutroni şi electroni se adună în cadrul unui atom, cu atît mai greu ei se țin împreună. Aşadar, devine aproape imposibilă existența unor asemenea atomi.

EVALUARE

1. Stabileşte numărul de electroni din atomii elementelor:
a) K, Ar; b) Co, Ni; c) Te, I.

2. Alcătuiește schemele electronice pentru atomii elementelor:
a) Li, Na, K; e) Be, Mg, Ca;
b) B, Al; f) C, Si;
c) N, P; g) O, S;
d) F, Cl; h) He, Ne, Ar.

3. Alege afirmațiile corecte:
a) numărul perioadei indică numărul straturilor electronice în atom;
b) numărul grupei este egal cu numărul electronilor exteriori pentru elementele din subgrupele principale;
c) numărul grupei este egal cu numărul electronilor exteriori pentru elementele din subgrupele secundare.

4. Alcătuiește formulele oxizilor superiori pentru elementele din grupa a VI-a. Aceste elemente atît de diferite au fost reunite într-o singură grupă. De ce ?

5. Alege afirmațiile corecte:
a) fiecare perioadă începe cu un metal alcalin;
b) fiecare perioadă se termină cu un gaz inert;
c) perioadele I, II și III sînt perioade mari;
d) numărul perioadei este egal cu numărul de electroni pe nivelul exterior.

6. Alege afirmațiile corecte:
a) toate elementele sînt aranjate în SP în ordinea creșterii maselor atomice;
b) sarcina nucleului variază periodic;
c) sarcina nucleului este egală cu numărul de ordine;
d) toate elementele sînt aranjate în SP în ordinea creșterii sarcinii nucleului.

1.3. Caracterizarea elementelor în funcție de poziția lor în sistemul periodic

Bazîndu-ne pe cele studiate pînă aici, putem folosi sistemul periodic pentru descrierea unor elemente din subgrupele principale.

Să caracterizăm elementul sulf S conform unui plan general.

1. *Locul elementului în sistemul periodic:* a) numărul de ordine (atomic); b) perioada; c) grupa, subgrupa.	**1.** S, sulf a) 16; b) perioada a III-a; c) subgrupa principală a grupei a VI-a
2. *Metal sau nemetal* (după poziția față de diagonala B–At).	**2.** Nemetal
3. *Structura atomului:* a) sarcina nucleului, egală cu numărul de ordine (atomic); b) numărul total de electroni; c) numărul de straturi electronice (egal cu numărul perioadei); d) repartizarea electronilor pe straturi electronice (numărul de electroni pe nivelul exterior este egal cu numărul grupei).	**3.** $_{16}S$ (+16)))) 16ē 2ē 8ē 6ē a) +16 b) 16 c) 3 d) 2, 8, 6
4. *Valența* a) valența superioară este egală cu numărul grupei; b) alte valori ale valenței: pară în grupele pare și impară în grupele impare.	**4.** a) valența superioară $\overset{(VI)}{S}$; b) $\overset{IV}{S}$, $\overset{II}{S}$
5. *Oxidul superior și hidroxidul,* caracterul lor.	**5.** SO_3 – oxid de sulf (VI), oxid acid H_2SO_4 – acid sulfuric
6. *Alți oxizi și hidroxizi.*	**6.** SO_2 – oxid de sulf (IV), oxid acid H_2SO_3 – acid sulfuros
7. *Compus hidrogenat volatil* (pentru nemetale).	**7.** H_2S – sulfură de hidrogen
8. *Soluția apoasă* a compusului hidrogenat.	**8.** H_2S – acid sulfhidric

1.4. Gradul de oxidare. Determinarea gradului de oxidare în baza formulei chimice

Gradul de oxidare (GO) este sarcina formală care îi revine unui atom al elementului în moleculă, dacă se admite că a avut loc transferul complet al electronilor de la elementul cu electronegativitate (EN) mai mică spre elementul cu EN mai mare.

În moleculele substanțelor simple, gradul de oxidare al elementului este zero, iar în cele ale substanțelor compuse, acesta este pozitiv sau negativ. Valoarea numerică a gradului de oxidare deseori coincide cu cea a valenței, însă valența nu are sarcină, pe cînd gradul de oxidare poate fi negativ, zero sau pozitiv.

Gradul de oxidare al diferitor elemente poate avea o valoare cuprinsă între –4 și +8 *(tabelul 1.1)*.

Tabelul 1.1. **Valorile gradelor de oxidare ale unor elemente în substanțele compuse**

Elementul	*Gradul de oxidare*
Li, Na, K, H	+1
Mg, Ca, Ba, Zn	+2
Al	+3
F	–1
O	–2

Elementul	*Gradul de oxidare*
Fe	+2, +3
C	–4, +2, +4
N	–3, +1, +2, +3, +4, +5
P	–3, +3, +5
S	–2, +4, +6
Cl	–1, +1, +3, +5, +7

Algoritmul de stabilire a gradului de oxidare al elementului după formulă

1. Scriem formula moleculară și notăm gradul (gradele) de oxidare cunoscut(e).

2. Înmulțim gradul de oxidare cu indicele și obținem sarcina totală a atomilor elementului dat.

3. *Regulă.* Suma tuturor sarcinilor în formulă trebuie să fie egală cu zero. Folosind această regulă, calculăm sarcina totală a atomilor elementului rămas.

4. Împărțim acest număr la indice și obținem valoarea gradului de oxidare al elementului al doilea, pe care o scriem deasupra simbolului acestui element.

Exemple

1. $\overset{-2}{P_2O_5}$ $\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{SO_4}$

2.

P_2	$\overset{-2}{O_5}$	$\overset{+1}{H_2}$	S	$\overset{-2}{O_4}$
	$-2\cdot5=-10$	$+1\cdot2=+2$		$-2\cdot4=-8$

3.

P_2	$\overset{-2}{O_5}$	$\overset{+1}{H_2}$	S	$\overset{-2}{O_4}$
+10	–10	+2	+6	–8

–8 + 2 = –6, pentru ca suma tuturor sarcinilor să fie egală cu 0, trebuie să luăm +6.

4.

$\overset{+5}{P_2}$	$\overset{-2}{O_5}$	$\overset{+1}{H_2}$	$\overset{+6}{S}$	$\overset{-2}{O_4}$
$+10:2=+5$	–10	+2	$+6:1=+6$	–8

Gradul de oxidare al fosforului (+5) și cel al sulfului (+6) coincid cu valențele lor superioare, egale respectiv cu V și cu VI.

Alcătuirea formulelor chimice după gradul de oxidare al elementului sau după sarcina ionului

Pentru substanțele, în moleculele cărora legătura chimică este stabilită între metale și nemetale, se aplică alcătuirea formulelor după gradul de oxidare și, cel mai frecvent, după sarcina ionului. Sarcinile ionilor de metale sînt pozitive, iar cele ale ionilor de nemetale sînt negative (vezi *tabelul solubilității* din *Anexa 2*).

Consecutivitatea acțiunilor:

1. Scriem simbolurile elementelor sau ale grupurilor de elemente (OH^{1-}; SO_4^{2-}; PO_4^{3-} etc.) și indicăm deasupra lor gradul de oxidare sau sarcina ionului.

2. Găsim cel mai mic multiplu comun CMMC pentru sarcinile ambelor părți ale formulei.

3. Împărțim cel mai mic multiplu comun CMMC la valoarea sarcinii fiecărui atom (ion) și obținem indicele lui. Ionul compus se ia între paranteze, dacă indicele este mai mare decît 1.

4. *Verificare:* înmulțim indicele cu sarcina ionului.

Exemple

1. $\overset{3+}{Fe}\ \overset{1-}{Cl}$; $\overset{1+}{Na}\ \overset{2-}{(SO_4)}$; $\overset{2+}{Ca}\ \overset{3-}{(PO_4)}$

2. $\overset{3}{\overline{\overset{3+}{Fe}\ \overset{1-}{Cl}}}$; $\overset{2}{\overline{\overset{1+}{Na}\ \overset{2-}{(SO_4)}}}$; $\overset{6}{\overline{\overset{2+}{Ca}\ \overset{3-}{(PO_4)}}}$

3. $\overset{3}{\overline{\overset{3+}{Fe}\ \overset{1-}{Cl_3}}}$; $\overset{2}{\overline{\overset{1+}{Na_2}\ \overset{2-}{(SO_4)}}}$; $\overset{6}{\overline{\overset{2+}{Ca_3}\ \overset{3-}{(PO_4)_2}}}$

$3:3=1 \mid 3:1=3$; $2:1=2 \mid 2:2=1$; $6:2=3 \mid 6:3=2$

4. $\overset{3}{\overline{\overset{3+}{Fe}\ \overset{1-}{Cl_3}}}$; $\overset{2}{\overline{\overset{1+}{Na_2}\ \overset{2-}{(SO_4)}}}$; $\overset{6}{\overline{\overset{2+}{Ca_3}\ \overset{3-}{(PO_4)_2}}}$

$+3\cdot1=+3 \mid -1\cdot3=-3$; $+1\cdot2=+2 \mid -2\cdot1=-2$; $+2\cdot3=+6 \mid -3\cdot2=-6$

În formula moleculară, numărul sarcinilor pozitive trebuie să fie egal cu cel al sarcinilor negative, iar suma lor trebuie să fie egală cu zero.

După ce am alcătuit formula moleculară, o citim, apoi numim substanța (*vezi tabelul*). Dacă elementul are o valență variabilă, aceasta se indică.

Formula chimică a substanței	Citirea formulei chimice	Denumirea substanței	Citirea denumirii substanței
$FeCl_3$ Na_2SO_4 $Ca_3(PO_4)_2$	fier-clor-trei natriu-doi-es-o-patru calciu-trei-pe-o-patru-de două ori	clorură de fier (III) sulfat de sodiu fosfat de calciu	clorură de fier-trei sulfat de sodiu fosfat de calciu

EVALUARE

1. Ce reprezintă formula chimică ? Arată semnificația următoarelor formule chimice:
a) H_2O; b) P_2O_5; c) H_2SO_4.

2. Ce indică numerele 2 și 3 în notațiile de mai jos:
a) $3O_2$; b) $2O_3$.
Cîți atomi de oxigen sînt în ambele cazuri ?

3. Citește notațiile:
a) $4HCl$; b) CO_2; c) $6H_2O$; d) $2P_2O_5$; e) $3NaOH$; f) $5H_2SO_4$.
Calculează numărul de atomi ai fiecărui element.

4. Pentru substanțele din exercițiul 3, calculează:
a) cantitatea de substanță (mol); b) masa molară; c) masa conform cantității de substanță.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

Alcătuiți formulele moleculare după valențele, gradele de oxidare ale atomilor sau *sarcinilie ionilor indicate deasupra formulelor:

a) $\overset{I}{Na}\,\overset{II}{O}$; $\overset{II}{Mg}\,\overset{II}{O}$; $\overset{III}{Al}\,\overset{II}{O}$; $\overset{IV}{Si}\,\overset{II}{O}$; $\overset{V}{P}\,\overset{II}{O}$; $\overset{VI}{S}\,\overset{II}{O}$; $\overset{VII}{Cl}\,\overset{II}{O}$;

b) $\overset{+3}{B}\,\overset{-2}{O}$; $\overset{+4}{C}\,\overset{-2}{O}$; $\overset{+2}{C}\,\overset{-2}{O}$; $\overset{+5}{N}\,\overset{-2}{O}$; $\overset{+2}{N}\,\overset{-2}{O}$; $\overset{+3}{P}\,\overset{-2}{O}$; $\overset{+5}{P}\,\overset{-2}{O}$; $\overset{+4}{S}\,\overset{-2}{O}$; $\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O}$;

c) $\overset{IV}{C}\,\overset{I}{H}$; $\overset{III}{N}\,\overset{I}{H}$; $\overset{III}{P}\,\overset{I}{H}$; $\overset{III}{As}\,\overset{I}{H}$; $\overset{I}{H}\,\overset{II}{O}$; $\overset{I}{H}\,\overset{II}{S}$; $\overset{I}{H}\,\overset{II}{Se}$; $\overset{I}{H}\,\overset{I}{F}$; $\overset{I}{H}\,\overset{I}{Cl}$; $\overset{I}{H}\,\overset{I}{Br}$; $\overset{I}{H}\,\overset{I}{I}$;

*d) $\overset{1+}{H}\,\overset{1-}{NO_3}$; $\overset{1+}{H}\,\overset{2-}{SO_3}$; $\overset{1+}{H}\,\overset{2-}{SO_4}$; $\overset{1+}{H}\,\overset{2-}{CO_3}$; $\overset{1+}{H}\,\overset{2-}{SiO_3}$; $\overset{1+}{H}\,\overset{3-}{PO_4}$;

*e) $\overset{1+}{Na}\,\overset{1-}{OH}$; $\overset{1+}{K}\,\overset{1-}{OH}$; $\overset{1+}{NH_4}\overset{1-}{OH}$; $\overset{2+}{Ba}\,\overset{1-}{OH}$; $\overset{2+}{Ca}\,\overset{1-}{OH}$; $\overset{2+}{Mg}\,\overset{1-}{OH}$.

1.5. Noțiuni despre oxidant și reducător

Să urmărim cum se modifică fiecare atom în decursul unei reacții. Drept exemplu vom lua ecuația reacției dintre magneziu și oxigen:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

1. Calculăm și indicăm gradele de oxidare ale atomilor fiecărui element din această ecuație:

$$\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}$$

2. Subliniem elementele care și-au schimbat gradul de oxidare după reacție:

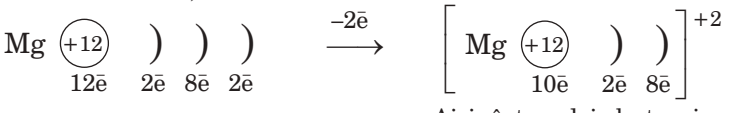
$$\underline{\overset{0}{Mg}} + \underline{\underline{\overset{0}{O_2}}} \rightarrow \underline{\overset{+2}{Mg}}\underline{\underline{\overset{-2}{O}}}$$

3. Scriem aceste elemente în perechi:

$$\overset{0}{Mg} \rightarrow \overset{+2}{Mg}$$

$$\overset{0}{O} \rightarrow \overset{-2}{O}$$

Să analizăm modificările în cazul fiecărui atom. Magneziul are pe stratul exterior doi electroni, pe care îi pierde ușor, transformîndu-se într-o particulă (ion) cu sarcina +2 (+12 – 10 = +2):



Aici sînt cu doi electroni mai puțin decît în atom.

Pierderea (cedarea) electronilor se marchează prin semnul „minus“. Fenomenul se citește astfel: *Magneziul cu gradul de oxidare zero ($\overset{0}{Mg}$) cedează doi electroni (–2ē) și se transformă în magneziu cu gradul de oxidare plus doi sau, simplu, magneziu-plus-doi ($\overset{+2}{Mg}$).*

Deci, putem scrie: $\overset{0}{Mg} - 2\bar{e} = \overset{+2}{Mg}$

Particulele pozitive (protonii) nu sînt cedate și nu sînt adiționate, deoarece ele se află în nucleul atomului.

Sarcina pozitivă se schimbă din contul pierderii electronilor: fiecărei sarcini pozitive din nucleu îi corespunde o sarcină negativă, adică un electron. Cedînd un electron negativ (–1), particula obține sarcina +1 pe seama sarcinii pozitive necompensate din nucleu.

reducător

$\overset{0}{E} - 1\bar{e} \rightarrow \overset{+1}{E}$

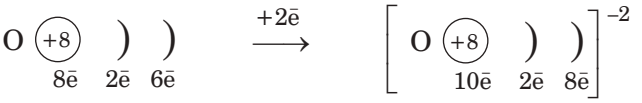
oxidare

oxidant

$\overset{0}{E} + 1\bar{e} \rightarrow \overset{-1}{E}$

reducere

Atomul neutru de oxigen are șase electroni pe stratul exterior. El adiționează doi electroni și se transformă într-o particulă cu sarcina –2 (+8 – 10 = –2):



Aici sînt cu doi electroni mai mult decît în atom.

Primirea (adiția) electronilor se marchează prin semnul „plus“. Citim: *Oxigenul-zero adiționează doi electroni (+2ē) și se transformă în oxigen cu gradul de oxidare minus doi (O):* $\overset{0}{O} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{O}$

Elementul care ***primește*** *electronii este* ***oxidant*** (în cazul dat, oxigenul).

Procesul de adiție a electronilor se numește reducere.

Procesul de cedare este oxidare, iar cel de aducere este reducere.

Așadar, oxidantul se reduce (adică ia electronii). În cazul dat, oxigenul $\overset{0}{O}$ se reduce pînă la $\overset{-2}{O}$, oxidînd magneziul.

Elementul care ***cedează*** *electronii este* ***reducător***. Reducătorul se oxidează. În cazul dat, magneziul Mg este reducător, oxidîndu-se pînă la $\overset{+2}{Mg}$.

Procesul de cedare a electronilor se numește oxidare.

Să notăm aceste raționamente sub formă de ecuații electronice, indicînd oxidantul și reducătorul:

reducător $\overset{0}{Mg} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Mg}$ – *oxidare*

oxidant $\overset{0}{O} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{O}$ – *reducere*

Reducătorul se oxidează, iar oxidantul se reduce.

Ecuațiile electronice se citesc astfel: *Reducătorul magneziu-zero cedează doi electroni și se transformă în magneziu-plus-doi. Acest proces se numește* oxidare. *Oxidantul oxigen-zero adiționează doi electroni și se transformă în oxigen minus-doi. Acest proces se numește* reducere.

REȚINE ȘI NU CONFUNDA! Cuvintele *oxidant* și *oxidare* sau *reducător* și *reducere* au aceeași rădăcină, dar se referă la procese diferite.

La reacție nu participă atomul, ci molecula de oxigen O_2. Includem indicele 2 în ecuația electronică și atunci numărul atomilor Mg și O, precum și cel al electronilor se dublează:

reducător $2\overset{0}{Mg} - 2 \cdot 2\bar{e} \rightarrow 2Mg^{+2}$

oxidant $\overset{0}{O_2} + 2 \cdot 2\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$

EVALUARE

1. Ce reprezintă oxidantul și reducătorul ? Dă exemple.
2. Completează schemele, indicînd procesul de adiție sau de cedare a electronilor. Arată oxidantul și reducătorul, oxidarea și reducerea:

   a) $\overset{0}{Ca} \rightarrow \overset{+2}{Ca}$ c) $\overset{0}{S} \rightarrow \overset{-2}{S}$ e) $2\overset{0}{Al} \rightarrow 2\overset{+3}{Al}$

   b) $\overset{0}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$ d) $\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ f) $\overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}$
3. Indică în fiecare ecuație: 1) gradele de oxidare a elementelor; 2) oxidantul și reducătorul.

   a) $H_2 + S = H_2S\uparrow$ d) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$

   b) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ e) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$

   c) $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$ f) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$

1.6. Determinarea cantității de substanță sau a masei unei substanțe după cantitatea sau masa altei substanțe participante la reacție

Problema 1. Ce masă de oxid de aluminiu se formează la oxidarea aluminiului cu cantitatea de substanță de 0,3 mol ?

Se dă:
$\nu(Al) = 0{,}3$ mol

$m(Al_2O_3)$ – ?

Rezolvare:

1. Alcătuim ecuația reacției și o egalăm. Subliniem substanțele necesare, indicînd sub fiecare cantitatea de substanță (ν) conform ecuației, iar deasupra valoarea lui ν conform condițiilor problemei:

$$\frac{\overset{0,3\ mol}{4Al}}{4\ mol} + 3O_2 = \frac{\overset{\nu}{2Al_2O_3}}{2\ mol}$$

2. Alcătuim proporția și calculăm cantitatea de substanță de Al_2O_3:

$$\frac{0{,}3\ mol}{4\ mol} = \frac{\nu}{2\ mol}; \qquad \nu(Al_2O_3) = \frac{0{,}3 \cdot 2\ mol}{4} = 0{,}15\ mol$$

3. Determinăm masa moleculară relativă și masa molară pentru Al_2O_3:

$$M_r(Al_2O_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102; \quad M = 102\ g/mol$$

4. Calculăm masa oxidului de aluminiu din raportul:

$$M = \frac{m}{\nu}; \qquad m = M \cdot \nu$$

$$m(Al_2O_3) = 102\ g/mol \cdot 0{,}15\ mol = 15{,}3\ g$$

Răspuns: masa oxidului de aluminiu este de 15,3 g.

Problema 2. Determinați masa oxidului de fosfor (V) obținut la arderea fosforului cu masa de 18,6 g.

Se dă:
$m(P) = 18{,}6$ g

$m(P_2O_5)$ – ?

Rezolvare:

1. Calculăm cantitatea de substanță de fosfor din raportul:

$$\nu = \frac{m}{M}; \qquad M(P) = 31 \text{ g/mol}$$

$$\nu(P) = \frac{18{,}6 \text{ g}}{31 \text{ g/mol}} = 0{,}6 \text{ mol}$$

2. Scriem și egalăm ecuația, indicînd cantitățile de substanță corespunzătoare (*vezi problema 1*):

$$\frac{\overset{0{,}6 \text{ mol}}{4P}}{4 \text{ mol}} + 5O_2 = \frac{\overset{\nu}{2P_2O_5}}{2 \text{ mol}}$$

3. Alcătuim proporția și aflăm cantitatea de substanță de P_2O_5:

$$\frac{0{,}6 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = \frac{\nu}{2 \text{ mol}}; \qquad \nu(P_2O_5) = \frac{0{,}6 \cdot 2 \text{ mol}}{4} = 0{,}3 \text{ mol}$$

4. Determinăm masa oxidului de fosfor (V):

$$M_r(P_2O_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142; \qquad M(P_2O_5) = 142 \text{ g/mol}$$

$$m = M \cdot \nu = 142 \text{ g/mol} \cdot 0{,}3 \text{ mol} = 42{,}6 \text{ g}.$$

Răspuns: masa oxidului de fosfor (V) este de 42,6 g.

Notă. Problema poate fi rezolvată și mai simplu. Pentru aceasta, în ecuația reacției se vor nota nu cantitățile de substanță, ci masele substanțelor conform ecuației reacției și, respectiv, din condițiile problemei:

$$\frac{\overset{m_{cond.} = 18{,}6 \text{ g}}{4P}}{m_{ec.} = 4 \text{ mol} \cdot 31 \text{ g/mol} = 124 \text{ g}} + 5O_2 = \frac{\overset{m}{2P_2O_5}}{m_{ec.} = 2 \text{ mol} \cdot 142 \text{ g/mol} = 284 \text{ g}}$$

$$\frac{18{,}6 \text{ g}}{124 \text{ g}} = \frac{m}{284 \text{ g}}; \qquad m(P_2O_5) = \frac{18{,}6 \text{ g} \cdot 284}{124} = 42{,}6 \text{ g}$$

PROBLEME

1. Calculați masa clorului necesară pentru a obține clorură de hidrogen cu cantitatea de substanță de 3 mol.

2. Determinați cantitatea de substanță și masa piritei (FeS_2), care se va consuma la producerea oxidului de sulf (IV) cu masa de 128 kg, conform ecuației reacției:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

3. La tratarea zincului cu acid sulfuric s-a eliminat hidrogen cu cantitatea de substanță de 2,5 mol. Calculați masa zincului și cea a acidului sulfuric.

Test DE EVALUARE LA CAPITOLUL LEGEA PERIODICITĂȚII ȘI SISTEMUL PERIODIC

Încercuiește răspunsurile corecte în itemii I-IV.

I. Care dintre caracteristicile de mai jos se schimbă periodic:
a) sarcina nucleului;
c) numărul straturilor electronice în atom;
b) masa atomică relativă;
d) numărul electronilor pe stratul electronic exterior?

II. Atomii cărui element cedează cel mai ușor un electron:
a) sodiu; b) magneziu; c) aluminiu; d) siliciu?

III. Atomii elementelor din subgrupa principală a grupei a II-a au același număr de:
a) electroni pe stratul electronic exterior;
b) electroni în total.

IV. Proprietățile bazice ale hidroxizilor formați de elementele din subgrupa principală a grupei a II-a, de sus în jos:
a) scad;
b) cresc;
c) rămîn neschimbate;
d) scad, apoi cresc.

V. Completează spațiile libere.
Elementul cu numărul de ordine 16 formează compusul hidrogenat ..., oxidul superior ... și hidroxidul (acid sau bază)...

VI. Completează tabelul de mai jos, folosind cunoștințele acumulate despre poziția elementului în sistemul periodic:

Elementul	*Oxidul superior*	*Acidul / baza*	*Caracterul*
a) Na b) Ca c) N d) C			

VII. Aranjează următoarele elemente în ordinea creșterii caracterului metalic: Cs, Al, Na, Mg, K.

2 METALELE ÎN VIAȚA NOASTRĂ

După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

– să găsești și să explici locul metalelor în sistemul periodic;
– să explici și să compari proprietățile comune ale metalelor și ale aliajelor lor, răspîndirea metalelor în natură;
– să descrii proprietățile fizice și chimice ale metalelor (sodiu, potasiu, calciu, aluminiu, fier) și ale compușilor lor;
– să stabilești legătura dintre structura, proprietățile, răspîndirea în natură, utilizarea și rolul biologic al metalelor și al compușilor lor.

Metalele au fost descoperite încă din cele mai vechi timpuri. În Evul Mediu erau cunoscute doar 7 metale: aurul, argintul, cuprul, staniul, plumbul, fierul și mercurul. Cel mai prețios era considerat aurul.

Descoperirea metalelor a schimbat radical istoria omenirii. După epoca de piatră, în care principala armă și unealtă de muncă era piatra, a urmat epoca de bronz, în care oamenii au învățat să facă unelte din bronz (un aliaj al cuprului și staniului), apoi epoca fierului. În această epocă, fierul a devenit unul dintre cele mai accesibile și mai importante metale din viața omului.

2.1. Caracterizarea generală

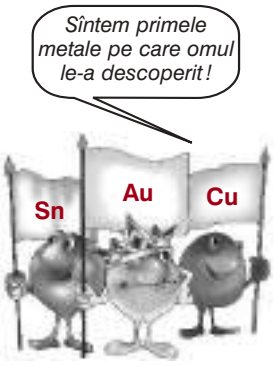
Locul metalelor în sistemul periodic. În prezent sistemul periodic conține 118 elemente chimice: 22 nemetale și 96 metale. Cum sînt ele aranjate în tabelul periodic?

Din cele studiate anterior, știm că, trasînd o diagonală de la bor B (nr. 5) pînă la astatiniu At (nr. 85), separăm nemetalele (situate în subgrupele principale, deasupra diagonalei) de toate celelalte elemente, care sînt metale.

Metalele din subgrupa principală a grupei întîi mai sînt numite metale alcaline, iar Ca, Sr și Ba – metale alcalino-pămîntoase.

Structura atomilor de metale. Metalele din subgrupele secundare au pe stratul electronic exterior unul (Cu, Ag, Au ş.a.) sau doi electroni (Zn, Fe ș.a.).

Variația numărului electronilor exteriori ai metalelor din subgrupele principale este redată în *tabelul 2.1.*



Tabelul 2.1. **Numărul electronilor exteriori ai metalelor din subgrupele principale**

Nr. grupei	*Numărul de electroni exteriori*	*Metalele*
I	1	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
II	2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
III	3	Al, Ga, In, Tl
IV	4	Ge, Sn, Pb
V	5	Sb, Bi
VI	6	Po

Dintre cele 96 de metale, doar 12 au mai mult de 2 electroni pe stratul exterior. *Majoritatea metalelor posedă un număr mic de electroni (1-2) pe stratul electronic exterior*. Acest fapt determină caracterul *comun* al proprietăților fizice și chimice ale metalelor. În reacțiile chimice, metalele cedează electronii lor exteriori și manifestă proprietăți reducătoare: $Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{+n}$. În majoritatea cazurilor, gradul de oxidare al metalelor în compuși are valori nu prea mari: +1 (Li, Na, K, Cu, Ag ş.a.); +2 (Mg, Ca, Ba, Zn, Cu, Fe ș.a.); +3 (Al, Fe ș.a.). Mai rar se întîlnesc valori înalte: +4 (Pb, Sn); +5 (Bi); +6 (Cr); +7 (Mn). Gradul de oxidare superior, de obicei, este egal cu numărul grupei, exceptînd unele metale.

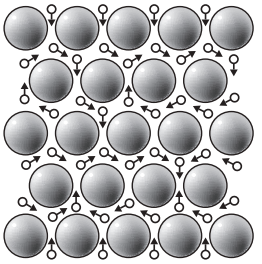


Fig. 2.1. Structura internă a metalelor.

Legătura chimică în metale și structura lor. Întrucît atomii metalelor au un număr mic de electroni pe stratul exterior, aceștia nu se pot lega între ei prin legături covalente sau ionice, deoarece nu-și pot completa octetul electronic.

Electronii exteriori se desprind ușor de atomii situați în nodurile rețelelor cristaline și formează un „nor electronic comun“.

Toate metalele, exceptînd mercurul, sînt substanțe solide, cristaline. Cristalul de metal este asemeni unei molecule enorme, în care electronii comuni se pot deplasa liber (*fig. 2.1*) printre ionii care se găsesc în nodurile rețelei cristaline și atomii de metal.

Legătura dintre atomii și ionii metalelor se numește *legătură metalică*.

Legătura metalică este legătura creată între atomii şi ionii de metale pe baza electronilor de valență comuni.

Metalele formează diferite tipuri de rețele cristaline metalice (*fig. 2.2*).

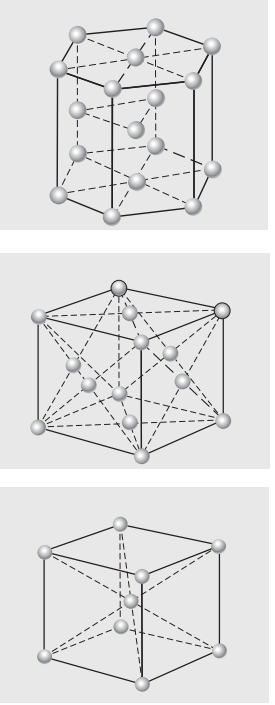


Fig. 2.2. Rețele cristaline ale metalelor.

Răspîndirea metalelor în natură. Să examinăm *fig. 2.3*. Așa cum putem observa, cel mai răspîndit metal este aluminiul, după care urmează fierul, calciul, sodiul, potasiul, magneziul.

Majoritatea metalelor sînt active din punct de vedere chimic, de aceea se găsesc în natură sub formă de compuși (*schema 2.1.*). Doar metalele nobile (argintul, aurul, platina) se întîlnesc în stare liberă, sub formă de incluziuni în unele minerale (cuarț, pirită) sau chiar sub formă de metal nativ. Astfel, cele mai mari bucăți de aur nativ au fost găsite în Australia: una de 71 kg (a. 1869) și o placă de 285 kg (a. 1872), care conținea circa 100 kg de aur pur. Fierul de proveniență meteoritică este, de asemenea, în stare nativă.

Schema 2.1.

Forma de răspîndire a metalelor în natură

- *active,* sub formă de săruri
  - *Cloruri*: NaCl, KCl, KCl · NaCl, $MgCl_2$, KCl · $MgCl_2$ · $6H_2O$
  - *Sulfați*: $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$
  - *Nitrați*: $NaNO_3$, KNO_3
  - *Ortofosfați*: $Ca_3(PO_4)_2$
  - *Carbonați*: $CaCO_3$, $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, $FeCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, $Fe(HCO_3)_2$
  - *Silicați*: $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$, $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$
- *moderate,* sub formă de oxizi și sulfuri
  - Exemple: $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, Fe_3O_4, SnO_2, Cr_2O_3, ZnS, PbS, HgS
- *nobile,* în stare liberă
  - Ag, Pt, Au, Ru, Rh, Pd, Os, Ir

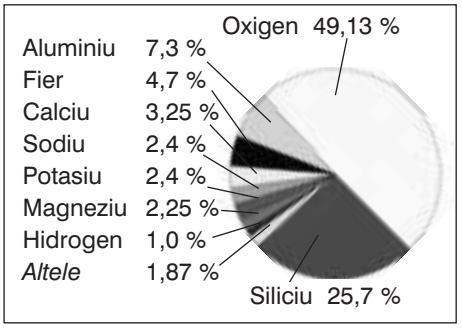


Fig. 2.3. Răspîndirea metalelor și nemetalelor în scoarța terestră.

Mineralele naturale folosite în industrie ca materie primă pentru obținerea metalelor se numesc ***minereuri****.*

Minereurile industriale de fier conțin 60-70% de Fe, pe cînd cele de cupru pot avea doar pînă la 1% de Cu. De aceea fierul este mai ieftin decît cuprul. Iar extragerea aurului devine rentabilă doar atunci cînd conținutul lui depășește 10 g la 1 t de minereu.

Rolul biologic al metalelor. Cele mai importante elemente pentru viața omului, animalelor și plantelor sînt nemetalele H, O, C, N, P, S, Cl și metalele Na, K, Mg, Ca, Fe, Co, Cu, Zn, Mn, Mo (prezente sub formă de compuși). Ele mai sînt numite *elemente vitale*. Sodiul și potasiul, de exemplu, asigură elasticitatea celulelor și, prin urmare, a țesuturilor. Fierul și cuprul sînt prezente în sînge. De exemplu, culoarea roșie a sîngelui se datorează unui compus al fierului. Magneziul se găsește în clorofilă și participă la fotosinteză.

Fig. 2.4. Ce metal se conține în frunze?

Este foarte important ca în organism să existe și să se mențină echilibrul necesar de metale. Excesul sau insuficiența lor duce la apariția diferitor boli. Astfel, insuficiența de fier provoacă anemia, iar excesul de fier poate intoxica organismul. Lipsa litiului în organism provoacă dereglarea sistemului nervos și, ca urmare, poate surveni schizofrenia. Organismul omului achiziționează litiul împreună cu sarea NaCl.

În *fig. 2.5* este redat conținutul necesar de elemente vitale în organismul uman. Astfel, dintre metale, cea mai mare concentrație o are calciul (2,08%). Iar sodiul, potasiul și magneziul însumează 0,34%.

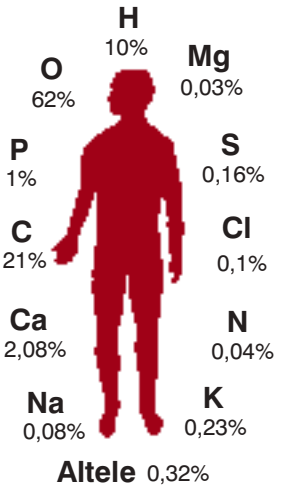


Fig. 2.5. Conținutul metalelor și nemetalelor în organismul omului.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

Caracterizați elementele sodiu, calciu, aluminiu și fier după următorul algoritm:

a) poziția în SP (numărul de ordine, perioada, grupa/ subgrupa; metal sau nemetal);

b) structura atomului (sarcina nucleului, numărul total de electroni, numărul straturilor electronice, repartizarea electronilor pe straturi, numărul de electroni pe stratul exterior);

c) valența și gradul de oxidare (superior, inferior etc.);

d) oxidant sau reducător;

e) oxidul superior și hidroxidul lui, caracterul acestora;

f) alți oxizi și hidroxizi.

PROBLEME

1. Calculați masa carbonatului de sodiu și volumul apei, necesare pentru pregătirea a 200 g soluție cu partea de masă de Na_2CO_3 egală cu: a) 3%; b) 5%; c) 2%.

2. Calculați masa acidului sulfuric necesar pentru a sedimenta complet sub formă de sulfat: a) 41,6 g clorură de bariu; b) 200 g soluție de clorură de bariu cu partea de masă 5,2%.

Orizonturile chimiei

- Fără fier nu există viață. Cu rare excepții, acest metal se găsește în sîngele tuturor organismelor (în hemoglobină); Fe^{2+} reprezintă 0,004% din greutatea corpului uman.
- Dacă nu conține ioni de calciu, sîngele își pierde capacitatea de coagulare în prezența aerului.

EVALUARE

1. Găsește locul metalelor în sistemul periodic. În care grupe și subgrupe sînt metale ? În care perioade sînt metale ?

2. Numește cîte 5 elemente metalice care au pe stratul exterior:
a) 1 electron; b) 2 electroni; c) 3 electroni; d) 4 electroni; e) 5 electroni; f) 6 electroni.
Care din variantele *a-f* sînt false ? Corectează-le.

3. Explică cum se formează legătura chimică în metale.

4. Care dintre metalele enumerate se găsesc în natură în stare liberă:
a) Na; b) Cu; c) Ag; d) Fe; e) Au; f) K; g) Pt ?

5. Din ce cauză majoritatea metalelor se află în natură sub formă de compuși ?

6. Care dintre metalele enumerate este cel mai răspîndit pe Pămînt:
a) Au; b) Na; c) Fe; d) Al; e) Ca; f) Mg; g) K ?

7. Explică importanța biologică a metalelor. Argumentează-ți răspunsul prin exemple.

8. Din elementele enumerate alege metalele vitale:
a) N; b) Na; c) O; d) K; e) Hg; f) Fe; g) Pb; h) Ca.

2.2. Obținerea metalelor

Principiul de bază de obținere a metalelor este *reducerea* lor din compuși.

Să revenim la *schema 2.1*. După cum putem observa, majoritatea metalelor se găsesc în natură sub formă de oxizi sau săruri. Pentru a obține metale din sulfuri, acestea sînt calcinate și transformate în oxizi. De exemplu, calcinarea minereului de sulfură de zinc permite obținerea oxidului de zinc și a celui de sulf:

$$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2\uparrow$$

În continuare oxizii sînt reduși pînă la metale. Ca reducători pot servi C (cocsul), CO, Al, H_2, Mg ș.a. În funcție de compoziția substanței inițiale și de natura reducătorului, se alege metoda cea mai rentabilă de obținere a metalelor.

1. Reducerea oxizilor de metale cu cocs sau cu oxid de carbon (II). Cocsul este carbon aproape pur (obținut din cărbune). Acesta se utilizează la reducerea fierului din oxizi:

$$2\overset{+3}{Fe}_2O_3 + 3\overset{0}{C} \overset{t^o}{=} 4\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}O_2\uparrow$$

Carbonul este un reducător mai puternic, dar oxizii solizi se reduc mai bine cu agenți gazoși (CO). De ce?

$$\overset{+2}{Fe}O + \overset{+2}{C}O \overset{t^o}{=} \overset{0}{Fe} + \overset{+4}{C}O_2\uparrow$$

2. Reducerea oxizilor de metale cu alte metale mai active. Acest procedeu se numește *metalotermie*. El se aplică la obținerea metalelor greu fuzibile. De exemplu, aluminiul poate reduce fierul din oxizi:

$$3Fe_3O_4 + 8Al \overset{t^o}{=} 9Fe + 4Al_2O_3$$

Reacția este folosită la sudarea șinelor, atunci cînd se repară calea ferată (*fig. 2.6*). Reducerea cu ajutorul aluminiului se numește *aluminotermie*.

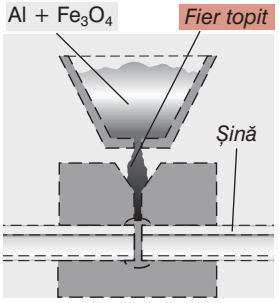


Fig. 2.6. Sudare aluminotermică.

3. Reducerea oxizilor de metale cu hidrogen. Acest procedeu permite obținerea metalelor de înaltă puritate. De exemplu:

$$WO_3 + 3H_2 \overset{t^o}{=} W + 3H_2O$$

4. Hidrometalurgia. Dacă metalul se află în minereu în stare nativă, el este extras prin tratare cu o soluție apoasă de acid, bază sau sare. Din soluția de sare formată metalul este redus ulterior cu un alt metal mai activ:

$$CuSO_4 + Fe = Cu + FeSO_4$$

Metalele active precum sodiul, potasiul, calciul, magneziul, aluminiul și altele, situate în seria de substituire a metalelor pînă la aluminiu, se obțin la trecerea curentului electric prin topiturile compușilor lor.

Toate reacțiile de obținere a metalelor prezentate mai sus par a fi foarte simple. În realitate însă, procesul industrial este mult mai complex. Acesta necesită utilizarea unor aparate speciale, condiții tehnologice înalte, materiale moderne, rezistente și stabile etc.

Orizonturile chimiei

- Prețul unui metal depinde mult de răspîndirea lui în natură și de complexitatea metodelor de obținere. Sub aceste aspecte, fierul este cel mai ieftin metal.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

Completați ecuațiile reacțiilor de obținere a metalelor, stabiliți coeficienții:

a) $Fe_3O_4 + C \rightarrow ? + CO_2$

b) $ZnO + C \rightarrow ? + CO$

c) $HgS + O_2 \rightarrow ? + SO_2$

d) $Fe + ? \rightarrow Cu + FeSO_4$

e) $Fe_3O_4 + Al \rightarrow ? + Al_2O_3$

f) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow ? + CO_2$

g) $WO_3 + H_2 \rightarrow ? + H_2O$

h) $Fe_2O_3 + ? \rightarrow Fe + Al_2O_3$

i) $Cr_2O_3 + ? \rightarrow Cr + Al_2O_3$

Comparați reducătorii în aceste procese. Clasificați reacțiile în funcție de metodele de obținere a metalelor.

EVALUARE

1. Sub ce formă se află metalele în minereuri ?
2. Descrie modul de prelucrare prealabilă a minereului pentru a extrage metalul din el. Ce reducători se folosesc în acest scop ?
3. Poate fi oare obținut metalul din minereu prin oxidare ? De ce ?
4. La reducerea cu cocs a unui amestec de oxid de cupru (II) și oxid de fier (III) se formează cupru și oxid de fier (II). Cu ajutorul căror substanțe poate fi extras cuprul din acest amestec: $Ca(OH)_2$, HCl, H_2SO_4, H_2O ? Scrie ecuațiile tuturor reacțiilor.

PROBLEME

1. Titanul, un metal ușor și rezistent, folosit la producerea avioanelor supersonice și a navelor cosmice, se obține prin reducerea oxidului de titan (IV) cu ajutorul magneziului. Calculați masa titanului obținut și a oxidului de titan (IV), dacă la reducere se consumă 48 kg de magneziu.

2. La sudarea firelor de oțel prin metoda aluminotermiei a fost utilizat oxid de fier (III) cu masa de 32 kg. Calculați masa fierului format.

3. Calculați masa oxidului de carbon (II) consumată la obținerea a 112 kg de fier din: a) hematită Fe_2O_3; b) magnetită Fe_3O_4. Ce masă de carbon este necesară pentru efectuarea acestor reacții?

2.3. Proprietățile fizice ale metalelor

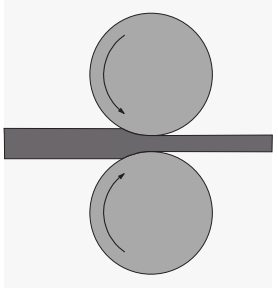


Fig. 2.7. Laminarea oțelului.

Proprietățile fizice ale metalelor – *plasticitatea, duritatea, conductibilitatea electrică și cea termică, densitatea, temperatura de topire, luciul metalic* – sînt determinate de structura lor internă, de prezența legăturii metalice.

Plasticitatea metalului reprezintă proprietatea lui de a-și modifica forma fără a se distruge și fără a-și schimba proprietățile metalice (fig. 2.7). În timpul deformărilor mecanice (la presiune, în urma unei lovituri), unele straturi de atomi din rețeaua cristalină a metalului „alunecă“ ușor pe norul electronic ca pe un lubrifiant (*fig. 2.8*). Iată de ce, la prelucrare, metalele nu se sfărîmă, ci se turtesc și pot fi întinse în foi subțiri sau trase în fire lungi (*fig. 2.9*).

Cele mai plastice metale sînt aurul, argintul, cuprul, aluminiul (*fig. 2.10*). Dintr-un gram de aur, de exemplu, poate fi trasă o sîrmă cu lungimea de 2,4 km. Din același metal pot fi obținute foițe cu grosimea de 0,0002 mm (de cca 20 de ori mai subțiri decît o foaie de hîrtie).

Există însă și metale fragile, de exemplu, stibiul, cromul, manganul.

Duritatea metalelor diferă mult de la un element la altul. Cromul, de exemplu, este cel mai dur metal. Dacă am considera duritatea diamantului egală cu 10, atunci duritatea cromului va fi egală cu 9, iar cea a rubidiului – cu 0,3. Sodiul și potasiul sînt metale moi, ele se taie cu cuțitul.

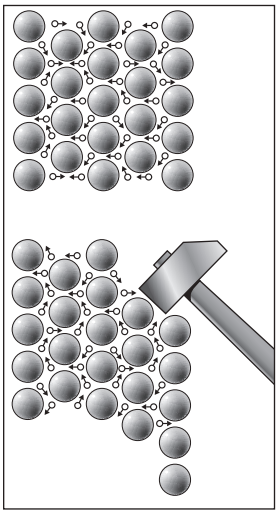


Fig. 2.8. Deformarea unei bucăți de metal.

Conductibilitatea electrică. Curentul electric în metale reprezintă mișcarea dirijată a electronilor. El apare, de exemplu, atunci cînd o placă sau un fir metalic sînt conectate la o sursă de curent. În acest moment, norul electronic comun începe să se miște în direcția anodului încărcat pozitiv, conferindu-i astfel metalului conductibilitate electrică.

Cei mai buni conductori electrici sînt argintul, cuprul, aurul și aluminiul. Din cupru și aluminiu se produc firele electrice, iar din argint și aur – diverse piese de contact pentru aparatele electronice etc. Cea mai mică conductibilitate electrică o are manganul.

Conductibilitatea termică. Proprietatea metalelor de a conduce căldura, la fel ca și conductibilitatea electrică, se datorează prezenței norului electronic comun. Acesta transportă căldura de la un atom de metal la altul și astfel întreaga bucată de metal se încălzește rapid și uniform.

Precum era de așteptat, cei mai buni termoconductori sînt metalele: Ag, Cu, Au, Al (*fig. 2.10*).

Densitatea. După densitatea lor, metalele pot fi împărțite în două categorii:

- *metale ușoare*, cu densitatea mai mică de 5 g/cm^3;
- *metale grele*, cu densitatea mai mare de 5 g/cm^3.

Cel mai ușor metal este litiul (0,53 g/cm^3), iar cel mai greu – osmiul (22,48 g/cm^3). Fierul are densitatea de 7,87 g/cm^3, aurul de 19,3 g/cm^3 (*fig. 2.10*).

Cu cît este mai mică masa atomică a metalului și cu cît este mai mare raza atomului, cu atît metalul este mai ușor.

Temperatura de topire a metalelor este foarte variată. Astfel, mercurul rămîne în stare lichidă pînă la –39°C, potasiul se topește la +63°C, sodiul la +98°C, staniul la +232°C, fierul la +1539°C, iar wolframul la +3380°C. Fiind cel mai greu fuzibil metal, wolframul este folosit la producerea filamentelor pentru becurile electrice (*fig. 2.10*).

Luciul metalic. În forma lor compactă, metalele reflectă razele de lumină. Această proprietate a lor se numește *luciu metalic*. Cel mai puternic reflectă lumina argintul, urmat de aluminiu, crom, nichel, cupru. Din timpurile străvechi și pînă în prezent, capacitatea metalelor de a reflecta lumina a fost folosită la producerea oglinzilor, proiectoarelor, telescoapelor etc.

Fig. 2.9. Firele din aluminiu sînt ușoare și au o conductibilitate electrică înaltă.

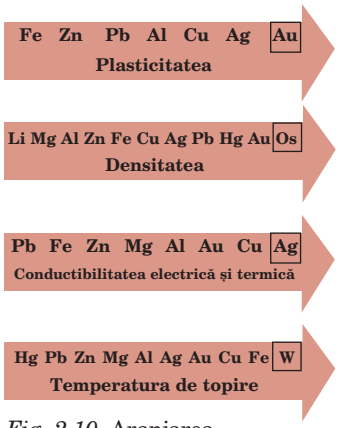


Fig. 2.10. Aranjarea metalelor în ordinea creșterii anumitor proprietăți fizice.

EVALUARE

1. Proprietățile fizice comune tuturor metalelor sînt:
   a) conductibilitatea electrică; b) densitatea mai mare de 5 g/cm^3;
   c) conductibilitatea termică; d) volatilitatea scăzută; e) luciul metalic.
2. Arată specificul structurii interne a metalelor care determină proprietățile lor fizice comune:
   a) numărul mic de electroni pe stratul exterior al atomului;
   b) dimensiunile mici;
   c) dimensiunile mari ale atomului;
   d) norul de electroni comuni.
3. Ce s-ar întîmpla dacă am apăsa puternic o bucată de:
   a) cretă (*rețea ionică*), b) cărbune (*rețea atomică*),
   c) plumb (*rețea metalică*) ?
   Explică ce proprietăți fizice ale substanțelor se manifestă în acest experiment.
4. Enumeră metalele cu cea mai înaltă conductibilitate.
5. Enumeră cele mai plastice metale.
6. În baza cărei proprietăți fizice metalele se împart în ușoare și grele ?

Orizonturile chimiei

- Magneții atrag doar fierul, cobaltul și nichelul.
- Culoarea părului depinde de metalele care intră în compoziția lui: părul alb conține nichel, cel auriu – titan, cel roșcat – molibden, iar cel castaniu – cupru, cobalt și fier.

7. Alege afirmațiile adevărate:
a) metalele sînt mai numeroase decît nemetalele;
b) metalele conduc mai rău curentul electric decît nemetalele;
c) în metale se formează legătura metalică, deoarece toți electronii de valență devin comuni;
d) datorită electronilor de valență comuni, metalele conduc bine curentul electric și căldura.

8. În zilele toride, este imposibil să atingem obiectele metalice (sînt fierbinți), cu toate că, la aceeași temperatură, obiectele din alte materiale nu ne provoacă asemenea senzații. Iar la frig metalul pare mai rece decît alte materiale. Prin ce se explică acest fenomen?

***9.** Ce proprietăți fizice determină folosirea: a) cuprului la fabricarea firelor electrice; b) aluminiului în rețelele de înaltă tensiune, la producerea veselei; c) titanului pentru bicicletele de curse; d) wolframului în filamentele becurilor electrice; e) zincului la zincarea obiectelor din fier; f) staniului la sudarea metalelor; g) mercurului în termometre? Argumentează, ținînd cont şi de prețul metalelor.

2.4. Proprietățile chimice și utilizarea metalelor

Pentru început, să ne amintim că *proprietățile metalice* reprezintă capacitatea atomilor de metal de a ceda electroni, formînd ioni pozitivi.

Reducător $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{+n}$ (*oxidare*)

După activitatea lor chimică, metalele se împart în *active*, *moderate* și *pasive*. Metalele active interacționează cu substanțele simple nemetale (oxigen, sulf, halogeni ș.a.) și cu substanțele compuse (apă, acizi, săruri). În toate cazurile au loc reacții în care atomii de metale cedează electroni.

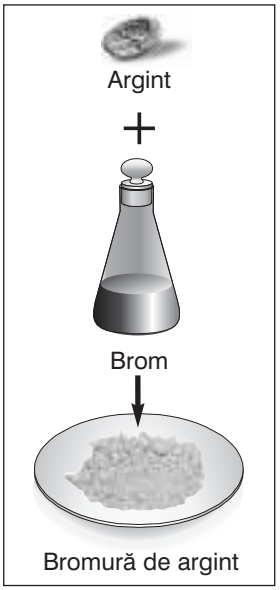


Fig. 2.11. Interacțiunea argintului cu bromul.

2.4.1. Interacțiunea metalelor cu substanțele simple nemetale

1. Toate metalele, cu excepția metalelor nobile (Ag, Au, Pt), interacționează cu *oxigenul*. În urma reacției se obțin *oxizi* de metale:

$$4\overset{0}{Li} + \overset{0}{O_2} \overset{t^o}{=} 2\overset{+1}{Li_2}\overset{-2}{O} + Q$$

Oxizii unor metale (Al_2O_3, ZnO ș.a.) acoperă suprafața metalelor, protejîndu-le împotriva coroziunii.

2. În reacția cu *halogenii,* majoritatea metalelor formează săruri, numite *halogenuri*:

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl_2} = 2\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$$

$-1\bar{e}$ *reducător* — $+2\bar{e}$ *oxidant* — *clorură de sodiu*

3. La interacțiunea cu *sulful,* metalele formează *sulfuri*:

$$2\overset{0}{Na} + \overset{0}{S} = \overset{+1}{Na_2}\overset{-2}{S}$$

–1ē, *reducător* ; +2ē, *oxidant* ; *sulfură de sodiu*

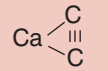
4*. Unele metale se combină cu *carbonul*, formînd diverse *carburi*:

$$4Al + 3C \overset{t^o}{=} Al_4C_3 \qquad Ca + 2C \overset{t^o}{=} CaC_2$$

carbură de aluminiu ; *carbură de calciu*

Din exemplele de mai sus rezultă că *metalele* prezintă proprietăți reducătoare în reacția cu nemetalele.

Formula grafică a carburii de calciu CaC_2 este



2.4.2. Interacțiunea metalelor cu substanțele compuse

1. Reacția metalelor cu apa. Metalele situate pînă la magneziu în seria de substituire a metalelor (*vezi seria mai jos*) interacționează ușor cu apa, formînd alcalii și hidrogen (*fig. 2.12*).

$$2\overset{0}{Na} + 2\overset{+1}{H}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} = 2\overset{+1}{Na}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} + \overset{0}{H_2}\uparrow \qquad Ca + 2HOH = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

–1ē, *reducător* ; +2ē, *oxidant* ; *hidroxid de sodiu* ; *hidroxid de calciu*

Aluminiul pur (fără pelicula protectoare de oxid Al_2O_3, care este insolubilă în apă) interacționează energic cu apa:

$$2Al + 6HOH = 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$$

hidroxid de aluminiu

Celelalte metale situate în seria de substituire a metalelor pînă la hidrogen interacționează cu apa doar sub formă de pulbere, la încălzire. În urma reacției se obține oxidul metalului:

$$3Fe + 4HOH \overset{t^o}{=} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

2. Reacția metalelor cu acizii. Să revenim la seria de substituire a metalelor:

Proprietățile reducătoare ale atomilor scad →

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb H Cu, Hg, Ag, Pt, Au

→ Proprietățile oxidante ale ionilor cresc

Această serie a fost alcătuită în baza interacțiunii metalelor cu soluțiile apoase de săruri și acizi. *Metalele* situate pînă la hidrogen în seria de substituire a metalelor *substituie hidrogenul din soluțiile de acizi* (exceptînd HNO_3 și $H_2SO_{4conc.}$). De exemplu:

$$Fe + H_2SO_{4(dil.)} = FeSO_4 + H_2\uparrow$$

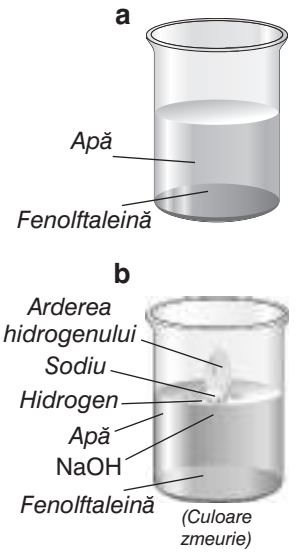


Fig. 2.12. Interacțiunea sodiului cu apa.

Fig. 2.13. Argint și apă.

La interacțiunea cu acizii, metalele prezintă proprietăți reducătoare.

3. Reacția metalelor cu sărurile. Fiecare metal substituie metalele care urmează după el (în seria de substituire) din soluțiile sărurilor lor. De exemplu:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}SO_4 = \overset{+2}{Fe}SO_4 + \overset{0}{Cu}$$

Excepție fac doar metalele situate pînă la magneziu, care nu pot substitui alte metale din compușii lor, deoarece interacționează energic cu apa, înlocuind hidrogenul.

În reacția cu sărurile, atomii de metale sînt reducători ($\overset{0}{Zn}$, $\overset{0}{Fe}$), iar ionii de metale – oxidanți ($\overset{+2}{Fe}$, $\overset{+2}{Cu}$).

2.4.3. Utilizarea metalelor

Fig. 2.14. Tacîmuri din alpacă (un aliaj al cuprului și nichelului).

Metalele joacă un rol extrem de important în economia oricărei țări. Cea mai largă utilizare o au fierul și aliajele lui – fonta și oțelul. Utilajul uzinelor și fabricilor este produs din oțel. Cîte obiecte, cîte piese din jurul nostru sînt fabricate din fier! La fabricarea aparatelor de zbor sînt întrebuințate însă metalele ușoare, cum ar fi aluminiul și aliajele lui, și nu fierul, care este un metal greu. Nu mai puțin importante sînt cuprul și aliajele lui – bronzul și alama. Aceste metale sînt folosite la producerea transformatoarelor, televizoarelor, aparatelor electronice și firelor de cupru. Metalele nobile, cum ar fi aurul, platina, argintul, sînt folosite la fabricarea instrumentelor de precizie și a bijuteriilor.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Completați ecuațiile reacțiilor (în cazul în care pot avea loc):

a) $Zn + CrCl_3 \rightarrow$
b) $Fe + NiSO_4 \rightarrow$
c) $Cr + FeSO_4 \rightarrow$
d) $Cu + FeSO_4 \rightarrow$
e) $Sn + Al_2(SO_4)_3 \rightarrow$
f) $Sn + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$
j) $Fe + ZnSO_4 \rightarrow$
k) $Cu + AgNO_3 \rightarrow$
l) $Hg + AgNO_3 \rightarrow$
m) $Fe + CuSO_4 \rightarrow$
h) $Ni + SnCl_2 \rightarrow$
i) $Pb + CuSO_4 \rightarrow$
j) $Cu + Hg(NO_3)_2 \rightarrow$

Ce rol joacă metalele în aceste reacții?

2. Alcătuiți un eseu cu tema: *Utilizarea metalelor*. Alegeți, din capitolul *Metalele,* secvențele de text care se referă la utilizarea acestora. Completați-le cu informații culese de pe internet și din alte surse. Cu puțin efort, veți putea face acest lucru mai bine chiar decît autorii manualului!

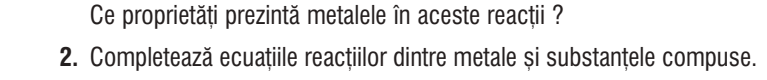
3. Stabiliți corelația *structura–proprietățile–utilizarea metalelor.*

EVALUARE

1. Completează ecuațiile reacțiilor dintre metale și substanțele simple nemetale:

Ce proprietăți prezintă metalele în aceste reacții ?

2. Completează ecuațiile reacțiilor dintre metale și substanțele compuse.



3. Se dau substanțele: O_2, Cl_2, S, C, N_2, H_2, H_2O, H_2SO_4(dil.), $AgNO_3$. Cu care dintre ele va interacționa: a) calciul; b) cuprul ? Scrie ecuațiile reacțiilor.

4. Se dau metalele: Al, Fe, Ca, Zn, Na, Li, Ag, Ni. Aranjează-le în ordinea creşterii activității lor chimice. Argumentează.

Orizonturile chimiei

- Sîngele oamenilor obosiți conține cu mult mai puțin magneziu decît cel al oamenilor plini de energie.
- La oamenii nervoşi şi foarte excitați cantitatea de magneziu din organism „arde“, ceea ce duce la diminuarea activității inimii.

2.5. Oxizii și hidroxizii metalelor

1. Interacțiunea cu apa. În moleculele oxizilor de metale alcaline (Li, Na, K, Rb, Cs) și alcalino-pămîntoase (Ca, Sr, Ba) legătura este ionică. Acești oxizi bazici interacționează energic cu apa, formînd baze alcaline:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

În moleculele bazelor alcaline legătura chimică dintre ionul de metal și grupa hidroxil este de asemenea ionică. Bazele alcaline disociază complet în soluțiile apoase:

$$NaOH = Na^+ + OH^-$$

$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$$

2. Descompunerea hidroxizilor la încălzire. Legătura chimică în moleculele de oxizi și hidroxizi ai celorlalte metale este mai aproape de cea covalentă polară. Oxizii lor nu intră în reacție cu apa, iar hidroxizii nu se dizolvă în apă. Ei se descompun la încălzire, formînd oxizi:

$$2Al(OH)_3 \overset{t^o}{=} Al_2O_3 + 3H_2O$$

$$Cu(OH)_2 \overset{t^o}{=} CuO + H_2O$$

3. Interacțiunea cu oxizii acizi și cu acizii. Majoritatea oxizilor și hidroxizilor de metale au un caracter bazic. Proprietățile bazice se manifestă la interacțiunea cu oxizii acizi și acizii.

Cu oxizii acizi: $CaO + CO_2 = CaCO_3$

$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$

Cu acizii: $FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O$

$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2H_2O$

Să alcătuim ecuația ionică a uneia dintre aceste reacții. În formă ionică vom scrie doar substanțele solubile (electroliții tari):

$$\text{(EI) } FeO + 2H^+ + \cancel{SO_4^{2-}} = Fe^{2+} + \cancel{SO_4^{2-}} + H_2O$$

$$\text{(EIR) } FeO + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2O$$

În ansamblu, proprietățile chimice ale oxizilor și hidroxizilor metalelor pot fi determinate după schemele legăturii genetice. Vom alege pentru aceasta caracterizarea hidroxizilor solubili și insolubili în apă, scriind ecuațiile în formă moleculară și ionică redusă.

Baze

metal → oxid bazic → bază → sare

*4 2 1 3

nemetal → oxid acid → acid → sare

1 a) $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ *reacție de neutralizare*

$H^+ + OH^- = H_2O$

b) $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$

$Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$

2 $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$

$2OH^- + CO_2 = CO_3^{2-} + H_2O$

3 $3NaOH + AlCl_3 = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$

$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$

După acest model (3) se obțin toate bazele insolubile.

*4 $2NaOH + Cl_2 = NaCl + NaClO + H_2O$

Sărurile solubile ale diferitor metale au rețele cristaline ionice și la dizolvarea în apă disociază complet în ioni:

$NaCl = Na^+ + Cl^-$ $\quad$ $CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-$

$Na_2SO_4 = 2Na^+ + SO_4^{2-}$ $\quad$ $FeSO_4 = Fe^{2+} + SO_4^{2-}$

$AlCl_3 = Al^{3+} + 3Cl^-$ $\quad$ $Al_2(SO_4)_3 = 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Ce variante de exerciții pot fi alcătuite folosind datele din coloanele **A** și **B**?

A 1) metale monovalente; 2) metale divalente; 3) metale trivalente.

B a) cloruri; b) nitrați; c) sulfați; d) fosfați.

Alcătuiți ecuațiile, alegeți trei exemple și scrieți ecuațiile de disociere a sărurilor solubile.

2. Completați ecuațiile reacțiilor. Scrieți într-o coloană ecuațiile de obținere a oxizilor, iar în alta – cele de obținere a bazelor. Unde este necesar, scrieți ecuațiile ionice ale reacțiilor.

a) $Al + O_2 \rightarrow ?$

b) $ZnCl_2 + ? \rightarrow Zn(OH)_2 + ?$

c) $Cu(OH)_2 \overset{t^o}{=} ? + H_2O$

d) $CaO + ? = Ca(OH)_2$

e) $Li + ? \rightarrow Li_2O$

f) $FeSO_4 + NaOH \rightarrow ? + ?$

EVALUARE

1. Numește tipul legăturii chimice din moleculele de oxizi și hidroxizi ai metalelor.
2. Ce proprietăți au oxizii și hidroxizii metalelor ? Dă exemple.
3. Alcătuiește cîte trei formule de oxizi ai metalelor:
   a) monovalente; b) divalente; c) trivalente; *d) tetravalente.
4. Folosind tabelul solubilității, alcătuiește cîte 4 formule moleculare ale: a) bazelor insolubile; b) bazelor solubile. Scrie ecuațiile de disociere a bazelor solubile.

2.6. Metalele alcaline

2.6.1. Poziția în sistemul periodic și proprietățile generale

Metalele alcaline litiul Li, sodiul Na, potasiul K, rubidiul Rb, cesiul Cs și franciul Fr sînt situate în subgrupa principală a grupei I. Atomii lor au următoarea structură electronică:

Litiu $_{3}Li$))
2 1

Sodiu $_{11}Na$)))
2 8 1

Potasiu $_{19}K$))))
2 8 8 1

Rubidiu $_{37}Rb$))))))
2 8 18 8 1

Cesiu $_{55}Cs$)))))))
2 8 18 18 8 1

Franciu $_{87}Fr$))))))))
2 8 18 32 18 8 1

Astfel, toate metalele alcaline au pe stratul electronic exterior un singur electron. Acest electron de valență poate fi ușor cedat:

$$\overset{0}{Me} - 1\bar{e} \rightarrow \overset{+1}{Me}$$

Rezultă că metalele alcaline sînt buni reducători. În compuși aceste metale sînt monovalente și au gradul de oxidare +1.

PERIOADE	RÎNDURI	I
I	1	1
II	2	3 Li LITIU 6,939
III	3	11 Na SODIU 22,990
IV	4	19 K POTASIU 39,10
	5	29
V	6	37 Rb RUBIDIU 85,47
	7	47
VI	8	55 Cs CESIU 132,9
	9	79
VII	10	87 Fr FRANCIU [223,02
	11	111
		R_2O

Metalele alcaline

Scrie ecuațiile reacțiilor 1-4 care demonstrează proprietățile chimice ale metalelor alcaline, consultînd în prealabil subcapitolele 2.4 și 2.5.

Tabelul 2.2. **Metalele alcaline**

Asemănări	
Proprietăți fizice	***Proprietăți chimice***
1. Sînt substanțe solide. 2. Sînt moi (se taie ușor cu cuțitul). 3. Au luciu metalic (la tăiere), se întunecă sub acțiunea aerului. 4. Sînt ușor fuzibile: $t_{top.}(Cs) = 29^oC$ 5. Au densitate mică (sînt ușoare).	1. Se oxidează ușor în aer. 2. Interacționează energic cu apa (formînd o bază alcalină și hidrogen). 3. Interacționează energic (se aprind) cu nemetalele (O_2, Cl_2, F_2, S ...). 4. Oxizii metalelor prezintă caracter bazic. Hidroxizii lor au un caracter bazic pronunțat (alcalii).
Deosebiri	
Activitatea metalelor alcaline în subgrupă crește de sus în jos. Franciul și cesiul sînt cele mai active metale.	

2.6.2. Principalii compuși ai sodiului și potasiului

Bazele alcaline. Hidroxidul de sodiu (soda caustică) NaOH și hidroxidul de potasiu KOH se produc în cantități mari și sînt folosiți pe larg la sinteza industrială a fibrelor sintetice, la producerea hîrtiei și săpunului, la rafinarea produselor petroliere etc. *Proprietățile chimice* ale hidroxizilor de sodiu și de potasiu pot fi deduse din următoarea schemă:

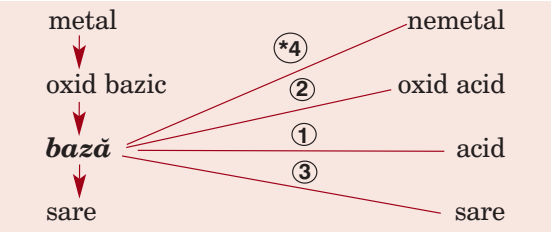
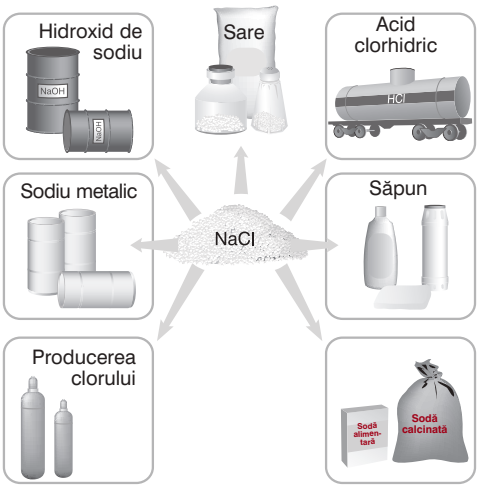


Fig. 2.15. Domeniile de utilizare a clorurii de sodiu.



Sărurile. Majoritatea sărurilor metalelor alcaline sînt solubile în apă.

Sarea de bucătărie sau clorura de sodiu NaCl este extrasă din lacurile sărate și din minele de sare. Cele mai apropiate mine de extragere a sării se află în Ucraina, România, Rusia. Clorura de sodiu este folosită la producerea acidului clorhidric, sodei, clorului, hidroxidului de sodiu, săpunului (*fig. 2.15*). Este binecunoscută importanța clorurii de sodiu

pentru conservarea produselor alimentare (carne, pește, legume), care se bazează pe proprietatea sării de a împiedica dezvoltarea bacteriilor de putrefacție.

Sare gemă NaCl.

Soda poate exista sub formă calcinată Na_2CO_3 (sodă anhidră – carbonat de sodiu) și sub formă de cristalohidrat $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Ea este folosită, în special, la producerea sticlei, săpunului, hîrtiei, țesăturilor, precum și în scopuri casnice – la curățarea vaselor etc. (*fig. 2.16*).

Soda alimentară $NaHCO_3$ (hidrogenocarbonat de sodiu) este folosită la prepararea unor bucate și a produselor de panificație, pentru clătitul cavității bucale. În timpul coacerii, aluatul se afînează datorită gazelor formate la descompunerea sodei:

$$2NaHCO_3 \overset{t^o}{=} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Potasa K_2CO_3 (carbonat de potasiu) este utilizată la producerea sticlei, săpunului lichid și șamponului.

Sărurile KCl, KNO_3, $NaNO_3$ sînt cunoscute ca îngrășăminte minerale.

Fig. 2.16. Domeniile de utilizare a sodei calcinate și a sodei alimentare.

Rolul biologic. Ionii de sodiu sînt prezenți în sînge și limfă, iar cei de potasiu – în țesuturile organismului uman și ale celui animal. Pentru întărirea mușchilor inimii, medicii recomandă administrarea unor preparate medicamentoase ce conțin potasiu, precum și caise proaspete sau uscate, bogate în compuși ai potasiului. Organismul uman are nevoie zilnic de circa 10 g sare de bucătărie. În același timp, excesul de sare duce la creșterea tensiunii arteriale.

****Identificarea sodiului, potasiului și a compușilor lor***. Aproape toți compușii sodiului și potasiului sînt solubili în apă. Metalele alcaline și compușii lor pot fi identificați după felul în care *colorează flacăra*. Dacă în flacără se introduce o bucată de metal alcalin sau un compus al lui (cristalin sau sub formă de soluție), acestea vor colora flacăra în felul următor: *litiul* – în roșu-violet, *sodiul* – în galben-aprins, *potasiul* – în violet. Încercați acasă să aruncați în flacăra aragazului 1-2 cristale de sare de bucătărie sau de sodă alimentară. Cum s-a colorat flacăra? De ce? (*fig. 2.17*)

Fig. 2.17. Colorarea flăcării cu metalele alcaline și compușii lor.

EXPERIENȚA de laborator nr. 1

Familiarizarea cu mostre de minerale și săruri de sodiu și potasiu. *Colorarea flăcării

(Consultați normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

***Utilaj și reactivi*:** set de reactivi, mostre de săruri și minerale (de sodiu, potasiu și litiu), spirtieră, balon cu apă, inel din sîrmă de nicrom, sticlă albastră, stativ cu eprubete.

Experiența 1.1. *Studierea mostrelor de săruri și minerale de sodiu și potasiu*

Examinați mostrele de săruri și minerale. Comparați aspectul lor exterior: culoarea, structura cristalină. La indicația profesorului, verificați solubilitatea cîtorva săruri de sodiu și potasiu. Notați în caiete cele observate.

***Experiența 1.2.** *Colorarea flăcării cu săruri de sodiu, potasiu și litiu*

Căliți timp de 30 de secunde în flacăra spirtierei un inel din sîrmă de nicrom. Introduceți-l în soluția sării de sodiu cercetată, apoi în flacără. Cum s-a colorat flacăra ? Notați observațiile în caiete.

Căliți inelul în flacără pînă la dispariția culorii (adică pînă la curățare). În mod analogic verificați colorarea flăcării cu săruri de potasiu. Scrieți observațiile în caiete.

Atenție! Colorarea flăcării cu săruri de potasiu trebuie privită printr-o sticlă albastră!

La indicația profesorului, puteți verifica în ce mod colorează flacăra sărurile de litiu.

Oare ce săruri colorează în galben, roșu și violet focurile de artificii ?

Trageți concluziile necesare în urma acestor două experiențe de laborator.

EVALUARE

1. Care dintre schemele electronice de mai jos descriu structura atomului de sodiu ? Identifică şi celelalte structuri:

a) X (+19))))) 2 8 8 1 b) Y (+3))) 2 1 c) Z (+11)))) 2 8 1

2. Caracterizează, conform poziției în sistemul periodic, elementele:
a) sodiu; b) potasiu.

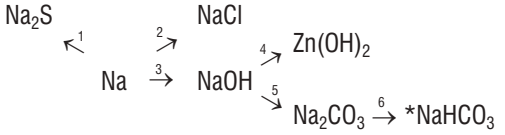
3. Sub ce formă se întîlnesc metalele alcaline în natură ? De ce ?

4. Alcătuiește ecuațiile reacțiilor asociind componenții din partea stîngă (A) cu cei din partea dreaptă (B) și stabilește coeficienții:

A	1) $Na + Cl_2 \rightarrow$	**B**	a) $NaOH + H_2\uparrow$
	2) $Na + S \rightarrow$		b) Na_2S
	3) $Na + H_2O \rightarrow$		c) NaCl.

5. Completează ecuațiile de mai jos, stabilește coeficienții:
a) $NaOH + ? \rightarrow Na_2CO_3 + ?$ b) $NaOH + ? \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + ?$ c) $NaOH + ? \rightarrow NaCl + ?$

6. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



***7.** Cum pot fi identificați compușii litiului, sodiului, potasiului ? În ce domeniu se aplică această proprietate a elementelor, care servește drept probă de identificare ?

8. Demonstrează prin argumente teoretice că la dizolvarea în apă a unui amestec de Na, NaOH și Na_2O se formează soluția unei singure substanțe. Scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.

PROBLEME

1. În laboratoarele de chimie, pentru primul ajutor în caz de arsuri cu acid este folosită soluția de hidrogenocarbonat de sodiu. Ce volum de soluție de $NaHCO_3$ cu partea de masă de 2% (densitatea 1 g/cm^3) poate fi pregătit din 200 g de sodă alimentară?

2. Partea de masă de NaCl în sîngele uman este egală cu 0,5%. Calculați masa clorurii de sodiu în sîngele unui om cu masa de 50 kg, dacă sîngele reprezintă 7,5% din masa corpului omenesc.

3. Serul fiziologic este o soluție de clorură de sodiu în apă cu partea de masă de 0,9%. Acesta este folosit ca substituent al sîngelui. Calculați masa clorurii de sodiu și cea a apei, necesare pentru a prepara un litru de ser fiziologic (densitatea 1 g/cm^3).

4. Pentru acumulatoarele alcaline se folosește soluția cu partea de masă de 30% KOH (densitatea soluției 1,29 g/cm^3). Calculați masa hidroxidului de potasiu necesară pentru a pregăti: a) 5 kg; b) 5 l de asemenea soluție.

***5.** Un amestec de hidroxid de sodiu și hidroxid de potasiu cu masa 7,16 g a fost neutralizat cu acid clorhidric, iar soluția obținută a fost vaporizată pînă la uscare completă. Masa restului uscat era de 10,08 g. Stabiliți masele și părțile de masă ale KOH și NaOH în amestec.

Orizonturile chimiei

- V-ați întrebat vreodată care este valoarea sării de bucătărie?
Pe vremuri, sarea era atît de greu de procurat şi valoarea ei era atît de mare, încît nimeni nu-şi îngăduia să o risipească. În Imperiul Roman, ostaşii erau plătiți în sare (în latină, *salis*), de unde a rămas şi cuvîntul *salariu*. Un grăunte de sare face diferența dintre o mîncare bună şi una fără gust. Oaspeții de mare cinste sînt întîmpinați, deloc întîmplător, „cu pîine şi sare“. Sarea este cel mai eficient conservant alimentar. Ea este şi un medicament extraordinar.

PERIOADE	RÎNDURI	II
I	1	
II	2	4 Be BERILIU 9,012
III	3	12 Mg MAGNEZIU 24,312
IV	4	20 Ca CALCIU 40,08
	5	30
V	6	38 Sr STRONȚIU 87,62
	7	48
VI	8	56 Ba BARIU 137,33
	9	80
VII	10	88 Ra RADIU [226,03]
	11	112
		RO

2.7. Calciul și compușii lui

2.7.1. Calciul

Elementul chimic calciu Ca este situat în perioada a IV-a, subgrupa principală a grupei a II-a a sistemului periodic. În aceeași subgrupă se află beriliul, magneziul, stronțiul, bariul și radiul. Trei elemente – calciul, stronțiul și bariul – se numesc *alcalino-pămîntoase*.

Structura învelișului electronic al calciului este următoarea:

$$\text{Calciu} \quad {}_{20}Ca + 20\ \underset{2\bar{e}}{)}\ \underset{8\bar{e}}{)}\ \underset{8\bar{e}}{)}\ \underset{2\bar{e}}{)}$$

Cei doi electroni exteriori pot fi cedați ușor:

$$\overset{0}{Ca} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{2+}{Ca}$$

Astfel, calciul este un metal foarte activ și un reducător puternic. Gradul de oxidare al calciului este +2.

Numele lui derivă din latinescul *calc* – „var“.

Orizonturile chimiei

- Printre metalele alcalino-pămîntoase există un dușman primejdios al omului – izotopul radioactiv al stronțiului cu masa atomică relativă 90. El se formează în timpul explodării bombei atomice. Nimerind în organismul uman, stronțiul-90 înlocuiește calciul din oase și rămîne acolo timp îndelungat, emițînd raze periculoase pentru viață.
- Magneziul intră în componența clorofilei plantelor (2% din masa moleculei).

Fig. 2.18. Aşa arată frunzele de cartof în cazul deficitului de magneziu în sol.

În natură calciul este răspîndit doar sub formă de compuși. Spre exemplu, pietrișul, argila, solul, apa naturală conțin compuși de calciu.

Principalele minerale de calciu sînt:

- *creta*, marmura, calcarul, spatul de Islanda – conțin carbonat de calciu $CaCO_3$;
- *ghipsul* – conține sulfat de calciu $CaSO_4$;
- *fosforitele* – conțin fosfat de calciu $Ca_3(PO_4)_2$;
- *apatitele* – conțin $Ca_5OH(PO_4)_3$, $Ca_5F(PO_4)_3$.

În Republica Moldova există zăcăminte de calcar, spat de Islanda, cretă. Cea mai calitativă cretă se extrage în apropiere de orașul Camenca și satul Vertiujeni din raionul Florești.

Rolul biologic. Calciul face parte din grupul „metalelor vitale“. Sub formă de compuși, el se găsește în oase, dinți. Organismul unui om matur conține circa 1,5 kg de calciu, ceea ce întrece masa oricărui alt metal vital.

Omul și animalele primesc calciul din apă și din plante, iar acestea, la rîndul lor, îl absorb din sol.

Din vremurile străvechi au ajuns pînă la noi diverse remedii pentru diferite boli. Spre exemplu: în cazul insuficienței de calciu se întrebuințau cojile de ouă uscate și pisate, acestea fiind un depozit natural de compuși ai calciului și magneziului.

Proprietățile. Calciul este un metal ușor, moale, alb-argintiu, foarte activ. La fel ca sodiul, se păstrează sub petrol. Interacționează ușor cu nemetalele și apa. În atmosferă, calciul se acoperă cu un strat de oxid galben-deschis:

$$2Ca + O_2 = \underset{\text{oxid de calciu}}{2CaO}$$

La încălzire, interacționează cu clorul și sulful, formînd clorura și, respectiv, sulfura de calciu:

$$Ca + Cl_2 \overset{t^o}{=} CaCl_2 \qquad Ca + S \overset{t^o}{=} CaS$$

În prezența apei, calciul se transformă în hidroxid de calciu:

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow + Q$$

Fig. 2.19. Cetatea Soroca a fost construită din calcar.

2.7.2. Compușii calciului

Cei mai importanți compuși ai calciului, existenți în natură sau obținuți în industrie, sînt oxidul, hidroxidul, sulfatul și carbonatul de calciu (se dau și denumirile lor tehnice):

CaO	$Ca(OH)_2$	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
oxid de calciu (var nestins)	*hidroxid de calciu (var stins)*	*sulfat de calciu cristalodihidrat (ghips)*

$(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$	$CaCO_3$	$Ca(HCO_3)_2$
sulfat de calciu (ghips ars, ipsos sau alabastru)	*carbonat de calciu (cretă, marmură, piatră de var sau calcar, spat de Islanda)*	*hidrogeno-carbonat de calciu*

Să examinăm mai detaliat fiecare din aceste substanțe.

Oxidul de calciu CaO este o substanță albă, greu fuzibilă, cu denumirea tehnică de *var nestins*. Se obține prin descompunerea termică a calcarului:

$$\underset{\text{calcar}}{CaCO_3} \overset{t^o}{=} \underset{\text{var nestins}}{CaO} + \underset{\text{dioxid de carbon}}{CO_2\uparrow}$$

Scrie ecuațiile reacțiilor ce demonstrează proprietățile oxidului de calciu.

Această reacție stă la baza producerii industriale a varului nestins.

Oxidul de calciu manifestă proprietățile oxizilor bazici (*vezi și paginile 35, 36*).

Hidroxidul de calciu $Ca(OH)_2$ este utilizat sub trei forme:

1) *var stins*, un praf alb-gri, folosit în construcție;

2) *lapte de var*, suspensie de var în apă, folosită pentru văruit;

3) *apă de var*, soluție incoloră de $Ca(OH)_2$ în apă.

Solubilitatea hidroxidului de calciu în apă este redusă (1,56 g într-un litru de apă la 20°C).

Hidroxidul de calciu se obține la combinarea oxidului de calciu cu apa; reacția decurge cu degajare de căldură:

$$\underset{\text{var nestins}}{CaO} + H_2O = \underset{\text{var stins}}{Ca(OH)_2} + Q$$

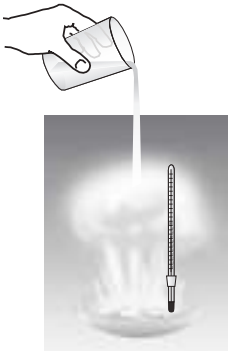


Fig. 2.20. Stingerea varului.

Această reacție se numește *stingerea varului*. Ea este aplicată pe larg în industrie și pentru necesități casnice.

Propietățile chimice ale hidroxidului de calciu pot fi determinate din schema legăturii genetice (*vezi şi paginile 35, 36*).

Sulfatul de calciu ($CaSO_4$) este răspîndit sub formă de ghips natural $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. În Republica Moldova, există zăcăminte de ghips în raionul Fălești și lîngă orașul Bălți. Din ghipsul natural, prin încălzire la 150-180°C, se obține *ghipsul ars* sau *ipsosul*, numit mai frecvent *alabastru*:

$$\underset{\text{ghips}}{2[CaSO_4 \cdot 2H_2O]} \overset{t^o}{=} \underset{\text{ipsos (alabastru)}}{(CaSO_4)_2 \cdot H_2O} + 3H_2O\uparrow$$

Ipsosul este un material de construcție liant. Prin amestecarea lui cu apa se formează o pastă, care se întărește ușor, deoarece leagă chimic apa:

$$\underset{\text{ipsos (alabastru)}}{(CaSO_4)_2 \cdot H_2O} + 3H_2O = \underset{\text{ghips}}{2[CaSO_4 \cdot 2H_2O]}$$

Datorită acestei proprietăți, precum și faptului că este un material inofensiv și accesibil, ipsosul se utilizează pe larg în lucrările de construcție, la tencuirea pereților, în medicină – la confecționarea mulajelor pentru fixarea oaselor fracturate, la modelarea diferitor elemente arhitecturale etc.

Fig. 2.21. Stalactite calcaroase („țurțuri“) în peșteri.

Hidrogenocarbonatul de calciu $Ca(HCO_3)_2$. Să ne amintim aici (din clasa a 8-a) că prezența ionilor de calciu și magneziu în apă determină *duritatea apei*. Hidrogenocarbonatul de calciu, alături de cel de magneziu, îi conferă apei duritate temporară. El poate fi înlăturat prin precipitare (la fierbere sau tratare cu agenți bazici):

$$Ca(HCO_3)_2 \overset{t^\circ}{=} CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2$$

$$Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaHCO_3$$

****Identificarea ionului de calciu.*** Dacă la o soluție ce conține ioni de calciu se adaugă acid oxalic ($H_2C_2O_4$) sau oxalat de sodiu în prezența acidului acetic, se formează un precipitat alb de oxalat de calciu:

$$CaCl_2 + H_2C_2O_4 = CaC_2O_4\downarrow + 2HCl$$

$$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} = \underset{\substack{\textit{oxalat de calciu}\\ \textit{sediment alb}}}{CaC_2O_4\downarrow}$$

Metalele alcalino-pămîntoase (în stare liberă și sub formă de compuși) pot fi identificate după *culoarea flăcării*. De exemplu, calciul colorează flacăra în roșu-portocaliu, stronțiul și rubidiul în roșu-carmin, iar bariul în verde-gălbui (*fig. 2.22*).

EXPERIENȚA de laborator nr. 2

Familiarizarea cu mostre de minerale și săruri de *magneziu, calciu, *bariu. Identificarea ionului de calciu
(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2)*

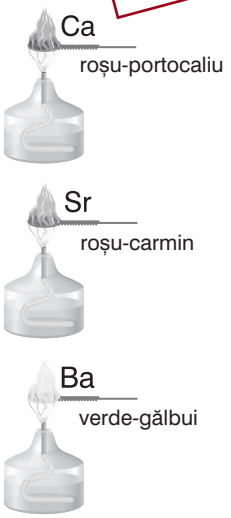


Fig. 2.22. Colorarea flăcării cu metalele alcalino-pămîntoase.

Utilaj și reactivi: set de reactivi și mostre de săruri de magneziu, calciu, bariu, $H_2C_2O_4$, CH_3COOH, $Na_2C_2O_4$; spirtieră, inel de nicrom, balon cu apă, eprubete.

Experiența 2.1. *Studierea mostrelor de săruri și minerale de *magneziu, calciu, *bariu*

Comparați culoarea, structura cristalină a mostrelor de săruri și minerale. Notați cele observate în caiete.

Experiența 2.2. *Identificarea ionului de calciu*

La o soluție ce conține ioni de calciu se adaugă acid oxalic sau oxalat de sodiu, în prezența acidului acetic. Ce observați ? Scrieți ecuația reacției.

***Experiența 2.3.** *Colorarea flăcării cu săruri de calciu și *bariu*

Cu ajutorul inelului de nicrom, verificați colorarea flăcării cu săruri de calciu și bariu. Nu uitați să curățați inelul după fiecare probă, călindu-l în flacără pînă la dispariția culorii. Notați cele observate în caiete.

Sărurile căror metale sînt folosite pentru a colora focurile de artificii în portocaliu, verde, roșu ?

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Scrieți ecuațiile reacțiilor conform schemelor:

a) $Ca + O_2 \rightarrow ?$

b) $Ca + Cl_2 \rightarrow ?$

*c) $Ca + H_2 \rightarrow ?$

*d) $Ca + N_2 \rightarrow$

e) $Ca + ? \rightarrow Ca(OH)_2 + ?$

f) $Ca + HCl \rightarrow ? + ?$

g) $CaO + CO_2 \rightarrow ?$

h) $CaO + ? \rightarrow CaSiO_3$

i) $CaO + ? \rightarrow Ca(OH)_2$

*j) $CaO + ? \rightarrow CaC_2 + CO$

2. Care dintre ecuațiile de mai sus are loc la: 1) stingerea varului; 2) păstrarea calciului în aer umed; *3) obținerea carburii de calciu CaC_2; 4) păstrarea varului nestins la aer? De ce varul nestins este cald chiar și la frig?

EVALUARE

1. Caracterizează elementul chimic calciu Ca conform poziției lui în sistemul periodic.

2. Ce minerale formează în natură carbonatul de calciu ? În ce domenii se folosesc ?

3. Explică cea mai simplă metodă de identificare a compușilor de calciu, stronțiu și bariu.

4. Descrie rolul biologic al calciului.

5. Duritatea apei este condiționată de sărurile: $CaCl_2$, $MgCl_2$, $CaSO_4$, $MgSO_4$, $Ca(HCO_3)_2$. Cu ajutorul căror substanțe, din cele enumerate mai jos, se poate îndepărta duritatea apei:

a) Na_2SO_4;

b) Na_2CO_3;

c) $NaCl$;

d) Na_3PO_4 ?

Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

6. Folosind schema legăturilor genetice, dedu proprietățile chimice ale hidroxidului de calciu. Dă exemple concrete.

7. Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $Ca(OH)_2 + ? \rightarrow CaCl_2 + H_2O$

b) $Ca(OH)_2 + ? \rightarrow ? + NaOH$

c) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow ? + ?$

d) $Ca(OH)_2 + ? \rightarrow Ca(NO_3)_2 + ?$

Care dintre aceste reacții este folosită pentru identificarea dioxidului de carbon și are loc la uscarea pereților proaspăt văruiți ? Alcătuiește ecuațiile ionice cu condiția că a fost folosită apa de var.

8. Cum poate fi îndepărtată, pe cale chimică, piatra depusă pe pereții ceainicului ?

9. Ar putea oare coexista în soluție următorii ioni:

a) Ca^{2+} și Cl^-;

b) Ca^{2+} și CO_3^{2-};

c) Ca^{2+} și NO_3^-;

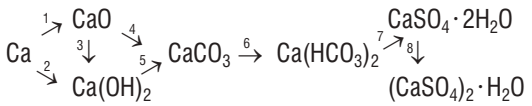
d) Ca^{2+} și PO_4^{3-};

e) Ca^{2+} și HCO_3^-;

f) Ca^{2+} și $C_2O_4^{2-}$?

Argumentează-ți răspunsul alcătuind ecuațiile ionice ale reacțiilor.

10. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:



PROBLEME

1. La 10 g soluție de clorură de calciu s-a adăugat soluție de sodă în exces. Precipitatul format a fost filtrat, uscat și calcinat. Masa lui după calcinare constituia 0,28 g. Calculați masa și partea de masă a clorurii de calciu în soluția inițială.

2. Calculați pierderea de masă la calcinarea calcarului cu masa de 20 g.

3. Organismul uman are nevoie zilnic de 0,7 g de calciu. Cît lapte de vacă (în grame) trebuie să bea un om pentru a satisface această necesitate, dacă partea de masă a calciului în lapte este 0,13%?

4. La calcinarea ghipsului $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ pînă la 180°C se obține alabastru $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$, folosit ca adaos în var la tencuire. Ce masă de ghips se va consuma la prepararea alabastrului cu masa de 7 tone?

2.8. Aluminiul și compușii lui

Importanța. Aluminiul este unul dintre cele mai cunoscute metale. În secolul al XIX-lea el era numit „argint din argilă“, iar în prezent este considerat „metal înaripat“, deoarece se utilizează pe larg în aviație.

Cu două mii de ani în urmă, în Roma antică, iar mai tîrziu (sec. al III-lea) și în China, meșteșugarii știau să obțină aluminiul și aliajele lui, însă secretele producerii lor au rămas nedescoperite pînă azi.

În Europa, aluminiul a fost obținut abia în secolul al XIX-lea. La început era considerat chiar mai scump decît aurul. Împăratul Franței Napoleon III se mîndrea cu nasturii săi de aluminiu cusuți la uniformă, iar D. Mendeleev a primit, în 1889, la Londra, în semn de recunoștință pentru contribuția sa la dezvoltarea chimiei, un cîntar de aur și o cupă de aluminiu. În timpurile noastre, aluminiul a căpătat o utilizare largă. Din el se produc avioane, automobile, cabluri electrice, obiecte de uz casnic etc.

PERIOADE	RÎNDURI	III
I	1	
II	2	5 B BOR 10,811
III	3	13 Al ALUMINIU 26,982
IV	4	
	5	31 Ga GALIU 69,72
V	6	
	7	49 In INDIU 114,82
VI	8	
	9	81 Tl TALIU 204,38
VII	10	
	11	
		R_2O_3

Poziția aluminiului în sistemul periodic. Elementul chimic aluminiu Al este situat în perioada a III-a, în subgrupa principală a grupei a III-a. Atomul său are următoarea structură:

Aluminiu $_{13}Al$ (+13))))
2ē 8ē 3ē

În toate reacțiile chimice, aluminiul pierde trei electroni, manifestînd proprietăți reducătoare:

reducător $\overset{0}{Al} - 3ē \rightarrow \overset{+3}{Al}$ *(oxidare)*

În compuși, aluminiul are totdeauna valența III și gradul de oxidare +3.

Răspîndirea în natură. După gradul de răspîndire în scoarța terestră, aluminiul este al treilea între elemente (după nemetalele oxigen și siliciu) și primul între metale (7,3%). În organismul uman aluminiul practic lipseşte. Din cauza activității sale sporite, aluminiul există în natură doar sub formă de compuși, în mod special sub formă de oxid Al_2O_3.

Cei mai răspîndiți compuși naturali ai aluminiului sînt:

caolinitul sau *argila* – $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$;

bauxita – $Al_2O_3 \cdot nH_2O$;

corindonul (corundul) – Al_2O_3;

criolitul – $3NaF \cdot AlF_3$.

Bauxită $Al_2O_3 \cdot nH_2O$

Fig. 2.23. Materia primă pentru obținerea aluminiului.

Corindonul este o substanță transparentă și variat colorată. Prezența impurităților de crom îi conferă culoare roșie (corindon roșu sau rubin), iar cele de titan și fier – culoare albastră (safir). Rubinul și safirul sînt pietre nestemate, care în prezent pot fi obținute și pe cale artificială. Rubinul este folosit în ceasuri și lasere.

Inel cu rubin și cu safir.

Obținerea aluminiului a fost mult timp piatra de încercare a tehnologilor chimiști. În 1825, savantul danez Hans Christian Oersted, iar în 1827, tînărul său coleg, savantul german Friedrich Wöhler, au obținut „argint din argilă“, dar în realitate acesta era aluminiul – un metal argintiu. Ei au căpătat metalul și prin încălzirea clorurii de aluminiu cu potasiu sau sodiu, în lipsa aerului:

$$AlCl_3 + 3K \overset{t^o}{=} 3KCl + Al$$

Insistentele încercări din această perioadă de a obține aluminiu prin acțiunea curentului electric asupra topiturilor nu s-au încununat cu succes, deoarece oxidul de aluminiu are o temperatură foarte înaltă de topire (2 050°C). Mai tîrziu, în 1886, au fost găsite condiții tehnologice raționale: oxidul de aluminiu s-a dovedit a fi solubil în topitura de criolit la temperatura de 960°C.

Schema procesului de obținere a aluminiului este următoarea:

$$2Al_2O_3 \xrightarrow[\text{curent electric}]{960^oC,\ 3NaF \cdot AlF_3} 4Al + 3O_2\uparrow$$

Hans Christian Oersted (Érsted) **(1777-1851)** Savant danez, a obținut aluminiul în 1825.

După descoperirea acestei metode de obținere, aluminiul a devenit un metal ieftin și accesibil. În prezent, acesta ocupă al doilea loc după volumul de producere mondială.

Proprietățile fizice. Aluminiul este un metal alb-argintiu, cu punctul de topire +660°C. Este unul dintre cele mai ușoare metale (ρ=2,7 g/cm^3); este de trei ori mai

ușor decît cuprul sau fierul (*fig. 2.10*). Posedă conductibilitate termică și electrică înaltă, fiind depășit doar de argint, aur și cupru. Aluminiul este foarte maleabil, datorită cărui fapt el poate fi întins în foi subțiri sau tras în fire fine ca ale pînzei de păianjen. O sîrmuliță de aluminiu cu lungimea de 1 000 m cîntărește doar 27 g și ocupă volumul unei cutii de chibrituri.

În același timp, aluminiul pur are o duritate redusă. Cum poate fi mărită duritatea lui? De menționat că aliajele depășesc prin duritate metalele pure. La începutul secolului al XX-lea, chimistul german Alfred Wilm a obținut un brevet pentru un nou aliaj al aluminiului cu cuprul, magneziul și manganul. În 1911, în orașul Düren din Germania, a început producerea la scară industrială a acestui aliaj, care a fost numit *duraluminiu*. El s-a dovedit a fi aproape la fel de dur ca și oțelul, dar mult mai ușor, de aceea și-a găsit o aplicare largă în aviație. Astfel, în 1919, a început producerea avioanelor din duraluminiu. De atunci și pînă în prezent, aluminiul este principalul metal în industria aeronautică.

Proprietățile chimice. Aluminiul este un metal foarte activ. Aflîndu-se în seria de substituire a metalelor între magneziu și zinc, el substituie metalele din dreapta sa, inclusiv hidrogenul.

1. Aluminiul se combină cu nemetalele (cu excepția hidrogenului), prezentînd proprietăți reducătoare:

$$\underset{\substack{-3\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{2\overset{0}{Al}} + \underset{\substack{+2\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{3\overset{0}{Cl_2}} = 2\overset{+3}{Al}\overset{-1}{Cl_3}$$

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$$

2. În aer, aluminiul se acoperă cu o peliculă de oxid de aluminiu. Această peliculă este foarte rezistentă și protejează aluminiul de acțiunea apei, în condiții obișnuite și la încălzire. Fără pelicula protectoare de Al_2O_3, aluminiul interacționează ușor cu apa:

$$2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2\uparrow$$

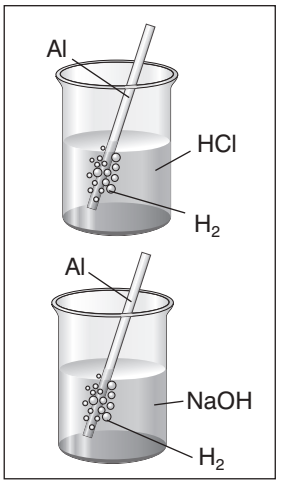


Fig. 2.24. Amfoteritatea aluminiului.

3. Aluminiul este un metal cu proprietăți duale (amfotere). El interacționează cu acizii (exceptînd HNO_3 concentrat) și cu *alcaliile, formînd săruri (*fig. 2.24*).
De exemplu:

$$2Al + 3H_2SO_{4(dil.)} = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$$

$$*2Al + 2NaOH + 2H_2O = \underset{\substack{\textit{aluminat}\\ \textit{de sodiu}}}{2NaAlO_2} + 3H_2\uparrow$$

4. La încălzire, aluminiul substituie unele metale din oxizii lor:

$$8Al + 3Fe_3O_4 \overset{t^o}{=} 4Al_2O_3 + 9Fe + Q$$

Această reacție stă la baza procesului industrial de obținere a unor metale, numit *aluminotermie* (*vezi și pag. 28*).

Utilizarea aluminiului. Principalul domeniu de utilizare a aluminiului este industria aeronautică, după care urmează construcția de nave maritime și de automobile, confecționarea cablurilor electrice (*fig. 2.25*). Cu ajutorul aluminiului, prin aluminotermie, se obțin alte metale.

Fiind un metal stabil, aluminiul este folosit la producerea utilajului pentru industria alimentară, a ambalajelor pentru produsele alimentare și medicamentoase etc.

Compușii aluminiului. Principalii compuși ai aluminiului sînt oxidul, hidroxidul și sulfatul de aluminiu:

Al_2O_3	$Al(OH)_3$	$Al_2(SO_4)_3$
oxid de aluminiu	*hidroxid de aluminiu*	*sulfat de aluminiu*

Unele căi de obținere a acestor compuși sînt redate mai sus. Astfel, *oxidul de aluminiu* se formează la oxidarea aluminiului, la încălzirea lui cu oxizii unor metale mai pasive sau la descompunerea hidroxidului său:

$$2Al(OH)_3 \overset{t^o}{=} Al_2O_3 + 3H_2O$$

Hidroxidul de aluminiu se formează la tratarea aluminiului cu apă (în condiții ce exclud oxigenul, de ce?) sau se obține din sărurile respective, conform ecuației:

$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Sulfatul de aluminiu se poate obține la tratarea aluminiului, oxidului sau hidroxidului de aluminiu cu acid sulfuric:

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

$$2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

Proprietățile chimice ale compușilor aluminiului pot fi deduse din seriile genetice corespunzătoare oxizilor de metale, hidroxizilor și sărurilor *(paginile 7, 8)*.

Hidroxidul de aluminiu, spre deosebire de hidroxizii metalelor alcaline și alcalino-pămîntoase, manifestă un caracter amfoter (dual); el interacționează cu acizii (caracter de bază) și cu alcaliile (caracter de acid):

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$$

clorură de aluminiu

$$Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O$$

aluminat de sodiu

Stabilește dacă este realizabilă catena de transformări directe 1-3:

$Al \xrightarrow{1} Al_2O_3 \xrightarrow{2} Al(OH)_3 \xrightarrow{3} Al_2(SO_4)_3$

Dacă e necesar, suplimentează cu 1-2 ecuații, pentru a obține sulfatul de aluminiu.

Alcătuiește un eseu despre utilizarea aluminiului.

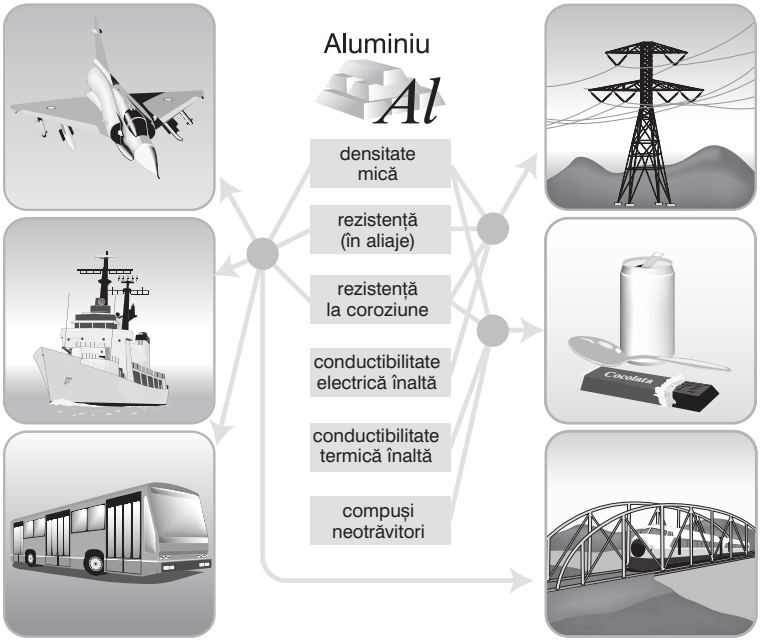


Fig. 2.25. Proprietățile și utilizarea aluminiului.

EXPERIENȚA de laborator nr. 3

Familiarizarea cu mostre de minerale și săruri de aluminiu

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Utilaj și reactivi: colecția „Aluminiul și aliajele lui“.

Examinați mostrele de minerale și săruri de aluminiu din colecția „Aluminiul și aliajele lui“ lui, ținînd cont de: aspectul, duritatea, plasticitatea lor. Notați în caiete cele observate și formulați concluzii.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Sulfatul de aluminiu amestecat cu var se folosește la epurarea apelor naturale. Scrieți ecuațiile reacțiilor ce au loc la dizolvarea amestecului în apă. Explicați în ce mod participă compușii aluminiului la epurarea apei.

2*. Un lot de obiecte din aluminiu și-a pierdut calitatea, deoarece întîmplător a fost stropit cu var stins. Din ce cauză aluminiul s-a corodat? Argumentați răspunsul, scriind ecuația reacției.

3. Explicați din ce cauză, la obținerea hidroxidului de aluminiu, trebuie să se picure soluție de NaOH în soluția de $AlCl_3$? De ce nu se procedează invers?

EVALUARE

1. Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $Al + ? \rightarrow Al_2S_3$

b) $Al + ? \rightarrow AlCl_3$

c) $*Al + N_2 \rightarrow ?$

d) $*Al + ? \rightarrow Al_4C_3$

e) $Al + Hg(NO_3)_2 \rightarrow ? + ?$

f) $Al + ? \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + ?$

g) $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + ?$

*h) $Al + NaOH + H_2O \rightarrow NaAlO_2 + ?$

2. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

$$\begin{array}{ccccccc} Al_2O_3 & \xrightarrow{1} & Al & \xrightarrow{2} & AlCl_3 & \xrightarrow{5} & Al(OH)_3 \xrightarrow{6} AlCl_3 \\ & & \downarrow 3 & \nearrow 4 & & & \downarrow 7 \\ & & Al_2O_3 & \xrightarrow[8]{*} & & & NaAlO_2 \end{array}$$

3. Numește cele mai răspândite trei elemente în scoarța terestră:

a) K, Na, Ca; b) O, Si, Al; c) Al, Fe, Ca.

4. Numește mineralele ce conțin oxid de aluminiu și arată domeniile de utilizare a lor.

5. Calculează masa de aluminiu și cea de Fe_3O_4, necesare pentru obținerea fierului cu masa 5,6 g.

2.9. Fierul și compușii lui

2.9.1. Fierul

VIII		
Fe 26 FIER 55,85	Co 27 COBALT 58,93	Ni 28 NICHEL 58,69
Ru 44 RUTENIU 101,07	Rh 45 RODIU 102,91	Pd 46 PALADIU 106,42
Os 76 OSMIU 190,20	Ir 77 IRIDIU 192,22	Pt 78 PLATINĂ 195,09

Importanța. Savanții consideră că în urmă cu trei mii de ani, pe planeta noastră a început „epoca fierului“, perioadă în care omul a descoperit fierul, i-a apreciat calitățile și a început să-l folosească pentru a meșteri diverse unelte. Însă adevărata invazie a fierului în domeniul tehnicii a început la sfîrșitul secolului al XVIII-lea: în 1778 este construit primul pod de fier, în 1788 este dat în exploatare primul apeduct turnat din fier, în 1818 este lansată pe apă prima corabie de fier, în 1825, în Anglia, este construită prima cale ferată, în 1889 este ridicat, la Paris, renumitul Turn Eiffel, cu înălțimea de 300 m. În scurt timp, fierul, sub formă de aliaje (fontă și oțel), a reușit să pătrundă în toate domeniile de activitate.

Fierul este elementul fără de care nu poate exista lumea ce ne înconjoară și fără de care este imposibilă însăși viața noastră. Nu e nici o exagerare: în sîngele unui om matur, mai exact în hemoglobină, se găsesc cca 3 grame de fier (II).

Poziția în sistemul periodic și caracterizarea generală. Elementul chimic fier Fe este situat în perioada a IV-a, subgrupa secundară a grupei a VIII-a. Structura atomului de fier este următoarea:

Fier $_{26}Fe$ $+26$ $\underset{2\bar{e}}{)}$ $\underset{8\bar{e}}{)}$ $\underset{14\bar{e}}{)}$ $\underset{2\bar{e}}{)}$

Pentru a afla numărul electronilor de pe penultimul strat, putem raționa astfel: fierul are patru straturi electronice, dintre care:

a) primul strat este completat cu 2 electroni;

b) al doilea – cu 8 electroni;

c) ultimul conține 2 electroni (asemeni majorității elementelor din subgrupele secundare);

d) rezultă că penultimul strat conține: $26\bar{e} - (2\bar{e} + 8\bar{e} + 2\bar{e}) = 14\bar{e}$.

În reacțiile chimice, fierul este întotdeauna reducător. El poate ceda 2 electroni: $Fe^0 - 2\bar{e} = Fe^{+2}$, avînd astfel gradul de oxidare +2. Fierul poate ceda și 3 electroni (unul de pe penultimul strat): $Fe^0 - 3\bar{e} = Fe^{+3}$, avînd gradul de oxidare +3.

Răspîndirea în natură. După răspîndirea în natură (4,7%), fierul ocupă locul IV printre elemente (după O, Si, Al) și locul II printre metale. El se găsește, în general, sub formă de minereuri de oxizi, sulfuri sau carbonați, în care conținutul de Fe depășește 40%:

magnetit – Fe_3O_4 (72% Fe);

hematit – Fe_2O_3 (65% Fe) și altele.

Uneori se întîlnește și fier pur de proveniență meteoritică.

Proprietățile fizice. Fierul este un metal gri-argintiu, maleabil, plastic. Are o densitate înaltă egală cu 7,87 g/cm^3, iar punctul de topire este de 1 539°C. Spre deosebire de alte metale, fierul manifestă proprietăți magnetice.

În condiții obișnuite, fierul pur este stabil, datorită prezenței peliculei protectoare de oxid Fe_3O_4 ($FeO \cdot Fe_2O_3$).

Proprietățile chimice. Fierul este un metal relativ activ. El interacționează cu nemetalele, apa, acizii, sărurile.

1. La încălzire, fierul pur se oxidează ușor cu *oxigen, clor, sulf*. De exemplu:

$$3Fe + 2O_2 \overset{t^\circ}{=} Fe_3O_4 + Q$$

$$\underset{\substack{-3\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{2\overset{0}{Fe}} + \underset{\substack{+2\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{3\overset{0}{Cl_2}} \overset{t^\circ}{=} \underset{\substack{\textit{clorură}\\ \textit{de fier (III)}}}{2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3}} + Q \qquad Fe + S \overset{t^\circ}{=} \underset{\substack{\textit{sulfură}\\ \textit{de fier (II)}}}{Fe\overset{*}{S}} + Q$$

* Sulfura de fier (III) nu există.

Așa cum se poate observa, toate aceste reacții sînt exoterme, dar pentru a începe, ele necesită încălzire. Trebuie menționat că clorul, care este un oxidant mai puternic decît sulful, oxidează fierul pînă la starea trivalentă (*fig. 2.26*).

2. În condiții obișnuite, fierul interacționează lent cu apa în prezența oxigenului.

Este un proces complicat, a cărui ecuație sumară arată astfel:

$$4Fe + 3O_2 + 6H_2O = \underset{\textit{hidroxid de fier (III)}}{4Fe(OH)_3}$$

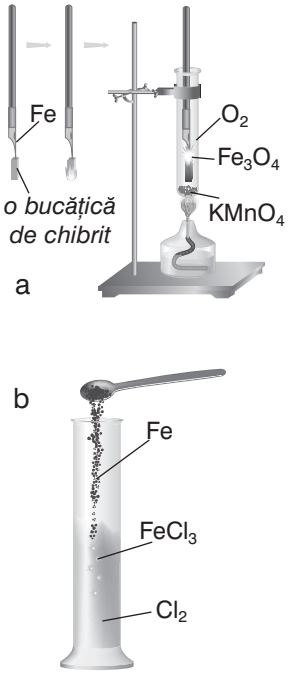


Fig. 2.26. Interacțiunea fierului cu:
a) oxigenul; b) clorul.

La rîndul său, hidroxidul de fier (III) se descompune treptat și formează așa-numita *rugină*, cu formula generală $mFe_2O_3 \cdot nH_2O$.

La trecerea vaporilor de apă peste pilitura de fier incandescentă, se formează zgură de fier și se elimină hidrogen:

$$3Fe + 4H_2O \overset{t^o}{=} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

3. Fierul interacționează ușor cu acizii. În urma reacției se formează o sare de fier (II) și se elimină hidrogen (exceptînd reacția cu HNO_3 și $H_2SO_{4\,conc.}$):

$$\overset{0}{Fe} + 2\overset{+1}{H}Cl = \overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{H_2}\uparrow$$

În aceste ecuații, hidrogenul $\overset{0}{H_2}$, care este un reducător puternic, pe măsura obținerii lui nu permite oxidarea mai profundă a fierului (pînă la gradul de oxidare +3); astfel se formează doar Fe^{+2}.

4. Fierul interacționează cu sărurile conform locului său în seria de substituire *(pag. 33)*, de exemplu:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}SO_4 = \overset{+2}{Fe}SO_4 + \overset{0}{Cu}$$

În compușii săi, fierul are gradele de oxidare +2 și +3, de aceea formează două serii de compuși.

Obținerea. Fierul poate fi obținut din oxidul de fier (III) pe două căi:

a) prin tratare cu hidrogen la încălzire: $Fe_2O_3 + 3H_2 \overset{t^o}{\rightleftarrows} 2Fe + 3H_2O$

b) prin metoda aluminotermică: $Fe_2O_3 + 2Al \overset{t^o}{=} 2Fe + Al_2O_3$

Fierul pur este un metal moale, de aceea nu se utilizează în industrie. Duritatea fierului o poate da prezența carbonului. Fierul cu adaos de carbon (fontă, oțel) se obține în industrie, reducînd minereul de fier cu cărbune sau oxid de carbon (II).

$$2\overset{+3}{Fe}{}_2O_3 + 3\overset{0}{C} \overset{t^o}{=} 4\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}O_2\uparrow$$

$$\overset{+3}{Fe}{}_2O_3 + 3\overset{+2}{C}O \overset{t^o}{=} 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}O_2\uparrow$$

2.9.2. Principalii compuși ai fierului

Metodele de obținere. ***Oxizii și hidroxizii de fier (II, III)*** se obțin prin aceleași metode ca și oxizii și bazele insolubile ale altor metale. Se observă, mai ales, o asemănare între compușii fierului cu cei ai aluminiului. Astfel, oxizii se formează la oxidarea fierului sau la descompunerea hidroxizilor corespunzători:

$$Fe(OH)_2 \overset{t^o}{=} FeO + H_2O \qquad 2Fe(OH)_3 \overset{t^o}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

La rîndul lor, hidroxizii (II sau III) se obțin la tratarea cu alcalii a sărurilor de fier (II sau III):

$$FeSO_4 + 2NaOH = Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Sărurile fierului (II) se obțin prin tratarea fierului cu soluții diluate de acizi (exceptînd acidul azotic) sau cu săruri de metale mai pasive (vezi mai sus).

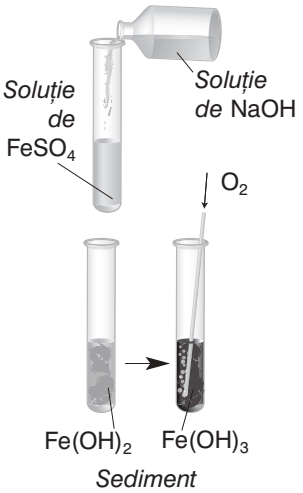


Fig. 2.27. Oxidarea hidroxidului de fier (II) în hidroxid de fier (III).

Sulfatul de fier (II) este extras din soluții sub formă de cristalohidrat $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

Sărurile fierului (III) se obțin, de obicei, la interacțiunea hidroxidului corespunzător cu acizii. Din soluții, sărurile se extrag sub formă de cristalohidrați:

$FeCl_3 \cdot 6H_2O$ $\qquad$ $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$

Clorura de fier (III) mai poate fi obținută prin tratarea fierului cu clor:

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

Proprietățile chimice ale compușilor fierului pot fi deduse din seriile genetice corespunzătoare (*paginile 7, 8*). Oxizii interacționează cu metalele mai active (Al) și cu acizii. Hidroxizii, de asemenea, intră în reacție cu acizii, manifestîndu-se ca baze:

$$Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O$$

$$Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$$

Hidroxidul de fier (II) $Fe(OH)_2$, de culoare verde, se oxidează ușor și trece în hidroxid de fier (III), care este brun (*fig. 2.27*).

$$4\overset{+2}{Fe}(OH)_2 + \overset{0}{O_2} + 2H_2O = 4\overset{+3}{Fe}(OH)_3$$

Notă: La scrierea acestei ecuații nu e neapărat nevoie să rețineți prezența și cantitatea apei. Acestea rezultă din următoarele raționamente: în stînga sînt 8H, iar în dreapta 12H, deci în stînga trebuie să adăugăm 4H sau $2H_2O$.

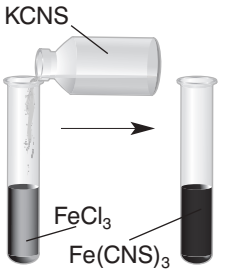


Fig. 2.28. Identificarea sărurilor de fier (III).

Sărurile fierului (III) se dizolvă bine în apă.

* ***Identificarea sărurilor de fier.*** Ionul Fe^{3+} poate fi deosebit de Fe^{2+} prin reacția de formare a tiocianatului de fier (III) $Fe(CNS)_3$ roșu-aprins (*fig. 2.28*):

$$FeCl_3 + 3KCNS = 3KCl + \underset{\text{tiocianat de fier (III)}}{Fe(CNS)_3}$$

$$Fe^{3+} + 3CNS^- = Fe(CNS)_3$$

Rolul biologic al fierului. După cum s-a menționat, fierul are o importanță vitală. Sub formă de ioni Fe^{2+}, el intră în componența hemoglobinei, conferindu-i acesteia culoare roșie. Principala funcție a fierului în hemoglobină este transportarea oxigenului în organism.

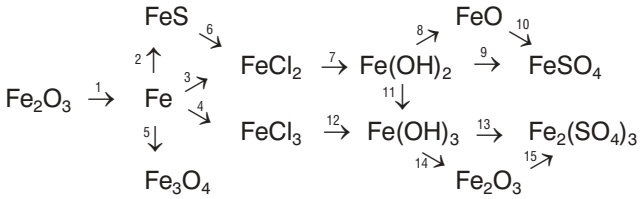
Fierul pătrunde în organismele vii odată cu apa și hrana, care, la rîndul lor, au ca sursă principală de fier diferite minerale și produse ale coroziunii fierului metalic.

Orizonturile chimiei

- Există și ființe care au sînge... albastru. Acestea sînt moluștele, a căror hemoglobină conține cupru în loc de fier.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

Scrieți ecuațiile moleculare și ionice pentru următoarele transformări:



EVALUARE

1. Compară proprietățile fierului cu ale aluminiului.

2. Compară proprietățile hidroxidului de fier (II) și de fier (III) cu ale hidroxidului de aluminiu.

***3.** Cum poate fi deosebită experimental sarea fierului (III) de cea a fierului (II) ?

4. Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow$? + ?

b) ? + $Fe_2O_3 \rightarrow Al_2O_3$ + ?

c) Fe + ? $\rightarrow$ FeS

d) Fe + $Cl_2 \rightarrow$?

e) Fe + $H_2O \rightarrow$? + ?

f) Fe + H_2O + ? $\rightarrow Fe(OH)_3$

g) Al + $Fe_3O_4 \rightarrow$? + ?

h) Fe + $O_2 \rightarrow$?

i) Fe + ? $\rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$

î) Fe + ? $\rightarrow Fe^{+2} + H_2\uparrow$

j) Fe + ? $\rightarrow$ Cu + ?

k) Fe + ? $\rightarrow$ Pb + ?

5. Din calaican (sulfat de fier cristalohidrat $FeSO_4 \cdot 7H_2O$) obține:

a) clorură de fier (II); b) nitrat de fier (II).

6. Cu care dintre sărurile de mai jos (sub formă de soluții) va interacționa fierul.

a) $ZnSO_4$; b) $Pb(NO_3)_2$; c) $AlCl_3$; d) $CuSO_4$; e) $Hg(NO_3)_2$; f) $MgCl_2$?

Scrie ecuațiile reacțiilor (în formă moleculară și ionică). Cum se va schimba masa unei plăcuțe de fier în urma acestor reacții – va crește sau se va micșora ?

7. Pentru văruirea pereților, la varul stins se adaugă și soluție de piatră-vînătă (în calitate de colorant și dezinfectant). Soluția de piatră-vînătă poate fi preparată și păstrată în vase de fier ? Argumentează-ți răspunsul.

PROBLEME

1. Termitul, folosit la sudare, conține aluminiu și zgură de fier (magnetit) în raportul de mase 3:10. Corespunde acest raport de mase cu ecuația reacției? Calculați masa fierului care se poate forma din 130 g de asemenea amestec.

2. La interacțiunea cu exces de nitrat de argint a clorurii de fier cu masa 16,25 g s-au format 43,05 g clorură de argint. Care clorură de fier a fost luată la reacție: (II) sau (III)?

3. Pentru prevenirea anemiei, animalelor domestice li se administrează o soluție preparată din 2,5 g de calaican $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ și 1 g de piatră-vînătă $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, dizolvate într-un litru de apă fiartă. Calculați părțile de masă de sulfat de fier (II) și sulfat de cupru (II) în această soluție.

***4.** Află care dintre minereuri este mai bogat în fier: magnetitul Fe_3O_4, hematitul Fe_2O_3 sau sideritul $FeCO_3$?

***5.** O placă de fier a fost ținută într-o soluție de piatră-vînătă ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), după care masa ei a crescut cu 1,6 g. Calculați masa cuprului depus pe placă.

2.10. Aliajele

Fig. 2.29. Monumentul din bronz al lui Ștefan cel Mare.

Dacă am studia îndeaproape domeniile de utilizare a metalelor, ne-am convinge că metalele pure au o sferă limitată de întrebuințare. Ele sînt folosite, de obicei, în electrotehnică. Cu cît este mai înalt gradul de puritate al metalului, cu atît mai mare este conductibilitatea lui. Din acest motiv, firele de cupru și de aluminiu sînt fabricate din metale pure. Din fier pur este produs „miezul“ electromagneților. Mercurul pur este folosit la fabricarea termometrelor. O aplicare mult mai largă au însă amestecurile de metale, numite *aliaje*.

Omul a început să folosească aliajele odată cu descoperirea metalelor. S-a constatat că, amestecînd două sau mai multe metale în stare topită, se obțin materiale noi.

Compoziția formată prin solidificarea unui amestec omogen de metale topite se numește aliaj.

Aliajele se obțin prin amestecarea topiturilor de metale pure și prin răcirea ulterioară a amestecului omogen format. Uneori, în aliaje se admit și cantități dozate de nemetale (C, Si ș.a.).

După proprietățile sale, un aliaj se deosebește de metalele ce îl formează, întrucît are altă compoziție și structură. De obicei, aliajele au calități mai bune decît elementele constitutive luate separat. De exemplu, aluminiul pur este prea moale, iar aliajul lui cu cuprul (5%), magneziul (1%) și manganul (0,7%), numit *duraluminiu,* este ușor ca aluminiul și are o mare rezistență mecanică. De aceea, duraluminiul este utilizat în aeronautică.

Fig. 2.30. Oțelul și aliajele metalelor neferoase sînt utilizate în construcția de nave maritime.

Fig. 2.31. Construcții din oțel.

De obicei, aliajele au temperaturi de topire mai joase decît fiecare metal în parte. Astfel, aliajul constînd din 36% Pb ($t_{top.}$ = 327°C) și 64% de Sn ($t_{top.}$ = 232°C) se topește la 181°C. Acesta este utilizat la sudarea metalelor.

Duritatea aliajului este, de obicei, mai mare decît duritatea celui mai moale metal din componența sa. Spre exemplu, aurul și argintul sînt metale moi, dar aliajele lor se deosebesc prin duritate mare. Iar conductibilitatea electrică și termică este mai mică decît conductibilitatea celui mai activ metal din componența aliajului.

Studiind condițiile de producere a aliajelor, compoziția și proprietățile lor, oamenii de știință au reușit să elaboreze tehnologii moderne, prin care să obțină materiale cu proprietățile necesare, ce vizează: densitatea, stabilitatea, rezistența mecanică, elasticitatea, termorezistența etc.

În prezent, cele mai importante sînt aliajele din fier: *fonta* (conține mai mult de 2% C) și *oțelul* (mai puțin de 2% C). Fierul și aliajele lui se numesc *metale feroase*, iar celelalte metale sînt calificate ca *neferoase*. Dintre metalele neferoase se evidențiază grupa *metalelor nobile*: argintul, aurul, platina, și *metalele platinice* (paladiul, rodiul, iridiul, osmiul, ruteniul).

Orizonturile chimiei

- Magneziul pur are duritate scăzută, dar aliajele lui cu aluminiul, beriliul, zincul și titanul sînt ușoare, dure și rezistente la coroziune. Din ele se produc detalii pentru avioane, nave cosmice, vagoane, automobile.

Fig. 2.32. Vase din metale nobile.

2.11 Coroziunea metalelor

Coroziunea metalelor reprezintă distrugerea lor sub acțiunea unor factori ai mediului ambiant.

Metalele se corodează din cauza unor reacții chimice la care sînt supuse.

Să revenim la seria de substituire a metalelor. Cel mai ușor se corodează metalele active, situate pînă la magneziu. Ele interacționează ușor chiar și cu apa. Celelalte metale, din mijlocul seriei de substituire, se corodează în mod diferit. Coroziunea lor depinde nu numai de activitatea chimică a metalului, ci și de proprietățile produselor coroziunii.

Coroziunea metalelor pasive. Metalele nobile (aurul și platina), situate după mercur, nu se supun coroziunii. Cuprul și argintul sînt metale rezistente la coroziune datorită stabilității lor chimice. De obicei, cuprul se acoperă cu o peliculă subțire de sare bazică, iar argintul la aer se înnegrește, deoarece se formează o peliculă de sulfură de argint Ag_2S.

Coroziunea metalelor active. Majoritatea metalelor active din punct de vedere chimic, cum ar fi Mg, Al, Zn, Cr, se acoperă, în prezența aerului, cu o peliculă subțire, dar foarte rezistentă de oxid, care le protejează împotriva distrugerii ulterioare sub acțiunea apei și a oxigenului din aerul umed. Astfel, metalele Mg, Al, Zn, Cr nu se corodează aproape deloc.

Anual, circa 30% din fierul produs în lume se transformă în rugină. Problema combaterii coroziunii a apărut încă în Antichitate, cînd omul a început să producă și să utilizeze obiecte din fier. De-a lungul timpului, oamenii au căutat diferite metode pentru a proteja fierul. În Anglia, de exemplu, în 1617, a fost eliberat un brevet de invenție a unei metode de protecție a armurilor de coroziune prin folosirea unui ulei special.

Fig. 2.33. Folosirea cromării.

Coroziunea fierului și protecția lui. Fierul se deosebește de celelalte metale prin faptul că în condiții naturale se acoperă cu rugină, un strat poros (și nu compact, ca la alte metale) de produse ale coroziunii, care nu oprește distrugerea ulterioară a metalului. *Rugina* este un amestec de compuși ai fierului, între care prevalează hidroxidul și oxidul de fier (III). Aceștia se formează conform schemei:

$$\underset{\substack{-3\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{4\overset{0}{Fe}} + 6H_2O + \underset{\substack{+4\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{3\overset{0}{O_2}} = \underset{\textit{hidroxid de fier (III)}}{4\overset{+3}{Fe}(\overset{-2}{O}H)_3}$$

$$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Fierul poate rugini doar în prezența simultană a aerului și a apei; în apă fără oxigen sau în aer fără umezeală fierul nu rugnește.

Pentru a proteja fierul împotriva coroziunii, se utilizează diferite metode, printre care:

- aplicarea uleiurilor minerale;
- vopsirea;
- acoperirea cu alte metale, mai rezistente la coroziune, cum ar fi staniul (spoire cu staniu), zincul (zincare), cromul (cromare), nichelul (nichelare), cuprul (cuprare sau arămire);
- alierea cu adaosuri de crom, nichel, mangan, pentru a obține oțel inoxidabil;
- brunarea – piesele din oțel, în special cele de la armament, se încălzesc cu silitră topită (KNO_3, $NaNO_3$) pînă la formarea unei pelicule negre de Fe_3O_4.

Orizonturile chimiei

- De mai bine de 600 de ani, în New Delhi, capitala Indiei, se înalță o coloană turnată în întregime din fier pur (99,72%), care nici în ziua de azi nu a fost atinsă de rugină. Oare de ce? Pentru că în această regiune aerul este uscat. Tot așa, din adîncul mărilor și oceanelor sînt ridicate la suprafață rămășițele unor corăbii scufundate, care au stat sub apă decenii la rînd și, datorită lipsei de oxigen, nu au ruginit.
- În oțelul vestitelor spade japoneze din Evul Mediu se adăuga și molibden.

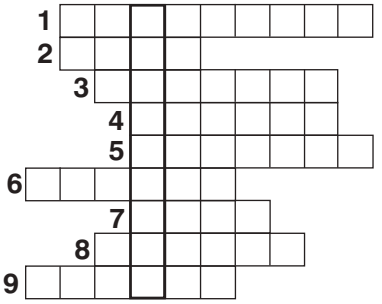
Fig. 2.34. Oțel de Damasc (secretul producerii lui încă nu a fost descoperit).

REBUS CHIMIC

Rezolvați rebusul.

Cuvîntul-cheie este denumirea fenomenului din cauza căruia 30% din fierul produs în lume se transformă în rugină.

1. Acoperire a fierului cu nichel.
2. Metal care se acoperă cu o peliculă protectoare de oxid și practic nu se corodează.
3. Acoperire cu crom.
4. Una dintre substanțele sub acțiunea căreia are loc coroziunea.
5. Acoperire cu zinc.
6. Acoperire cu staniu.
7. Protejează fierul împotriva coroziunii.
8. Țara care deține primul brevet de invenție a unei metode de protecție împotriva coroziunii.
9. Protejarea fierului la etapa producerii oțelului.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

Din 1886 și pînă în prezent, în portul din New York se înalță renumitul monument Statuia Libertății. Acesta a fost confecționat din 350 piese de cupru cu masa de 31 tone, prinse pe un suport din fier cu masa de 125 tone. Statuia are o înălțime de 46,5 m (împreună cu soclul – 90 m). În anul 1985, în presa americană a apărut un articol alarmant, intitulat: „Statuia Libertății pierde electronii. Ce-i de făcut?"

Cum credeți, din ce cauză a avut de suferit Statuia Libertății și ce urma să se întreprindă pentru a salva acest monument? Aduceți argumente concludente, indicînd condițiile și alcătuind ecuațiile chimice.

Fig. 2.35. Statuia Libertății din New York.

EXPERIENȚA de laborator nr. 4

Familiarizarea cu mostre de oțel, fontă, minerale de fier. Identificarea ionului de fier (III). Oxidarea hidroxidului de fier (II) în aer

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Utilaj și reactivi: Colecția „Fierul și compușii lui", soluții de $FeSO_4$, $FeCl_3$, KCNS, NaOH, stativ cu eprubete.

Experiența 4.1. *Examinarea colecției* „Fierul și compușii lui"

Examinați mostrele de fier și compuși ai fierului: aspectul exterior, duritatea, greutatea. Notați în caiete cele observate și concluzionați.

Experiența 4.2. *Identificarea ionului de fier (III)*

Turnați într-o eprubetă ~1 ml soluție de clorură de fier (III) și adăugați cîte o picătură de soluție de tiocianat (rodanură) de potasiu KCNS. Ce culoare a căpătat soluția ? Scrieți ecuația reacției. Efectuați aceeași experiență folosind sulfatul de fier (II) $FeSO_4$. Observați colorarea mai slabă ? Ce concluzie puteți trage din această experiență ?

Experiența 4.3. *Oxidarea hidroxidului de fier (II) în aer*

Într-o eprubetă cu ~2 ml soluție de sulfat sau clorură de fier (II) adăugați cîteva picături de soluție de hidroxid de sodiu. Ce observați ? Agitați precipitatul și lăsați-l pentru 5 minute. Ce culoare capătă precipitatul format ? Trageți concluzia cu privire la proprietățile hidroxidului de fier (II). Scrieți ecuația reacției (în formă moleculară și ionică) de formare a hidroxidului de fier (II) și cea de oxidare a lui.

EVALUARE

1. Ce reprezintă coroziunea metalelor ?
2. Numește metalele care se corodează cel mai ușor în atmosferă și în apă.
3. Care metale sînt stabile în mediul ambiant și nu se distrug ?
4. Definește aliajele.
5. Ce proprietăți prezintă un aliaj comparativ cu metalele pure care îl alcătuiesc ?
6. Cum poate fi înlăturată rugina de pe obiecte ? Scrie ecuația reacției respective.
7. Arată factorii de care depinde coroziunea metalelor situate în seria de substituire a metalelor între magneziu și aur.
8. Explică de ce rugnește fierul în condiții naturale.
9. Arată în ce condiții naturale fierul practic nu se corodează.
10. Cum poate fi protejat fierul împotriva coroziunii ?
11. Obiectele din fier se distrug sub acțiunea acidului sulfuric, care, uneori, cade odată cu ploile acide. Calculează masa fierului care a ruginit în urma ploilor acide ce conțineau 980 g acid sulfuric.

LUCRAREA practică nr. 1-2

Proprietățile metalelor și ale compușilor lor. Rezolvarea problemelor experimentale la tema „Metalele"
(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Etapele de lucru

Determină tipul problemei experimentale.
↓
Alcătuiește planul rezolvării.
↓
Scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.
↓
Alcătuiește planul experimentului.
↓
Efectuează experimentul.

I. Identificarea substanțelor

1. Se dă: inel de nicrom, spirtieră.

Stabiliți experimental în care din cele patru eprubete numerotate se află soluția de: a) NaCl; b) KCl; c) $CaCl_2$; d) $BaCl_2$.

2. Se dă: soluții de NaOH; $CaCl_2$; $AlCl_3$; $AgNO_3$; $H_2C_2O_4$.

În care din cele două eprubete numerotate se găsește soluția de: a) $CaCl_2$; b) $AlCl_3$?

3. Se dă: soluții de $AlCl_3$; $FeCl_3$; $BaCl_2$; $FeSO_4$; NaOH; NH_4CNS sau KCNS; Na_2SO_4; $AgNO_3$.

În patru eprubete numerotate se află soluțiile următoarelor substanțe: $AlCl_3$; $FeCl_3$; $BaCl_2$; $FeSO_4$. Identificați conținutul fiecărei eprubete.

II. Proprietățile substanțelor

4. Se dă: eprubete, soluții de $AlCl_3$; HCl; NaOH.

Demonstrați amfoteritatea hidroxidului de aluminiu, pornind de la soluția de $AlCl_3$. Ce veți întreprinde? Ce reacții veți efectua? Descrieți cum decurge experiența. Scrieți ecuațiile reacțiilor.

5. Se dă: un cui de fier ruginit; soluție de HCl sau H_2SO_4. Cum poate fi curățat de rugină, pe cale chimică, un cui de fier?

III. Obținerea substanțelor

6. Obținerea și studierea proprietăților chimice ale hidroxidului de fier (II).

a) Într-o eprubetă cu cca 2 ml soluție de sulfat (sau altă sare solubilă) de fier (II) adăugați cîteva picături de soluție de hidroxid de sodiu. Ce observați? Ce culoare are precipitatul format? Scrieți ecuația reacției.

Transferați precipitatul în două eprubete.

b) În prima eprubetă cu precipitat adăugați cîteva picături de soluție de acid clorhidric (sulfuric sau azotic) pînă la dispariția acestuia. Descrieți cele observate. Scrieți ecuația reacției în formă moleculară și ionică.

c) Examinați atent precipitatul din eprubeta a doua și agitați-l timp de două minute. Cum s-a schimbat *culoarea* lui? Scrieți ecuația reacției de oxidare cu oxigenul din aer.

7. Se dă: soluții de $FeCl_3$; NaOH; spirtieră. Obțineți oxid de fier (III) din clorura de fier $FeCl_3$.

8. Se dă: soluții de $FeSO_4$; NaOH; spirtieră, placă de sticlă. Din sulfat de fier (II) obțineți oxid de fier FeO.

Experiment demonstrativ

Luați două tampoane de vată: înmuiați unul în soluție de $FeCl_3$, iar altul – în soluție de KCNS. Lipiți aceste două tampoane unul de altul deasupra unui pahar. Ce impresie vă produce reacția?

Test DE EVALUARE LA CAPITOLUL METALELE ÎN VIAȚA NOASTRĂ

Încercuiește răspunsurile corecte acolo unde este necesar.

I. Cel mai răspîndit metal în scoarța terestră este:

a) Fe; b) Ti;
c) Al; d) Ca.

II. Odată cu creșterea numărului de ordine al elementului, proprietățile metalice în șirul Mg-Ca-Sr-Ba:

a) *cresc;*
b) *scad;*
c) *rămîn neschimbate;*
d) *scad, apoi cresc.*

III. Cu care din substanțele enumerate poate interacționa fierul:

a) *hidrogenul;*
b) *oxidul de carbon (IV);*
c) *oxigenul;*
d) *sulful.*

Scrie ecuațiile reacțiilor ce au loc.

IV. Cu acidul clorhidric nu va interacționa:

a) Cu; b) Fe;
c) Al; d) Zn.

V. Luînd în considerare poziția elementelor în sistemul periodic, completează spațiile libere:

Elementul	Oxidul	Hidroxidul
a) Ca	_ _ _ _ _ _	_ _ _ _ _ _
b) Na	_ _ _ _ _ _	_ _ _ _ _ _
c) Al	_ _ _ _ _ _	_ _ _ _ _ _

VI. Termină ecuațiile reacțiilor de mai jos:

a) $Fe + HCl \rightarrow$
b) $Al + Fe_2O_3 \xrightarrow{t^o}$
c) $CaCO_3 \xrightarrow{t^o}$
d) $Na + H_2O \rightarrow$

VII. Magneziul interacționează cu acidul clorhidric și cu acidul sulfuric diluat. Dacă admitem că acești doi acizi se folosesc în cantități egale de substanțe, calculează în care reacție masa de magneziu consumată este mai mare și cu cît?

3 STAREA GAZOASĂ A SUBSTANȚELOR

După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

– să explici legea lui Avogadro și noțiunea „volumul molar“ al gazelor;
– să efectuezi diverse calcule privind masa și volumul gazelor.

3.1. Legea lui Avogadro

Cunoaștem deja mai multe substanțe simple și compuse care la temperatură obișnuită se află în stare gazoasă: oxigenul O_2, hidrogenul H_2, azotul N_2, clorul Cl_2, fluorul F_2, clorura de hidrogen HCl, oxizii de sulf (IV) SO_2 și de carbon (IV) CO_2 etc.

Starea gazoasă a substanțelor are particularitățile sale, descrise de diferite teorii ale fizicii. Conform teoriei atomo-moleculare, toate gazele sînt compuse din molecule separate prin spații. Distanța dintre moleculele gazelor este de mii de ori mai mare decît dimensiunile acestora. Iată de ce volumul unui gaz depinde doar de distanța dintre molecule, și nu de dimensiunile lor.

La aceleași valori de temperatură și presiune, distanța dintre molecule este aceeași pentru diferite gaze. Prin urmare, și volumele gazelor vor fi egale.

Cu mult înainte de elaborarea teoriei atomo-moleculare, savantul italian Amedeo Avogadro a lansat o ipoteză îndrăzneață, care a fost confirmată abia peste 50 de ani, fiind denumită *legea lui Avogadro*:

Volume egale de gaze diferite, în condiții identice (de temperatură și presiune), conțin același număr de molecule.

Importantă este și așa-numita *consecință a legii lui Avogadro*:

Același număr de molecule de diferite gaze ocupă același volum, în condiții egale de temperatură și presiune.

Condiții normale (c.n.):
$t^o = 0^oC$
$P = 101\ 325$ Pa

Pentru a efectua diverse calcule chimice privind substanțele aflate în stare gazoasă, este important să le punem în aceleași condiții. Temperatura de 0^oC (273 K) și presiunea de 101 325 Pa (sau 1 atm = 760 mm Hg) se consideră *condiții normale* (în abreviere *c.n.*).

3.2. Volumul molar al gazelor

În baza legii lui Avogadro și a consecinței ei, vom calcula volumul diferitor gaze în condiții normale.

Substanțele pot fi caracterizate prin mai multe mărimi fizice: masă (m), cantitate de substanță (ν), volum (V). Dintre aceste mărimi, practic pot fi măsurate masa și volumul. Dar cum am putea măsura cantitatea de substanță?

Ne-am obișnuit să facem legătura dintre masă și cantitatea de substanță cu ajutorul masei molare:

$$M = \frac{m}{\nu}; \text{ de unde } m = M \cdot \nu$$

Dacă, de exemplu, trebuie să luăm 1 mol de apă, calculăm mai întîi masa acestei cantități, știind că $M(H_2O) = 18$ g/mol:

$$m = M \cdot \nu, \; m(H_2O) = 18 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ mol} = 18 \text{ g},$$

apoi, cu ajutorul balanței, cîntărim această masă.

Din fizică se știe că densitatea diferitor substanțe este o mărime care exprimă raportul dintre masa și volumul lor:

$$\rho = \frac{m}{V}; \; (\text{g/cm}^3; \text{kg/m}^3; \text{g/l})$$

Știind că densitatea apei este egală cu 1 g/cm^3, putem calcula volumul apei cu cantitatea de substanță 1 mol:

$$V = \frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)}; \qquad V(H_2O) = \frac{18 \text{ g}}{1 \text{ g/cm}^3} = 18 \text{ cm}^3$$

Amedeo Avogadro (1776-1856)
Fizician italian, considerat fondator al chimiei fizice. În 1811, a descoperit legea care îi poartă numele. A introdus noțiunea de moleculă.

Volumul îl putem măsura cu ajutorul unui cilindru, iar 1 mol de substanță solidă poate fi cîntărit.

Dar cum procedăm în cazul substanțelor gazoase? Este foarte dificil să cîntărești un gaz. Gazele se caracterizează prin volum. De aceea, o porțiune de gaz cu o cantitate de substanță oarecare poate fi măsurată folosind relația dintre volum și cantitatea de substanță. Să stabilim această relație.

Vom calcula volumul unor gaze (O_2, H_2, CO_2), considerînd cantitatea de substanță în fiecare caz egală cu 1 mol. Volumul și densitatea substanțelor gazoase vor fi considerate în condiții normale. Densitatea fiecărui gaz (ρ) este o mărime determinată (*vezi tabelul 3.1*).

Succesiunea operațiilor:

1. Calculăm masa oxigenului cu cantitatea de substanță 1 mol (densitatea oxigenului o găsim în tabelul *3.1*):

$$m = M \cdot \nu; \qquad m(O_2) = 32 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ mol} = 32 \text{ g}$$

2. Calculăm volumul acestei mase de oxigen:

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{\rho}; \; V(O_2) = \frac{32 \text{ g}}{1{,}43 \text{ g/l}} = 22{,}4 \text{ l}$$

În mod similar putem efectua calculele și pentru celelalte gaze (H_2, CO_2). Tabelul 3.1 este propus spre a fi completat și a fi determinate volumele respective.

Fig. 3.1. Vasele de pe masă conțin cîte 1 mol de substanță: a) zahăr; b) plumb; c) dicromat de potasiu; d) mercur; e) apă; f) cupru; g) clorură de sodiu; h) sulf.

Tabelul 3.1. **Determinarea volumului unor substanțe gazoase (*c.n.*), lichide și solide**

Substanța	*Masa molară M*	*Cantitatea de substanță ν*	*Masa* $m = M \cdot \nu$	*Densitatea ρ (c.n.)*	*Volumul* $V = \frac{m}{\rho}$ *(c.n.)*	*Volumul molar (c.n.)* $V_m = \frac{V}{\nu}$
O_2 (gaz)	32 g/mol	1 mol	32 g	1,43 g/l	22,4 l	22,4 l
H_2 (gaz)	?	1 mol	?	0,09 g/l	22,4 l	?
CO_2 (gaz)	?	1 mol	44 g	1,96 g/l	22,4 l	22,4 l/mol
CO_2 (gaz)	?	0,5 mol	?	1,96 g/l	?	22,4 l/mol
CO_2 (gaz)	?	2 mol	88 g	1,96 g/l	44,8 l	22,4 l/mol
H_2O (lichid)	18 g/mol	1 mol	18 g	1 g/ml	?	?
NaCl (solid)	58,5 g/mol	1 mol	?	2,178 g/cm^3	0,027 l	0,027 l/mol

Generalizînd datele din tabel, ajungem la următoarele concluzii:

1. Pentru orice gaz, în condiții normale, raportul dintre volum și cantitatea de substanță este o mărime constantă:

$$\frac{V}{\nu} = \frac{22{,}4\ \text{l}}{1\ \text{mol}} = \frac{11{,}2\ \text{l}}{0{,}5\ \text{mol}} = \frac{44{,}8\ \text{l}}{2\ \text{mol}} = 22{,}4\ \text{l/mol}$$

Raportul dintre volum și cantitatea de substanță se numește volum molar (V_m).

$$V_m = \frac{V}{\nu}\ (\text{l/mol};\ \text{m}^3/\text{mol})$$

Pentru toate gazele, în condiții normale, volumul molar este egal cu 22,4 l/mol.

2. Orice gaz cu cantitatea de substanță 1 mol ocupă, în condiții normale, unul și același volum de 22,4 l, deoarece conține același număr de molecule, egal cu $6{,}023 \cdot 10^{23}$ (numărul lui Avogadro).

Spre deosebire de gaze, substanțele lichide și solide au diverse valori ale volumului molar (*fig. 3.1* și *3.2*, *tabelul 3.1*).

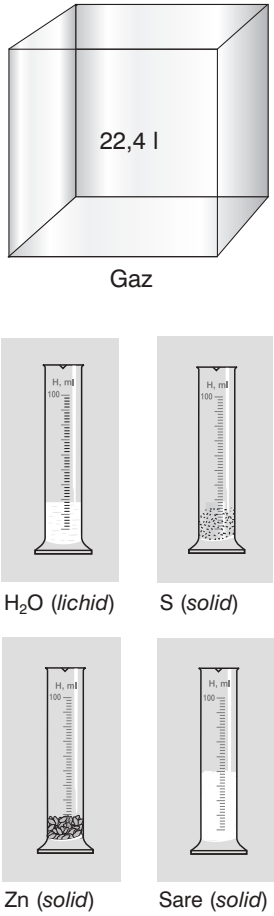


Fig. 3.2. Volumul molar al diferitor substanțe.

3.3. Calcule pe baza noțiunii de „volum molar“

Pornind de la relația cunoscută pentru volumul molar

$V_m = \frac{V}{\nu}$ (l/mol; m^3/mol), putem calcula:

a) volumul gazelor $V = V_m \cdot \nu$;

b) cantitatea de substanță gazoasă $\nu = \frac{V}{V_m}$

1 mol de gaze conține

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ molecule

Calcularea volumului unui gaz după cantitatea de substanță cunoscută

Problema 1. Calculați volumul clorului (*c.n.*) cu cantitatea de substanță 2 mol. Care este volumul gazelor H_2, O_2, CO_2, N_2, luate în cantitatea de substanță 2 mol?

Se dă:
$\nu(Cl_2) = 2$ mol
$V_m = 22{,}4$ l/mol

$V(Cl_2)$ – ?

Rezolvare:

După formula $V = V_m \cdot \nu$ aflăm $V(Cl_2) = 22{,}4$ l/mol $\cdot$ 2 mol $= 44{,}8$ l.

Volumele gazelor H_2, O_2, CO_2, N_2 cu cantitatea de substanță 2 mol vor fi egale de asemenea cu 44,8 l, deoarece pentru toate gazele volumul molar (*c.n.*) este de 22,4 l/mol.

Răspuns: volumul clorului și al celorlalte gaze cu cantitatea de substanță 2 mol este egal cu 44,8 l.

Determinarea cantității de substanță gazoasă cu volumul cunoscut

Problema 2. Determinați cantitatea de substanță de oxigen dacă se știe că volumul lui (*c.n.*) este egal cu 67,2 l. Care va fi cantitatea de substanță a CO_2, N_2, Cl_2, luate în același volum?

Se dă:
$V(O_2) = 67{,}2$ l
$V_m = 22{,}4$ l/mol

$\nu(O_2)$ – ?

Rezolvare:

Din formula $\nu = \frac{V}{V_m}$

aflăm $\nu = \frac{67{,}2 \text{ l}}{22{,}4 \text{ l/mol}} = 3$ mol

Răspuns: cantitatea de substanță de oxigen și de celelalte gaze cu volumul 67,2 l este egală cu 3 mol.

Calcularea masei unui gaz după volumul lui

Problema 3. Calculați masa hidrogenului dacă volumul lui (*c.n.*) este egal cu 67,2 l.

Se dă:
$V(H_2) = 67{,}2$ l

$m(H_2)$ – ?

Rezolvare:

1. Determinăm cantitatea de substanță de hidrogen:

$\nu = \frac{V}{V_m}$; $\nu(H_2) = \frac{67{,}2 \text{ l}}{22{,}4 \text{ l/mol}} = 3$ mol

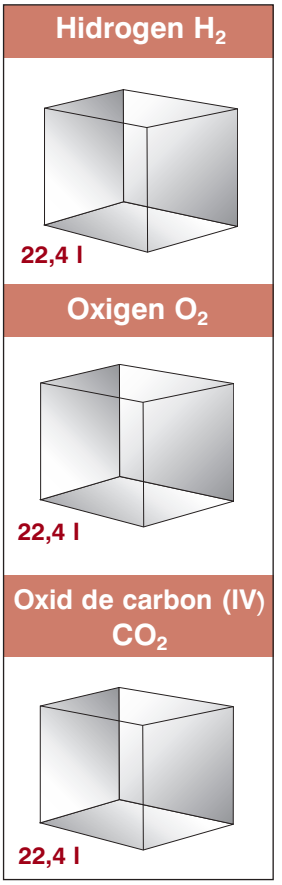


Fig. 3.3. Volumul molar al gazelor în condiții normale.

2. Calculăm masa hidrogenului:

$m = M \cdot \nu$; $M(H_2) = 2$ g/mol

$m(H_2) = 2$ g/mol $\cdot$ 3 mol = 6 g

Răspuns: masa hidrogenului cu cantitatea de substanță 3 mol este egală cu 6 g.

Stabiliți în mod independent masa de CO_2 și de N_2 cu același volum. Trageți concluzii.

Calcularea volumului unui gaz cu masa cunoscută

Problema 4. Calculați volumul clorului (*c.n.*) cu masa de 142 g.

Se dă:	**Rezolvare:**
$m(Cl_2) = 142$ g	1. Determinăm cantitatea de substanță de clor:
$V(Cl_2)$ – ?	$M(Cl_2) = 71$ g/mol

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu(Cl_2) = \frac{142 \text{ g}}{71 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol}$$

2. Determinăm volumul clorului:

$$V = V_m \cdot \nu; \quad V_m = 22{,}4 \text{ l/mol}$$

$$V(Cl_2) = 22{,}4 \text{ l/mol} \cdot 2 \text{ mol} = 44{,}8 \text{ l}$$

Răspuns: volumul clorului este 44,8 l.

EVALUARE

1. Formulează legea lui Avogadro. Descifrează abrevierea *c.n.*
2. Realizează calculele şi completează rubricile necesare pentru *tab. 3.1*.
3. Scrie formula care exprimă relația dintre volumul gazului și cantitatea de substanță. Numește această mărime. În ce unități se măsoară ea ?
   Modifică formula, indicînd ce mărimi fizice pot fi calculate cu ajutorul ei.
4. Calculează volumul oxigenului (*c.n.*) cu cantitatea de substanță:
   a) 2 mol; b) 3 mol; c) 0,1 mol; d) 0,2 mol; e) 1,5 mol; f) 5 mol.
5. Determină cantitatea de substanță de hidrogen cu volumul (*c.n.*):
   a) 44,8 l; b) 22,4 l; c) 2,24 l; d) 4,48 l; e) 11,2 l; f) 5,6 l.
6. Calculează masa oxidului de carbon (IV), dacă volumul lui (*c.n.*) este egal cu:
   a) 44,8 l; b) 56 l; c) 2,24 l; d) 11,2 l; e) 1,12 l; f) 89,6 l.
7. Determină volumul azotului (*c.n.*), dacă masa lui este egală cu:
   a) 28 g; b) 56 g; c) 1,4 g; d) 2,8 g; e) 5,6 g; f) 42 g.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

Alcătuiți schemele electronice pentru elementele din perioadele: a) I; b) II; c) III. Alcătuiți formulele a doi compuși gazoși ai acestor elemente și calculați masa acestor gaze, dacă volumul lor (*c.n.*) este egal cu 44,8 l.

3.4. Calcule după ecuații chimice

Calcularea volumului de gaz după cantitatea de substanță a uneia dintre substanțele reactante

Problema 1. La interacțiunea dintre zinc și acidul clorhidric cu cantitatea de substanță 6 mol s-a obținut hidrogen. Care este volumul hidrogenului obținut (*c.n.*)?

Se dă:
$\nu(HCl) = 6$ mol

$V(H_2)$ – ?

Rezolvare:

1. Scriem ecuația reacției și stabilim coeficienții. Subliniem substanțele necesare. Indicăm *sub* ele cantitatea de substanță conform ecuației, iar *deasupra* arătăm cantitatea de substanță conform condițiilor problemei:

$$Zn + \underset{2\ mol}{\underline{2HCl}} = ZnCl_2 + \overset{\nu}{\underset{1\ mol}{\underline{H_2}}} \uparrow$$

2. Alcătuim raportul și aflăm cantitatea de substanță de hidrogen $\nu(H_2)$:

$$\frac{6\ mol}{2\ mol} = \frac{\nu(H_2)}{1\ mol}; \qquad \nu(H_2) = 3\ mol$$

Aceste calcule pot fi efectuate și în gînd: $\nu(H_2)$ este de două ori mai mică decît $\nu(HCl)$, deci 6 mol : 2 = 3 mol.

3. Calculăm volumul hidrogenului, utilizînd formula volumului molar:

$$V_m = \frac{V}{\nu}; \quad V = V_m \cdot \nu$$

După cum știm, volumul molar al gazelor, în condiții normale, este egal cu 22,4 l/mol. Prin urmare:

$$V(H_2) = 22{,}4\ l/mol \cdot 3\ mol = 67{,}2\ l$$

Răspuns: volumul hidrogenului este egal cu 67,2 l.

Determinarea volumului de gaz după masa uneia dintre substanțele reactante

Problema 2. Calculați volumul hidrogenului (*c.n.*) obținut la interacțiunea zincului cu o soluție ce conține HCl cu masa de 146 g.

Se dă:
$m(HCl) = 146$ g

$V(H_2)$ – ?

Rezolvare:

1. Calculăm cantitatea de substanță de HCl:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad M_r(HCl) = 1 + 35{,}5 = 36{,}5; \quad M(HCl) = 36{,}5\ g/mol$$

$$\nu(HCl) = \frac{146\ g}{36{,}5\ g/mol} = 4\ mol$$

În continuare rezolvarea se va face ca în *problema 1*.

2. Scriem ecuația reacției și calculăm cantitatea de substanță de hidrogen:

$$Zn + \underset{2\ mol}{\overset{4\ mol}{\underline{2HCl}}} = ZnCl_2 + \underset{1\ mol}{\overset{\nu}{\underline{H_2}}} \uparrow \qquad \frac{4\ mol}{2\ mol} = \frac{\nu(H_2)}{1\ mol};\ \nu(H_2) = 2\ mol$$

3. Determinăm volumul hidrogenului (c.n.) după formula:

$$V = V_m \cdot \nu; \qquad V(H_2) = 22{,}4\ l/mol \cdot 2\ mol = 44{,}8\ l$$

Răspuns: volumul hidrogenului este egal cu 44,8 l.

Calcule după volumul cunoscut de gaz

Problema 3. Calculați masa clorurii de fier (III) ce se formează la interacțiunea fierului cu clorul în volum de 13,44 l (*c.n.*) *(fig. 3.4)*.

Se dă:
$V(Cl_2) = 13{,}44\ l$

$m(FeCl_3)$ – ?

Rezolvare:

1. Calculăm cantitatea de substanță de clor:

$$\nu = \frac{V}{V_m};\ \nu(Cl_2) = \frac{13{,}44\ l}{22{,}4\ l/mol} = 0{,}6\ mol$$

2. Din ecuația reacției, stabilim cantitatea de substanță de clorură de fier (III):

$$2Fe + \underset{3\ mol}{\overset{0{,}6\ mol}{\underline{3Cl_2}}} \overset{t^o}{=} \underset{2\ mol}{\overset{\nu}{\underline{2FeCl_3}}}$$

$$\frac{0{,}6\ mol}{3\ mol} = \frac{\nu(FeCl_3)}{2\ mol};\ \nu(FeCl_3) = \frac{0{,}6 \cdot 2\ mol}{3} = 0{,}4\ mol$$

3. Calculăm masa clorurii de fier (III) din relația:

$m = M \cdot \nu;$ $\qquad M_r(FeCl_3) = 56 + 35{,}5 \cdot 3 = 162{,}5$

$M(FeCl_3) = 162{,}5\ g/mol$

$m(FeCl_3) = 0{,}4\ mol \cdot 162{,}5\ g/mol = 65\ g$

Răspuns: masa clorurii de fier (III) este egală cu 65 g.

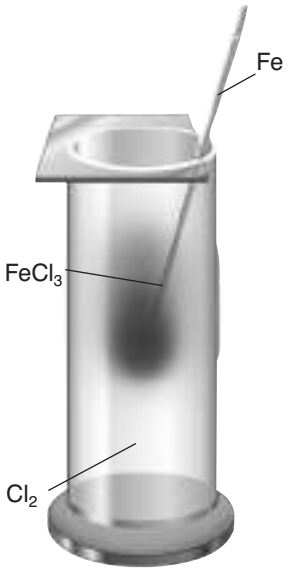


Fig. 3.4. Interacțiunea fierului cu clorul gazos.

Stabilirea raportului dintre volumele gazelor în reacțiile chimice

Să examinăm ecuația reacției de obținere a substanței gazoase clorura de hidrogen HCl. Aflăm cantitatea de substanță și volumul fiecărui gaz:

H_2	+	Cl_2	=	$2HCl$
o moleculă		*o moleculă*		*două molecule*
1 mol		1 mol		2 mol
22,4 l		22,4 l		2 · 22,4 l = 44,8 l

Calculăm raportul dintre volumele gazelor:

$V(H_2) : V(Cl_2) : V(HCl) = 22{,}4\ l : 22{,}4\ l : 44{,}8\ l = 1:1:2$

Observăm că acesta este egal numeric cu raportul coeficienților care stau în fața moleculelor de substanțe gazoase în ecuația reacției. Astfel, constatăm o legitate comună:

În condiții identice, volumele gazelor reactante se află între ele într-un raport de numere întregi.

Aceste numere, după cum observăm, sînt egale sau sînt multipli ai coeficienților din ecuațiile reacțiilor. De această condiție se va ține cont la rezolvarea problemelor.

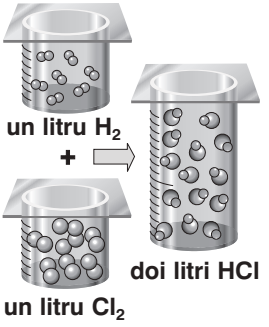


Fig. 3.5. Raportul dintre volumele gazelor.

Exemplu:

La sudarea şi tăierea metalelor este folosit becul de acetilenă, în care se suflă oxigen. Calculați volumul de oxigen necesar pentru arderea completă a acetilenei (C_2H_2) cu volumul de: a) 0,5 m^3; b) 200 l.

Rezolvare:

Succesiunea operațiilor:

1. Scriem ecuația reacției și o egalăm.
2. *Sub* ecuație scriem valorile volumelor egale *cu coeficienții*, exprimate în aceleași unități de măsură ca și volumul *din datele problemei*.
3. *Deasupra* ecuației scriem valoarea volumului de gaz *din datele problemei* și volumul necunoscut.
4. Alcătuim raportul după ecuație și aflăm volumul necunoscut.

Exemplul a):

$$\overset{0{,}5\ m^3}{\underset{2\ m^3}{2C_2H_2}} + \overset{V}{\underset{5\ m^3}{5O_2}} = 4CO_2 + 2H_2O$$

$$V(O_2) = \frac{0{,}5\ m^3 \cdot 5\ m^3}{2\ m^3} = \frac{2{,}5\ m^3}{2} = 1{,}25\ m^3$$

Exemplul b):

$$\overset{200\ l}{\underset{2\ l}{2C_2H_2}} + \overset{V}{\underset{5\ l}{5O_2}} = 4CO_2 + 2H_2O$$

$$V(O_2) = \frac{200\ l \cdot 5\ l}{2\ l} = 500\ l$$

LUCRU ÎN ECHIPĂ

În care din reacțiile de mai jos se va obține cea mai mare cantitate de substanță și cel mai mare volum de hidrogen, dacă metalul care participă la fiecare reacție are cantitatea de substanță egală cu 0,2 mol:

a) $Fe + HCl \rightarrow ? + H_2\uparrow$

b) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ? + H_2\uparrow$

c) $Al + HCl \rightarrow ? + H_2\uparrow$

d) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow ? + H_2\uparrow$

Rezolvați această problemă modificînd condițiile: masa fiecărui metal este aceeași (luați orice valoare a masei).

PROBLEME

1. În industrie, clorura de hidrogen se obține din sare de bucătărie cristalină și acid sulfuric concentrat. Procesul are loc la temperatura de cca 500°C. Ca rezultat, se formează o nouă sare neutră. Calculați volumul clorurii de hidrogen (*c.n.*) care se obține din 58,5 kg clorură de sodiu.

***2.** Mai bine de jumătate din cantitatea de staniu produsă în lume se consumă la confecționarea cutiilor metalice pentru conserve (fier acoperit cu staniu). Pentru a recupera o parte din acest staniu, cutiile folosite sînt tratate cu clor uscat. În lipsa umidității, interacționează doar staniul, formîndu-se un lichid de clorură de staniu (IV) $SnCl_4$. Calculați volumul de clor (*c.n.*) necesar pentru reacția cu staniul ce are masa: a) 11,9 g; b) 238 kg.

3. Calculați volumul de clor necesar pentru a obține 89,6 l de clorură de hidrogen (*c.n.*). Clorura de hidrogen obținută a fost dizolvată în 854 ml de apă. Aflați partea de masă a clorurii de hidrogen în soluția de acid clorhidric obținută.

4. Calculați volumul de oxigen necesar pentru arderea a 1 m^3 de metan CH_4. Ce volum de dioxid de carbon se va elimina?

5. Ce volum de aer se va consuma la arderea a 1 m^3 de gaz natural (CH_4) (oxigenul constituie 21% din volumul aerului)?

6. Calculați volumul aerului consumat la arderea a:

a) 100 l de metan CH_4;

b) 200 l de propan C_3H_8;

c) 20 m^3 de etan C_2H_6;

d) 50 m^3 de butan C_4H_{10}.

***7.** La tratarea cu acid sulfuric diluat a bronzului (un aliaj al cuprului și staniului) cu masa de 100 g se formează 2,24 l (*c.n.*) de hidrogen. Calculați masa staniului și a cuprului în aliaj.

Test DE EVALUARE LA TEMA STAREA GAZOASĂ A SUBSTANȚELOR

I. Care dintre expresii reflectă legea lui Avogadro:

a) volumul molar (V_m) reprezintă raportul dintre volumul gazului și cantitatea lui de substanță;

b) V_m este o mărime constantă, egală cu 22,4 l/mol;

c) volume egale de gaze diferite, în condiții identice, conțin același număr de molecule;

d) V_m reprezintă raportul dintre masele a două gaze în condiții egale?

II. Ce volum (*c.n.*) ocupă 14 g de azot:

a) 22,4 l; b) 11,2 l;

c) 33, 6 l; d) 44,8 l?

III. Într-o soluție de acid sulfuric, luată în exces, s-au introdus 6,5 g de zinc. Volumul hidrogenului (*c.n.*) degajat este egal cu:

a) 3,36 l; b) 1,68 l; c) 2,24 l.

IV. Care dintre afirmațiile de mai jos este adevărată:

a) condițiile normale corespund temperaturii de 0^oC și presiunii de 101 325 Pa;

b) condițiile normale corespund temperaturii de 25^oC și presiunii de 101 325 Pa;

c) în condiții normale, un număr de $6{,}02 \cdot 10^{23}$ molecule de orice gaz ocupă același volum (22,4 l).

V. De cîte ori se va mări volumul apei la trecerea ei din stare lichidă în stare gazoasă ?

Notă: După acest principiu funcționează mașinile și turbinele cu aburi.

VI. Ce volum de oxid de carbon (IV) (*c.n.*) se obține la arderea acetilenei (C_2H_2) cu masa de 5,2 g?

***VII.** Un aliaj cu masa de 10 g, ce conține cupru și aluminiu, a fost tratat cu acid clorhidric. Determină partea de masă a fiecărui metal în aliaj, dacă se știe că în urma reacției s-au degajat 11,2 l (*c.n.*) de gaz.

4 NEMETALELE ŞI COMPUŞII LOR

După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

– să descrii poziția nemetalelor în sistemul periodic și structura lor electronică;
– să explici strustura, proprietățile fizice și chimice ale nemetalelor (clor, sulf, azot, fosfor, carbon, siliciu) și ale compușilor lor;
– să stabilești legătura dintre structura, proprietățile, răspîndirea în natură, utilizarea și rolul biologic al nemetalelor și al compușilor lor.

4.1. Caracterizarea generală a nemetalelor

Poziția nemetalelor în sistemul periodic. Elementele nemetalice sînt situate în subgrupele principale ale grupelor III-VII, în dreapta diagonalei „bor-astatiniu“:

Perioada \ Grupa	III	IV	V	VI	VII	VIII
I					H	He
II	B	C	N	O	F	Ne
III		Si	P	S	Cl	Ar
IV			As	Se	Br	Kr
V				Te	I	Xe
VI					At	Rn

Astfel, sistemul periodic conține 16 nemetale și 6 elemente ce constituie gazele inerte (grupa a VIII-a).

Proprietatea comună a nemetalelor rezidă în capacitatea atomilor lor de a primi electroni (fiind oxidanți) sau de a ceda electroni (manifestîndu-se ca reducători).

Gradul de oxidare superior în compușii nemetalelor este egal cu numărul grupei.

De exemplu: $\overset{+4}{C}O_2$; $\overset{+5}{N}_2O_5$; $\overset{+6}{S}O_3$; $\overset{+7}{Cl}_2O_7$.

Gradul de oxidare inferior pentru nemetale se calculează ca diferența: 8 minus numărul grupei.

De exemplu: $\overset{-4}{C}H_4$; $\overset{-3}{N}H_3$; $H_2\overset{-2}{O}$; $H\overset{-1}{F}$.

Substanțele simple – nemetalele se găsesc în trei stări de agregare. De exemplu, în condiții obișnuite, hidrogenul, azotul, oxigenul, fluorul, clorul și gazele inerte sînt substanțe gazoase, bromul este singurul nemetal lichid, iar borul, carbonul, siliciul, fosforul, arsenul, sulful, seleniul, telurul, iodul și astatiniul sînt substanțe solide. Majoritatea nemetalelor sînt rău conducătoare de căldură și electricitate. Nemetalele solide sînt fragile.

Nemetalele din grupele a VI-a și a VII-a formează compuși volatili cu hidrogenul (H_2S, H_2Se, H_2Te, HF, HCl, HBr, HI), la a căror dizolvare în apă se formează acizii nemetalelor respective.

Orizonturile chimiei

Astatiniul este un element chimic radioactiv. A fost obținut în cantități foarte mici în anul 1940. Se aseamănă mult cu iodul. Este cel mai rar element de pe Terra; toată cantitatea de astatiniu care există pe pămînt cîntărește cît 10 furnici (~70 mg).

EVALUARE

1. Care este poziția nemetalelor în sistemul periodic ?
2. Dă exemple de substanțe simple nemetale în stare: a) gazoasă; b) lichidă; c) solidă.
3. Ce proprietăți fizice comune manifestă nemetalele ?
4. Arată valorile gradelor de oxidare inferior și superior pentru nemetale.
5. Cum se comportă atomii nemetalelor în reacțiile chimice:
   a) doar cedează electroni;
   b) doar primesc electroni;
   c) cedează și primesc electroni ?
6. Alcătuiește formulele compușilor hidrogenați ai nemetalelor din grupele IV-VII. Ce caracter (de acid sau de bază) manifestă compușii hidrogenați ai nemetalelor din grupa a VII-a în soluție ?
7. Utilizînd sistemul periodic, indică șirul în care nemetalele sînt aranjate în ordinea creșterii electronegativității.
   a) C, O, N; b) F, Cl, Br; c) Cl, Br, I; d) N, O, F.

4.2. Clorul

În sistemul periodic, elementul chimic clor Cl este situat în subgrupa principală a grupei a VII-a. Tot aici se găsesc fluorul F, bromul Br și iodul I. Aceste elemente se numesc *halogeni*.

Clorul este situat în perioada a III-a. Structura lui electronică este următoarea:

Clor $_{17}Cl$ (+17))))
2ē 8ē 7ē

Pentru completarea stratului electronic exterior pînă la octet, atomul de clor adiționează ușor un electron, obținînd gradul de oxidare –1:

$$\textit{oxidant}\quad Cl^0 + 1\bar{e} \rightarrow Cl^{-1} - \textit{reducere}$$

Clorul este un oxidant foarte activ.

Substanța simplă clorul este un gaz galben-verzui, alcătuit din molecule diatomice Cl_2 cu legătură covalentă nepolară:

Clorul este de 2,4 ori mai greu decît aerul. Este un gaz otrăvitor, asfixiant, cu miros înțepător. Clorul este păstrat și transportat în butelii de culoare kaki, cu o fîșie verde.

Rolul biologic al compușilor clorului este considerabil. Sarea de bucătărie NaCl este o necesitate vitală pentru om și animale. În Antichitate, din cauza sării NaCl se purtau războaie; sarea era prețuită mai mult decît aurul. Acidul clorhidric se conține în sucul gastric și contribuie la asimilarea hranei.

PERIOADE	RÎNDURI	VII
I	1	(H)
II	2	9 F FLUOR 18,998
III	3	17 Cl CLOR 35,453
IV	4	
	5	35 Br BROM 79,90
V	6	
	7	53 I IOD 126,90
VI	8	
	9	85 At ASTATINIU [209,99]
VII	10	
	11	
		R_2O_7
		RH

Substanțe simple nemetale

H_2
O_2
N_2
F_2
Cl_2
Br_2
I_2

Răspîndirea în natură. Conținutul clorului în scoarța terestră este foarte redus (doar 0,045%). În stare liberă, el se găsește în gazele vulcanice. În natură, clorul este răspîndit sub formă de cloruri:

NaCl – clorură de sodiu, sare de bucătărie; KCl · NaCl – silvinit;
$MgCl_2$ – clorură de magneziu;
KCl – clorură de potasiu; $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ – carnalit.

Proprietățile chimice ale clorului. Pe parcursul studierii chimiei, am adus deseori exemple de reacții la care participă clorul. Fiind un nemetal activ, clorul se combină, la încălzire, cu aproape toate metalele (*fig. 4.1*) și nemetalele, precum și cu hidrogenul:

$$\underset{\substack{-3\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{2Fe} + \underset{\substack{+2\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{3Cl_2} \overset{t^o}{=} \underset{\textit{clorură de fier (III)}}{2FeCl_3}$$

$$Cu + Cl_2 \overset{t^o}{=} CuCl_2 \qquad H_2 + Cl_2 \overset{t^o}{=} 2HCl$$

Fig. 4.1. Arderea fierului în clor.

Clorul nu se combină cu oxigenul. Oxizii clorului se obțin pe cale indirectă.

În condiții obișnuite, clorul interacționează cu apa, formînd doi acizi:

$$\overset{0}{Cl_2} + H_2O \rightleftarrows \underset{\substack{\textit{acid}\\ \textit{clorhidric}}}{H\overset{-1}{Cl}} + \underset{\substack{\textit{acid}\\ \textit{hipocloros}}}{H\overset{+1}{Cl}O}$$

În această reacție, clorul joacă un rol dublu, de reducător și de oxidant:

reducător $\overset{0}{Cl_2} - 2\bar{e} \rightarrow 2\overset{+1}{Cl}$

oxidant $\overset{0}{Cl_2} + 2\bar{e} \rightarrow 2\overset{-1}{Cl}$

Într-un volum de apă, în condiții obișnuite, se dizolvă 2,5 volume de clor. Soluția obținută poartă denumirea de *apă de clor*. Aceasta conține concomitent Cl_2, HCl și HClO. Apa de clor dezinfectează și decolorează, datorită clorului, acidului hipocloros și oxigenului atomar care se formează la descompunerea acidului instabil HClO:

$$HClO = HCl + [O]^*$$

Utilizarea. Datorită proprietăților lui, clorul este utilizat la dezinfectarea apei potabile, la producerea acidului clorhidric, a substanțelor medicamentoase, a coloranților, a fibrelor sintetice și a cauciucului, a insecticidelor și dezinfectanților, la înălbirea fibrelor textile și a hîrtiei (*fig. 4.2*).

* Simbolul oxigenului atomar [O] reprezintă un oarecare oxidant, inclusiv oxigenul din aer.

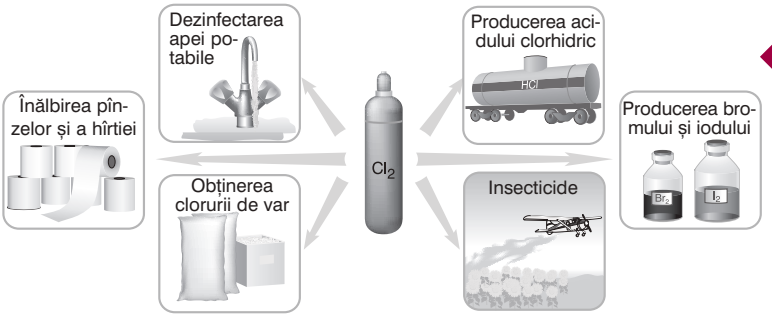


Fig. 4.2. Utilizarea clorului.

Alcătuiește un eseu despre utilizarea clorului.

EVALUARE

1. Enumeră halogenii. Explică denumirea comună și denumirile individuale ale acestor elemente (*vezi „Orizonturile chimiei“*).
2. Indică poziția elementului clor Cl în sistemul periodic.
3. Cîți electroni are atomul de clor pe stratul electronic exterior ?
4. Alege răspunsul corect:
   a) clorul este oxidant, acceptă ușor un electron și manifestă gradul de oxidare –1;
   b) clorul este reducător, cedează ușor un electron și prezintă gradul de oxidare +1;
   c) clorul se găseşte în natură în stare liberă.
5. Care este compoziția moleculei de clor ? Explică formarea ei. Ce tip de legătură chimică există între atomii de clor ?
6. Ce grad de oxidare manifestă clorul în compușii naturali ?
7. Completează ecuațiile reacțiilor:
   a) $Cl_2 + Fe \rightarrow$ c) $Cl_2 + H_2 \rightarrow$ e) $Cl_2 + Cu \rightarrow$
   b) $Cl_2 + Zn \rightarrow$ d) $Cl_2 + Na \rightarrow$ f) $Cl_2 + H_2O \rightarrow$
   Ce fel de reacții sînt acestea ? Caracterizează fiecare ecuație în funcție de tipul ei.
8. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări (pentru etapa a doua consultă problema 10):
   $$Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow AgCl$$
9. Calculează cantitatea de substanță și masa clorurii de hidrogen care se formează la interacțiunea cu hidrogen a 44,8 l (*c.n.*) de clor.
10. Se dă ecuația reacției: $MnO_2 + 4HCl_{(conc.)} = MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$. Calculează masa acidului clorhidric necesar pentru obținerea clorului: a) cu cantitatea de substanță 2 mol; b) cu masa de 7,1 g; c) cu volumul de 5,6 l (*c.n.*).

Orizonturile chimiei

Halogen înseamnă „născător de sare“ (NaCl, KCl). Este interesantă și semnificația cuvintelor grecești care stau la baza denumirii fiecărui halogen.
Fluor înseamnă „distrugător“. El distruge orice material.
Clor înseamnă „galben-verzui“. Este culoarea clorului în stare gazoasă.
Brom înseamnă „rău mirositor“. Vaporii de brom irită puternic mucoasa căilor respiratorii.
Iod înseamnă „violet“. Cristalele de iod, de culoare neagră-violetă, se volatilizează ușor, datorită rețelei cristaline moleculare. Vaporii de iod sînt de culoare violet-aprins.
Fluorul este necesar pentru a avea dinții sănătoși. Dar excesul de fluor este dăunător pentru organism. Apele din Republica Moldova sînt destul de bogate în fluor, de aceea nu este necesară folosirea pastei de dinți cu adaos de fluor.
Iodul este un element indispensabil pentru organismul uman. El asigură buna funcționare a glandei tiroide. Cele mai bogate în iod sînt produsele marine. Apele și solurile din Republica Moldova conțin foarte puțin iod, din care cauză afecțiunile glandei tiroide sînt deosebit de răspîndite. Pentru a compensa deficitul de iod, se recomandă folosirea în alimentație a sării iodate. Tinctura de iod (soluție alcoolică de iod de 3–5%) este un antiseptic puternic și se utilizează în medicină, la dezinfectarea rănilor.

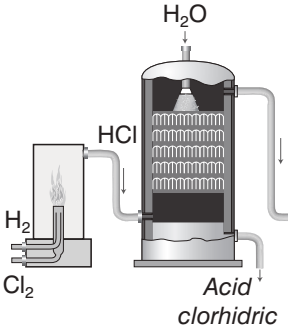


Fig. 4.3. Obținerea acidului clorhidric în industrie.

4.3. Clorura de hidrogen și acidul clorhidric

Obținerea. În industrie, clorura de hidrogen se obține la arderea hidrogenului în clor (*fig. 4.3*):

$$H_2 + Cl_2 \overset{t^o}{=} 2HCl$$

clorură de hidrogen

La dizolvarea clorurii de hidrogen în apă se obține acid clorhidric – o soluție incoloră cu miros înțepător.

În laborator, clorura de hidrogen se obține prin încălzirea ușoară a clorurii de sodiu cristaline cu acid sulfuric concentrat (*fig. 4.4*):

$$NaCl_{(crist.)} + H_2SO_{4(conc.)} \overset{t^o}{=} NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

hidrogenosulfat de sodiu

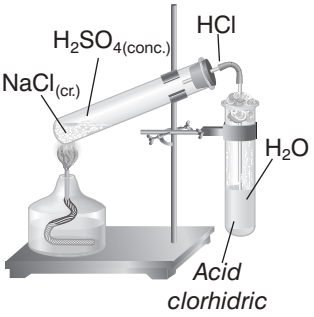


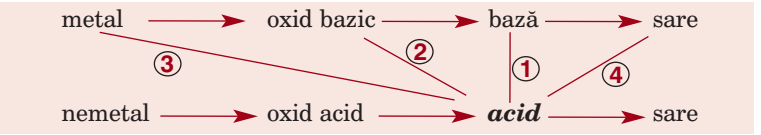
Fig. 4.4. Obținerea acidului clorhidric în laborator.

Proprietățile fizice. Clorura de hidrogen HCl este un gaz incolor cu miros înțepător, ușor solubil în apă (într-un volum de apă se dizolvă 450 volume de HCl). Soluția apoasă a clorurii de hidrogen se numește *acid clorhidric*.

Proprietățile chimice. În molecula clorurii de hidrogen, legătura covalentă H:Cl: este puternic polară. Anume din această cauză, la dizolvarea clorurii de hidrogen în apă se formează acid clorhidric, care disociază aproape complet în soluție:

$$HCl = H^+ + Cl^-$$

Acidul clorhidric este un acid tare. În soluția lui, turnesolul se colorează în roșu, iar metiloranjul – în roz. Propietățile acidului clorhidric pot fi deduse din seria legăturilor genetice dintre clasele de compuși:



Identificarea acidului clorhidric și a sărurilor lui. La interacțiunea acidului clorhidric și a clorurilor cu nitratul de argint, se formează un precipitat alb, brînzos, de clorură de argint (*fig. 4.5*):

a) $HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$

$\cancel{H^+} + Cl^- + Ag^+ + \cancel{NO_3^-} = AgCl\downarrow + \cancel{H^+} + \cancel{NO_3^-}$

$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$

b) $NaCl + AgNO_3 = NaNO_3 + AgCl\downarrow$

$\cancel{Na^+} + Cl^- + Ag^+ + \cancel{NO_3^-} = \cancel{Na^+} + \cancel{NO_3^-} + AgCl\downarrow$

$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$

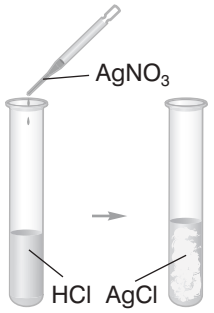


Fig. 4.5. Identificarea acidului clorhidric.

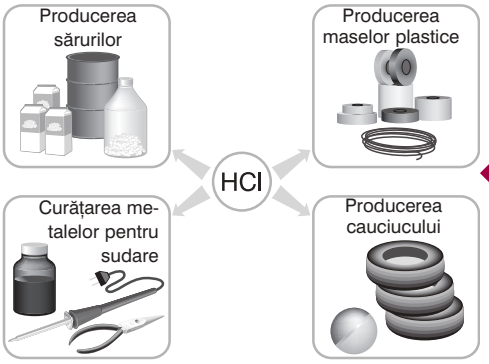
Ionul de argint Ag^+ este un reactiv de identificare a ionului de clorură Cl^-.

Utilizarea. Clorura de hidrogen este folosită la producerea industrială a acidului clorhidric, a maselor plastice, a cauciucului ș.a.

Acidul clorhidric concentrat, pus în vînzare, are partea de masă de HCl ~37% și densitatea de 1,19 g/cm^3, fiind un lichid incolor, care fumegă în aer datorită eliminării clorurii de hidrogen.

Acidul clorhidric este utilizat ca materie primă în sinteza diferitor cloruri, la curățarea de rugină a suprafețelor de fier înainte de a fi acoperite (cu staniu, nichel sau crom), precum și ca preparat farmaceutic.

Bolnavilor cu aciditate scăzută li se administrează soluție diluată de acid clorhidric.



Alcătuiește un eseu despre utilizarea acidului clorhidric.

Fig. 4.6. Utilizarea acidului clorhidric.

EXPERIENȚA de laborator nr. 5

Identificarea ionului de clorură Cl^-

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Utilaj și reactivi: Stativ cu eprubete; soluții de HCl și de NaCl, soluție de $AgNO_3$.

Într-o eprubetă turnați acid clorhidric, iar în alta – soluție de sare de bucătărie. Adăugați în fiecare din ele cîteva picături de $AgNO_3$. Ce culoare are sedimentul ? Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară, ionică şi ionic redusă.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Folosind schema legăturilor genetice, scrieți ecuațiile reacțiilor care caracterizează proprietățile chimice ale acidului clorhidric.

2. Care dintre substanțele enumerate reacționează cu acidul clorhidric: $CaCl_2$; Cu; Na_2SO_3; $BaSO_4$; KOH; MgO; K_2SO_4; $AgNO_3$; Fe; $MgCO_3$? Scrieți ecuațiile reacțiilor respective.

EVALUARE

1. Explică structura moleculei de clorură de hidrogen și numește tipul legăturii chimice din moleculă. Cum se comportă această legătură la dizolvarea clorurii de hidrogen în apă ?

2. Caracterizează clorura de hidrogen după schema:
a) starea de agregare; b) culoarea, mirosul; c) solubilitatea în apă.

3. Acidul clorhidric este un acid tare sau slab ? Argumentează.

4. Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $NaCl_{(crist.)} + H_2SO_{4(conc.)} \xrightarrow{t^\circ}$ b) $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \xrightarrow{t^\circ}$

În ce scopuri sînt aplicate aceste reacții ?

5. La dizolvarea în apă a unui gaz obținut prin tratarea, la încălzire, a sării de bucătărie cu acid sulfuric concentrat, se formează o soluție care colorează turnesolul în roșu. Numește gazul.
6. Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică după schema:

$$HCl - \begin{cases} + Zn \rightarrow ? + ? \\ + CaO \rightarrow ? + ? \\ + NaOH \rightarrow ? + ? \end{cases} \qquad HCl - \begin{cases} + Cu(OH)_2 \rightarrow ? + ? \\ + CaCO_3 \rightarrow ? + ? \\ + AgNO_3 \rightarrow ? + ? \end{cases}$$

7. Scrie ecuațiile reacțiilor chimice pentru următoarele transformări:
$NaCl \rightarrow HCl \rightarrow FeCl_2 \rightarrow AgCl$
8. Calculează partea de masă a clorurii de hidrogen în soluția de acid clorhidric obținută la dizolvarea a 450 ml clorură de hidrogen în 1 ml apă.
9. Calculează masa clorurii de sodiu necesară pentru a obține 100 g soluție de acid cu partea de masă de HCl egală cu 7,3%.

4.4. Sulful

Poziția în sistemul periodic. Elementul chimic sulf S are numărul de ordine 16, este situat în perioada a III-a, subgrupa principală a grupei a VI-a. Repartizarea electronilor în atomul de sulf este următoarea:

$$_{16}S\ (+16)\ \underset{2\bar{e}}{)}\ \underset{8\bar{e}}{)}\ \underset{6\bar{e}}{)}$$

PERIOADE	RÎNDURI	VI
I	1	
II	2	8 O OXIGEN 15,99
III	3	16 S SULF 32,06
IV	4	
	5	34 Se SELENIU 78,9
V	6	
	7	52 Te TELUR 127,6
VI	8	
	9	84 Po POLONIU [208,98
VII	10	
	11	
		RO_3
		H_2R

Sulful este un nemetal tipic. Atomul de sulf poate primi doi electroni, transformîndu-se în particulă cu gradul de oxidare –2. În acest caz, sulful prezintă proprietăți oxidante:

Oxidant $\overset{0}{S} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{S}$ – *reducere*

În reacția cu oxigenul (element cu o electronegativitate mai mare), atomul de sulf cedează ușor 4 sau 6 electroni, manifestîndu-se ca reducător:

Reducător $\overset{0}{S} - 4\bar{e} \rightarrow \overset{+4}{S}$ – *oxidare*

Reducător $\overset{0}{S} - 6\bar{e} \rightarrow \overset{+6}{S}$ – *oxidare*

Răspîndirea în natură. În natură, sulful se găsește în stare liberă și sub formă de compuși. Sînt răspîndiți, în special, sulfații de calciu, magneziu, sodiu și sulfurile de fier, zinc, plumb, cupru, mercur.

Sulful se combină aproape cu toate elementele active din punct de vedere chimic, cu excepția nemetalelor azot și iod și metalelor aur și platină.

Proprietățile fizice. Atomul de sulf are doi electroni necuplați $:\ddot{S}\cdot$, de aceea atomii de sulf se pot lega unul de altul într-o catenă. Sulful este o substanță solidă, de culoare galbenă. Ca și alte nemetale, sulful este fragil, rău con-

ductor de căldură și electricitate. Sulful are două forme alotropice: sulful cristalin S_8 și sulful plastic S_∞, care se formează la răcirea topiturii de sulf (*fig. 4.7*).

Importanța sulfului. Sulful este cunoscut din vremuri străvechi, fiind folosit, în special, ca preparat în medicina populară.

Sulful este unul din elementele vitale. El intră în componența proteinelor din organismul omului și animalelor.

În prezent, sulful se utilizează la producerea chibriturilor, la vulcanizarea cauciucului, la obținerea gumei și a ebonitei. Compușii sulfului sînt indispensabili pentru prepararea medicamentelor și produselor cosmetice, vopselelor și prafului de pușcă, îngrășămintelor și insecticidelor, hîrtiei, fibrelor textile etc. *(fig. 4.8)*.

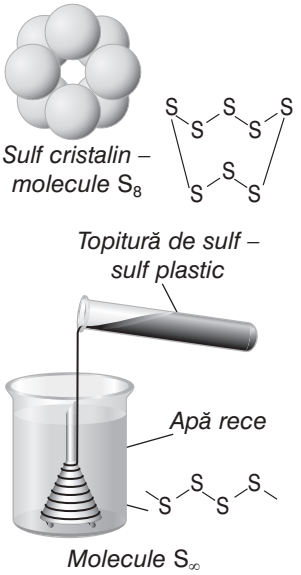


Fig. 4.7. Forme alotropice ale sulfului.

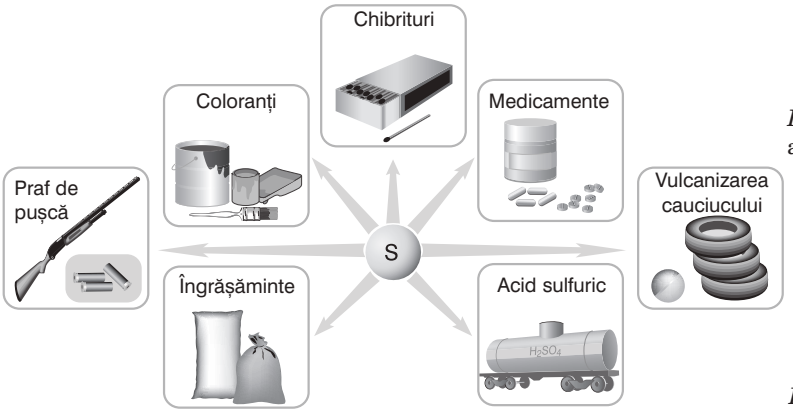


Fig. 4.8. Utilizarea sulfului.

4.5. Principalii compuși ai sulfului

4.5.1. Sulfura de hidrogen

La încălzire, sulful se combină cu hidrogenul și formează sulfura de hidrogen (*fig. 4.9*):

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{S} = \overset{+1\ -2}{H_2S}$$

$-2\bar{e}$ *reducător* $\quad +2\bar{e}$ *oxidant*

În reacția cu metalele şi hidrogenul, sulful se manifestă ca oxidant.

Sulfura de hidrogen este un gaz toxic, cu miros neplăcut de ouă alterate.

Sulful intră în componența proteinelor. Atunci cînd proteinele putrezesc, sulful se transformă în sulfură de hidrogen. Indiferent de concentrația sa în aer, sulfura de hidrogen este periculoasă pentru om. Pătrunzînd în sînge în timpul respirației, ea leagă fierul din hemoglobină, luînd locul oxigenului.

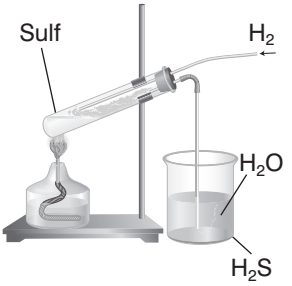


Fig. 4.9. Obținerea sulfurii de hidrogen.

Sulfura de hidrogen se dizolvă în apă și formează un acid slab, neoxigenat, dibazic, numit *acid sulfhidric*. Acesta disociază în două etape:

etapa I $H_2S \rightleftarrows H^+ + HS^-$ – *ion de hidrogenosulfură*

etapa II $HS^- \rightleftarrows H^+ + S^{2-}$ – *ion de sulfură*

Ecuația sumară: $H_2S \rightleftarrows 2H^+ + S^{2-}$

În Republica Moldova există ape cu un conținut foarte ridicat de sulfură de hidrogen (*ape sulfuroase*). Apele sulfuroase au o acțiune curativă, fiind recomandate, în special, pentru tratarea unor boli ale pielii și ale organelor digestive. Astfel de izvoare există în Chișinău, Cahul, Călărași și în alte localități.

Atenție! Dacă, din greșeală, ai spart un termometru și mercurul s-a împrăștiat pe podea, nu încerca să-l strîngi. Presară imediat sulf pe toată suprafața (praful de sulf se vinde în farmacii); el va reacționa cu mercurul și astfel vei fi protejat împotriva pericolului de a te otrăvi cu vapori de mercur, care sînt foarte toxici.

4.5.2. Sulfurile metalelor

Sulful se combină foarte ușor cu metalele alcaline, cu cuprul, mercurul și argintul, iar la încălzire – și cu celelalte metale:

$$2Na + S = Na_2S \qquad Hg + S = HgS \qquad Fe + S \overset{t^o}{=} FeS$$

Compușii metalelor cu sulful se numesc *sulfuri*. Majoritatea sulfurilor sînt insolubile în apă și se găsesc în natură sub formă de zăcăminte: FeS; PbS; HgS; Ag_2S.

Sulfura de hidrogen în soluție interacționează cu sărurile multor metale, formînd sulfuri insolubile:

$$H_2S + Pb(NO_3)_2 = \underset{negru}{PbS\downarrow} + 2HNO_3$$

$$H_2S + Pb^{2+} = PbS\downarrow + 2H^+$$

Sulfura de plumb este un precipitat de culoare neagră. Astfel, cu ajutorul ionului de plumb Pb^{2+}, poate fi identificată sulfura de hidrogen din aer și apă *(fig. 4.10)*.

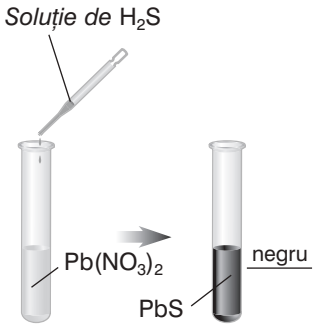


Fig. 4.10. Obținerea sulfurii de plumb.

EVALUARE

1. Atomii a trei elemente au sarcina nucleului +8; +16; +34. Care dintre ele este sulful ?
2. Atomii a trei elemente situate în perioada a III-a au pe stratul electronic exterior: a) 5; b) 6; c) 7 electroni.
   Care dintre ele este sulful ?
3. Ce legături formează atomii de sulf în substanța simplă sulf ? Numește formele alotropice ale sulfului.

***4.** Explică repartizarea electronilor pe stratul electronic exterior pentru atomii de sulf cu următoarele grade de oxidare: S^{-2}, S^{0}, S^{+4}, S^{+6}. Ce proprietăți va prezenta sulful la fiecare grad de oxidare ? El poate fi: a) oxidant; b) reducător; c) și oxidant, și reducător ? Dă exemple de formule ale compușilor ce corespund acestor grade de oxidare ale sulfului.

5. Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $S + ? \rightarrow Na_2S$ c) $S + ? \rightarrow Al_2S_3$ e) $S + ? \rightarrow H_2S$

b) $S + ? \rightarrow FeS$ d) $S + ? \rightarrow SO_2$

*Scrie ecuațiile electronice pentru toate reacțiile. Indică oxidantul și reducătorul. Formulează concluzii cu privire la proprietățile oxido-reducătoare ale sulfului.

6. Completează ecuațiile reacțiilor:

a) $H_2S + NaOH \rightarrow ? + ?$

b) $Na_2S + ZnCl_2 \rightarrow \underset{alb}{ZnS} + ?$

c) $AgNO_3 + H_2S \rightarrow \underset{negru}{Ag_2S} + ?$

d) $H_2S + Pb(NO_3)_2 \rightarrow \underset{negru}{PbS} + ?$

e) $H_2S + CuSO_4 \rightarrow \underset{negru}{CuS} + ?$

f) $Na_2S + FeSO_4 \rightarrow \underset{brun}{FeS} + ?$

Scrie ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică. Trage concluzii privind solubilitatea sulfurilor în baza ecuațiilor și a tabelului solubilității.

7. Se dau: sulf, fier, acid clorhidric. Obține sulfură de hidrogen.

8. Cum poate fi demonstrat că fonta conține urme de sulfură de fier (II) ?

9. Dacă în sînge ar nimeri sulfură de hidrogen, el s-ar înnegri. De ce ?

10. Compară compușii hidrogenați ai sulfului și clorului. Indică asemănările și deosebirile dintre ei utilizînd diagrama Venn.

4.5.3. Oxizii sulfului

Sulful formează doi oxizi: unul inferior SO_2 și altul superior SO_3. Oxidul de sulf (IV) se obține la arderea sulfului în oxigen:

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{O_2} \overset{t^o}{=} \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2} + Q$$

SO_2 se formează și la arderea sulfurii de hidrogen:

$$2H_2S + 3O_2 = 2SO_2 + 2H_2O$$

Oxidul de sulf (IV), numit și *gaz sulfuros*, este un gaz incolor, cu miros înțepător.

În secolul I d.H., istoricul antic Plinius cel Bătrîn scria: „Sulful se utilizează la curățarea încăperilor, deoarece mirosul sulfului ars apără de tot felul de magii și alungă spiritul necurat“. Pe atunci aceasta era explicația acțiunii dezinfectante a sulfului.

Și în prezent gospodarii ard toamna sulf în beciuri pentru a asigura păstrarea mai bună a fructelor și legumelor, deoarece oxidul de sulf are proprietăți dezinfectante.

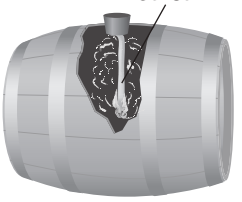


Fig. 4.11. Arderea sulfului într-un butoi pentru vin. Cu ce scop ?

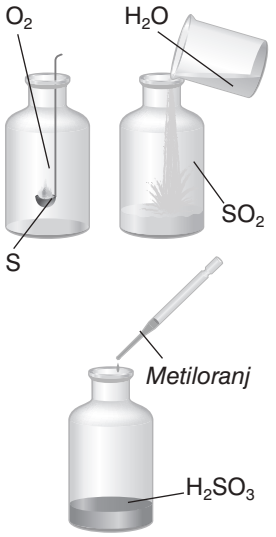


Fig. 4.12. Reacția sulfului cu oxigenul și formarea acidului sulfuros.

Un volum de apă dizolvă pînă la 40 volume de oxid de sulf (IV) SO_2, iar soluția obținută reprezintă un acid de tărie medie, instabil, dibazic, numit *acid sulfuros (fig. 4.12)*:

$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows \underset{\textit{acid sulfuros}}{H_2SO_3};$$

etapa I $\quad H_2SO_3 \rightleftarrows H^+ + HSO_3^-$ – *ion de hidrogenosulfit*

etapa II $\quad HSO_3^- \rightleftarrows H^+ + SO_3^{2-}$ – *ion de sulfit*

Ecuația sumară: $H_2SO_3 \rightleftarrows 2H^+ + SO_3^{2-}$

Și soluțiile apoase de SO_2 au proprietăți dezinfectante. Acesta se utilizează în vinificație, la producerea amidonului. Oxidul de sulf (IV) formează compuși incolori cu unii coloranți organici. Datorită acestei proprietăți, soluțiile apoase de SO_2 sînt folosite pentru a înălbi lîna, mătasea, penele, paiele pentru pălării. Acești compuși organici incolori sînt însă instabili și se descompun treptat. Iată de ce lîna albă, mătasea și paiele se îngălbenesc cu timpul.

Oxidul superior al sulfului $\overset{+6}{S}O_3$ nu poate fi obținut din sulf. Pentru aceasta, SO_2 este oxidat în prezența unui catalizator (de exemplu, oxidul de vanadiu (V) V_2O_5), la temperatură înaltă:

$$\underset{\substack{-2\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{2\overset{+4}{S}O_2} + \underset{\substack{+4\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{\overset{0}{O}_2} \xrightleftharpoons{t^o[V_2O_5]} 2\overset{+6}{S}\overset{-2}{O}_3$$

Oxidul de sulf (VI) este un lichid ușor volatil (temperatura de fierbere 45°C). El interacționează energic cu apa, formînd acidul sulfuric:

$$SO_3 + H_2O = \underset{\textit{acid sulfuric}}{H_2SO_4}$$

Oxidul de sulf (IV) sau anhidrida sulfuroasă se formează la arderea combustibililor și, nimerind în atmosferă, o poluează. În atmosferă, el se oxidează pînă la SO_3, care se combină cu apa din nori și formează H_2SO_4. Din această cauză, cad uneori așa-numitele *ploi acide*, care înnegresc (distrug) frunzele verzi.

EVALUARE

1. Fiind un nemetal tipic, ce grade de oxidare poate manifesta sulful în reacțiile chimice cu diverși compuși ? Dă exemple.
2. Scrie trei ecuații ale reacțiilor chimice de obținere a oxidului de sulf (IV).
3. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

$$\begin{array}{ccccccc} S & \rightarrow & SO_2 & \rightarrow & SO_3 & \rightarrow & H_2SO_4 \\ & & \downarrow\uparrow & & & & \\ & & H_2SO_3 & & & & \end{array}$$

4. Care este conținutul relativ de sulfură de hidrogen în apele Republicii Moldova și ce proprietăți au apele sulfuroase ?

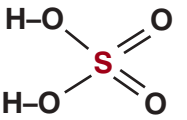
5. În ce scopuri se utilizează oxidul de sulf (IV) ?

6*. Se dau substanțele:

a) Cu_2S; b) CuS; c) $CuSO_4$; d) SO_2.

Care dintre ele este cea mai bogată în sulf ? Argumentează prin calcule.

4.5.4. Acidul sulfuric și sărurile lui



Proprietățile fizice. Acidul sulfuric este un lichid uleios, incolor, inodor, nevolatil și greu (densitatea 1,84 g/cm^3). Se dizolvă bine în apă și adiționează molecule de apă, formînd hidrați $H_2SO_4 \cdot nH_2O$. La dizolvare, se degajă căldură și soluția se încălzește puternic.

Se interzice a turna apă în acid! Apa este mai ușoară decît acidul, se împrăștie pe suprafața lui, încălzindu-se puternic. Amestecul începe a fierbe energic, iar stropii ce conțin acid sulfuric pot nimeri pe piele, provocînd arsuri.

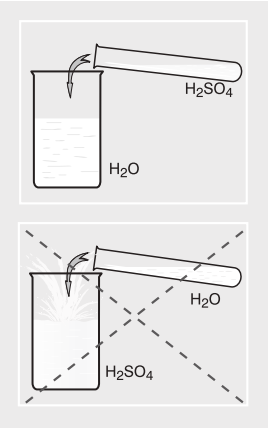


Fig. 4.13. Regula de preparare a soluției apoase de acid sulfuric.

Datorită proprietății sale de a absorbi vaporii de apă, acidul sulfuric este folosit la uscarea gazelor care nu interacționează cu el și la rafinarea produselor petroliere lichide. Acidul sulfuric poate deshidrata chiar și substanțele organice, care conțin hidrogen și oxigen. De exemplu, zahărul $C_{12}H_{22}O_{11}$ sau $C_{12}(H_2O)_{11}$, în contact cu acidul sulfuric concentrat, se carbonizează:

$$C_{12}(H_2O)_{11} \xrightarrow{H_2SO_{4(conc.)}} 12C + 11H_2O$$

Iată de ce arsurile cu acid sulfuric concentrat sînt atît de periculoase: în urma lor are loc deshidratarea și descompunerea țesuturilor organismului.

Proprietățile chimice. Acidul sulfuric este un acid dibazic puternic și disociază în două etape:

etapa I $H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^-$ – *ion de hidrogenosulfat*

etapa II $HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$ – *ion de sulfat*

Ecuația sumară: $H_2SO_4 \rightleftarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$

Soluția acidului sulfuric colorează turnesolul în roșu, iar metiloranjul – în roz.

Acidul sulfuric formează două tipuri de săruri:

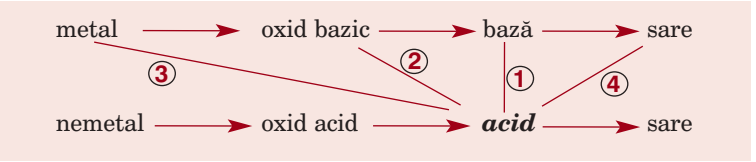
săruri neutre – sulfați (Na_2SO_4, $BaSO_4$, $PbSO_4$);

săruri acide – hidrogenosulfați ($NaHSO_4$, $Pb(HSO_4)_2$).

Majoritatea hidrogenosulfaților și sulfaților sînt solubili în apă. Insolubili sînt sulfații de bariu, plumb și alte săruri (*vezi tabelul solubilității*).

Acidul sulfuric diluat prezintă proprietățile unui acid mineral. Proprietățile lui chimice pot fi descrise cu ajutorul schemei legăturilor genetice dintre clasele de compuși:

Scrie ecuațiile reacțiilor chimice pentru acidul sulfuric conform schemei legăturilor genetice.



Reacția de identificare a ionului SO_4^{2-}. În urma reacției dintre acidul sulfuric sau sărurile lui și soluțiile sărurilor de bariu, se formează un precipitat alb de sulfat de bariu. De exemplu:

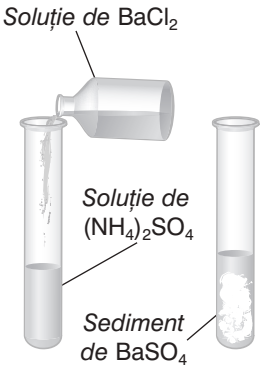


Fig. 4.14. Identificarea ionului de sulfat SO_4^{2-}.

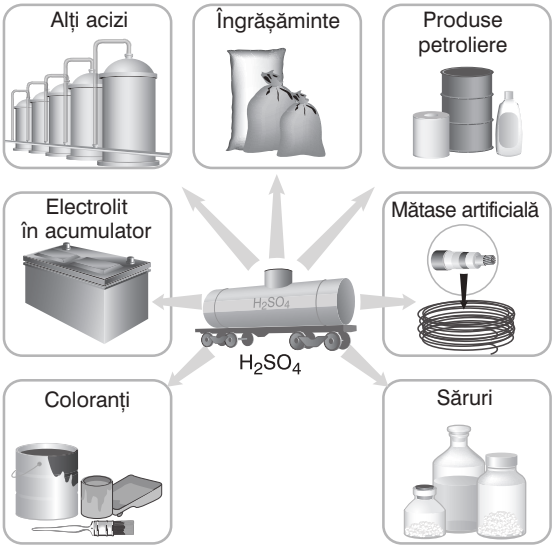
$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = \underset{\textit{precipitat alb}}{BaSO_4\downarrow}$$

Ionul de bariu este un reactiv de identificare a ionului de sulfat (*fig. 4.14*).

Utilizarea. Acidul sulfuric este folosit la producerea coloranților, îngrășămintelor minerale, substanțelor explozive, acizilor, mătăsii artificiale, la rafinarea produselor petroliere, ca electrolit în acumulatoarele de plumb (*fig. 4.15*).

Fig. 4.15. Utilizarea acidului sulfuric.

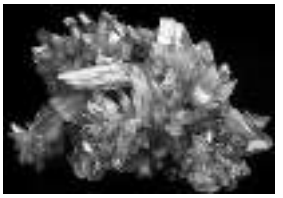


Orizonturile chimiei

Pictorii preferă vopseaua albă pe bază de plumb, care poate fi reprezentată prin formula $2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$. Cu timpul însă, aceasta se înnegrește, în urma interacțiunii cu sulfura de hidrogen și formării sulfurii de plumb PbS. Scrieți ecuația acestei reacții, știind că în afară de PbS, se mai formează apă și dioxid de carbon.
La restaurarea tablourilor, petele negre sînt tratate cu peroxid de hidrogen. Are loc oxidarea sulfurii de plumb PbS, de culoare neagră, pînă la sulfat de plumb $PbSO_4$, de culoare albă.

Importante sînt și sărurile acidului sulfuric: piatra-vînătă, ghipsul, sarea lui Glauber, calaicanul.

Piatra-vînătă $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ este folosită împotriva bolilor viței-de-vie, dăunătorilor plantelor, mucegaiului de pe pereții încăperilor.


Piatră-vînătă $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Ghipsul $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ este utilizat la obținerea ghipsului ars $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$, folosit în medicină și în construcție.

Sarea lui Glauber $Na_2SO_2 \cdot 10H_2O$ este întrebuințată la producerea sticlei și în medicină.

Calaicanul $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ se utilizează în agricultură, ca insecticid.

Rolul biologic și circuitul sulfului în natură. Sulful este parte componentă a proteinelor, mai ales a celor care formează unghiile și părul omului, coarnele, copitele și lîna animalelor, penele păsărilor.

La arderea lînii, se simte un miros specific (în felul acesta pot fi deosebite lîna și mătasea naturală de cea artificială și sintetică). Mirosul se datorează formării dioxidului de sulf și sulfurii de hidrogen.

Sulful pătrunde în plante și în organismul uman sub formă de sulfați de calciu și magneziu (ionul SO_4^{2-}). În procesul asimilării, acesta se transformă în sulfură (S^{2-}), iar la descompunerea proteinelor sub acțiunea bacteriilor de putrefacție, se elimină sub formă de sulfură de hidrogen. În Marea Neagră trăiește, la mari adîncimi, o specie de bacterii care se hrănește cu sulfați și elimină H_2S. Alimentîndu-se cu sulfați și proteine, acest microb a transformat porțiuni imense de apă într-un spațiu lipsit de viață.

O altă specie de bacterii, numite *sulfuroase*, se alimentează cu sulfură de hidrogen, formînd substanțe organice și sulf, apoi acid sulfuric.

Ghips $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.

În natură, sulful participă la două lanțuri de transformări. În biosferă se realizează următoarea transformare:

Sulfați → proteine → sulfură de hidrogen → sulf → acid sulfuric
(plante) bacterii de putrefacție bacterii sulfuroase (sulfați)

În natura moartă, au loc alte transformări:

Sulf → sulfuri → sulfați

EXPERIENȚA de laborator nr. 6

Identificarea ionului de sulfat SO_4^{2-}
(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Utilaj și reactivi: Stativ cu eprubete, soluții de Na_2SO_4, $BaCl_2$, H_2SO_4.

Turnați, într-o eprubetă, 0,5 ml de acid sulfuric, iar în alta – soluție de Na_2SO_4 sau alt sulfat. Adăugați în ambele tot atîta soluție de clorură de bariu $BaCl_2$. Notați observațiile în caiete. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Caracterizați acidul sulfuric după:

a) compoziție; *b) structură; c) bazicitate; d) tărie; e) modul de disociere; f) acțiunea asupra indicatorilor.

2. Descrieți proprietățile chimice ale acidului sulfuric. Pentru aceasta repartizați reacțiile de mai jos conform schemei legăturilor genetice.

Completați ecuațiile reacțiilor:

a) $H_2SO_4 + KOH \rightarrow$

b) $H_2SO_4 + Na_2SiO_3 \rightarrow$

c) $H_2SO_4 + Fe(OH)_3 \rightarrow$

d) $H_2SO_4 + Fe \rightarrow$

e) $H_2SO_4 + FeO \rightarrow$

f) $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow$

g) $H_2SO_4 + K_2CO_3 \rightarrow$

h) $H_2SO_4 + Zn \rightarrow H_2\uparrow + ?$

i) $H_2SO_{4conc.} + NaCl_{(crist.)} \xrightarrow{t^o} HCl\uparrow + ?$

j) $H_2SO_{4conc.} + Ca_3(PO_4)_2 \xrightarrow{t^o} H_3PO_4 + ?$

EVALUARE

1. Ce sînt ploile acide și cum acționează ele asupra mediului ambiant ?
2. Prin ce se deosebește reacția cu apa a oxidului de sulf (IV) de cea a oxidului de sulf (VI) ?
3. Demonstrează că gămălia chibritului conține sulf.
4. Se dau două vase închise, fără etichete. Într-un vas se află acid sulfuric concentrat, iar în celălalt – acid clorhidric. Cum poate fi identificat conținutul fiecărui vas fără a-l deschide ?

PROBLEME

1. Sulfura de hidrogen arde în exces de oxigen, formînd oxid de sulf (IV) și apă. Calculați volumul de SO_2 (*c.n.*), care se formează la arderea a:

a) 4 mol H_2S; b) 22,4 l H_2S (*c.n.*); c) 3,4 g H_2S.

2. Pentru a obține piatră vînătă $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, oxidul de cupru cu masa de 8 kg a fost tratat cu acid sulfuric. Calculați masa: a) acidului sulfuric; b) sulfatului de cupru anhidru; *c) cristalohidratului.

***3.** Au fost dizolvate 25 g de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ în 175 ml de apă. Calculați partea de masă a sulfatului de cupru în soluție.

4. Calculați masa acidului sulfuric în soluția cu masa de 50 g și partea de masă a acidului egală cu 96%.

***5.** Calculați masa și volumul soluției de acid sulfuric cu partea de masă 96% (densitatea 1,84 g/cm^3) necesare pentru a prepara 100 g soluție cu partea de masă a acidului 20%. Această soluție este folosită pentru obținerea hidrogenului în laborator.

4.6. Azotul

În sistemul periodic, elementul chimic azotul N este situat în subgrupa principală a grupei a V-a. Tot aici se găsesc fosforul, arsenul, stibiul și bismutul. Azotul este situat în perioada a II-a. Structura electronică și alte caracteristici ale azotului sînt indicate în *tabelul 4.1*.

Cei mai importanți oxizi de azot sînt NO și NO_2, iar dintre compușii cu hidrogen – amoniacul NH_3.

Substanța simplă azot este alcătuită din molecule diatomice N_2, cu legătură covalentă triplă nepolară, :N⋮⋮N: sau N ≡ N.

Tabelul 4.1. **Caracterizarea comparativă a azotului și fosforului**

Criteriul / Elementul	***Azot N***	***Fosfor P***
Structura atomului	+7)) 2ē 5ē	+15))) 2ē 8ē 5ē
Gradul de oxidare	–3, +1, +2, +3, +4, +5	–3, +3, +5
Valența	I, II, III, IV	III, V
Oxidul superior	N_2O_5 *oxid acid*	P_2O_5 *oxid acid*
Hidroxidul (acidul oxigenat)	HNO_3 *acid azotic*	HPO_3 – *acid metafosforic* H_3PO_4 – *acid ortofosforic*
Alți oxizi	N_2O, NO, N_2O_3, NO_2	P_2O_3
Compuși cu hidrogenul	NH_3 – *amoniac*	PH_3 – *fosfină*

PERIOADE	RÎNDURI	V
I	1	
II	2	7 N AZOT 14,007
III	3	15 P FOSFOR 30,974
IV	4	
	5	33 As ARSEN 74,92
V	6	
	7	51 Sb STIBIU 121,75
VI	8	
	9	83 Bi BISMUT 208,98
VII	10	
	11	
		R_2O_5
		RH_3

Legătura triplă face molecula de azot deosebit de stabilă. Iată de ce, în condiții obișnuite, azotul este aproape inert, adică nu intră în reacții chimice.

Răspîndirea în natură, rolul biologic. În stare liberă, azotul se găsește în aer (78% din volumul aerului). În sol, azotul există în cantități reduse și doar sub formă de nitrați. El intră în componența proteinelor din organismele vii. Omul, animalele și plantele nu pot asimila, în timpul respirației, moleculele rezistente de azot. Unele bacterii însă, numite *azotobacterii*, și plante, de exemplu, leguminoasele (fasolea, mazărea), pot fixa azotul liber în combinații chimice (îl pot asimila).

Obținerea. Azotul se obține din aerul lichid – la vaporizarea acestuia, mai întîi se volatilizează azotul (la –196°C), apoi oxigenul (la –183°C).

Proprietățile fizice. Azotul este un gaz fără culoare și fără miros, puțin mai ușor decît aerul:

$$M_r(N_2) = 28; \qquad M_r(aer) = 29$$

Este puțin solubil în apă (mai puțin chiar decît oxigenul). Azotul trece în stare lichidă la temperatura –196°C și la aceeași temperatură se vaporizează.

Proprietățile chimice. Datorită legăturii triple, moleculele de azot sînt stabile și intră în reacții chimice numai la temperaturi înalte sau sub acțiunea descărcărilor electrice. Astfel, la trecerea unei descărcări electrice prin aer se formează oxid de azot (II):

$$\underset{\substack{-4\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{\overset{0}{N_2}} + \underset{\substack{+4\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{\overset{0}{O_2}} \xrightleftharpoons{\text{desc. electr.}} \underset{\substack{\textit{oxid}\\ \textit{de azot (II)}}}{\overset{+2\,-2}{2NO}} - Q$$

- Într-un an, fulgerele produc pînă la 600 kg de oxizi de azot pentru fiecare km² de suprafață terestră.
- Boala de cheson sau boala de decompresie, observată la scafandri, apare din cauza creșterii concentrației de azot în sînge.
- Corpul uman conține cca 3% de azot (prezent sub formă de compuși).
- În muzeele de artă, tablourile valoroase sînt păstrate în containere închise ermetic, conținînd azot în loc de aer.

Reacția azotului cu hidrogenul necesită condiții speciale de temperatură și presiune, dar și prezența unui catalizator:

$$\overset{0}{N_2} + \overset{0}{3H_2} \xrightleftharpoons{[Fe],\ t^o,\ P} \overset{-3\ +1}{2NH_3} + Q$$

+6ē (oxidant) −2ē (reducător) amoniac

Aceste două reacții demonstrează că nemetalul azot prezintă atît proprietăți oxidante, cît și reducătoare.

Utilizarea. Azotul lichid este utilizat la răcirea pînă la temperaturi foarte joase a diferitor obiecte. Mari cantități de azot se consumă la sinteza industrială a amoniacului.

În traducere din limba greacă, *azot* înseamnă „fără viață“. Toate organismele vii pier, nimerind în atmosfera de azot. În același timp, fără azot nu ar putea exista moleculele proteice – baza vieții pe pămînt. Compușii azotului au o importanță considerabilă pentru lumea animală și vegetală.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Completați ecuațiile reacțiilor de mai jos:

a) $N_2 + O_2 \xrightleftharpoons{t^o} ? - Q$ b) $N_2 + H_2 \xrightleftharpoons{[Fe],\ t^o,\ P} ? + Q$

Numiți tipul fiecărei reacții, caracterizați-le în funcție de sensul decurgerii lor și de efectul termic. În care dintre reacții încălzirea (t^o) este o condiție pentru începerea reacției și în care – o condiție pentru decurgerea ei?

2. Scrieți formula oxidului superior al elementului chimic cu numărul de ordine 7.

3. Comparați proprietățile chimice ale nemetalelor N_2, O_2 și F_2. Ce legitate observați în schimbarea acestor proprietăți de la fluor spre azot?

4. La încălzirea unui pahar cu apă rece, pe pereții lui apar bule de aer. Din ce cauză? Prin ce se deosebește compoziția aerului în aceste bule de compoziția aerului atmosferic?

5. Ce proprietate a azotului împiedică utilizarea lui, asemeni dioxidului de carbon, la stingerea lichidelor inflamabile?

EVALUARE

1. Caracterizează elementul chimic *azot* după următorul algoritm:
a) simbolul chimic; b) masa atomică relativă; c) poziția în sistemul periodic; d) structura atomului; e) valența și gradul de oxidare.

2. Caracterizează substanța simplă *azot* după următorul algoritm:
a) formula chimică; b) structura moleculei (legătura chimică între atomi); c) masa moleculară relativă și masa molară.

3. Sub ce formă (element chimic sau substanță simplă) se găsește azotul în: a) aer; b) sol; c) organismul omului și al animalelor?

4. Care dintre următoarele substanțe intră în reacție chimică mai greu: a) Cl–Cl; b) O=O; c) N≡N? De ce? Argumentează.

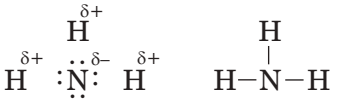
5. Au oare același număr de straturi electronice atomii elementelor cu numerele de ordine: a) 6 și 7; b) 7 și 11; c) 7 și 15? Explică.

6. Calculează volumul de azot ce se poate obține din 1 000 l de aer.

4.7. Amoniacul. Sărurile de amoniu

După cum s-a menționat, plantele, cu excepția leguminoaselor, nu pot asimila azotul liber nemijlocit din aer. Ele asimilează doar compușii azotului. Unul dintre aceștia este amoniacul. Astfel, amoniacul face legătura dintre natura moartă (azotul) și natura vie (proteinele).

Structura. Amoniacul NH_3 este un compus al azotului și hidrogenului. În molecula de amoniac



sînt prezente trei legături covalente polare $\overset{\delta-}{N}–\overset{\delta+}{H}$, deoarece azotul este mai electronegativ decît hidrogenul.

Obținerea. *În industrie*, amoniacul se obține din azot și hidrogen

$$N_2 + 3H_2 \overset{[Fe],\ t^o,\ P}{\rightleftarrows} 2NH_3 + Q$$

în prezența unui catalizator de fier, la temperatură și presiune înaltă.

În condiții de laborator, amoniacul poate fi obținut din sărurile de amoniu.

Pentru aceasta, se încălzește un amestec de var stins și clorură de amoniu (*fig. 4.16*). Amoniacul obținut se captează într-o eprubetă întoarsă cu gura în jos. De ce?

$$Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl \overset{t^o}{=} CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

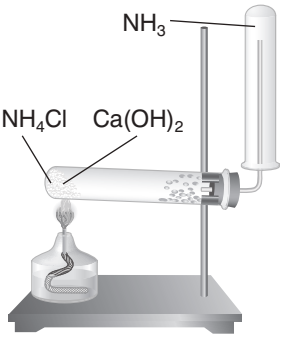


Fig. 4.16. Obținerea și captarea amoniacului.

Proprietățile fizice și chimice. Amoniacul este un gaz incolor, cu miros specific înțepător; este mai ușor decît aerul.

Demonstrează că amoniacul este aproape de două ori mai ușor decît aerul.

Amoniacul se dizolvă bine în apă: un volum de apă dizolvă pînă la 700 volume de amoniac.

Dacă se introduce în apă gura unui cilindru sau a unei eprubete umplute cu amoniac, apa este absorbită pînă la fundul eprubetei întoarse cu gura în jos (*fig. 4.17*).

Soluția de amoniac în apă se numește *apă amoniacală*. Aceasta nu este o soluție obișnuită; amoniacul nu doar se dizolvă, ci parțial interacționează cu apa, formînd hidroxid de amoniu NH_4OH:

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows \underset{\text{hidroxid de amoniu}}{NH_4OH}$$

Hidroxidul de amoniu disociază, creînd un mediu slab bazic:

$$NH_4OH \rightleftarrows \underset{\text{cation de amoniu}}{NH_4^+} + OH^-$$

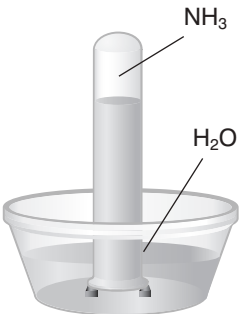


Fig. 4.17. Dizolvarea amoniacului în apă.

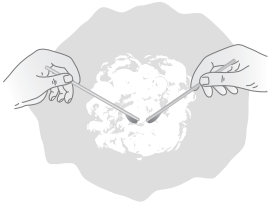


Fig. 4.18. Formarea fumului de clorură de amoniu.

Astfel, apa amoniacală conține, în cea mai mare parte, molecule de NH_3 și puțini ioni de NH_4^+ și OH^-.

În apa amoniacală, ca și în soluțiile de alcalii, turnesolul capătă culoare albastră, iar fenolftaleina – zmeurie.

Amoniacul interacționează cu acizii, formînd săruri de amoniu. Dacă vom apropia o baghetă de sticlă, muiată în soluție concentrată de amoniac de o altă baghetă de sticlă, muiată în acid clorhidric concentrat, se va degaja un fum alb, compus din cristale minuscule de clorură de amoniu *(fig. 4.18)*:

$$\underset{\text{gaz – amoniac}}{NH_3} + \underset{\text{gaz – clorură de hidrogen}}{HCl} = \underset{\text{fum – cristale de clorură de amoniu}}{NH_4Cl}$$

Amoniac + acid = = sare de amoniu. Principala proprietate a amoniacului este adiționarea ionului de hidrogen și formarea ionului de amoniu.

În urma reacției amoniacului cu alți acizi, se formează de asemenea săruri de amoniu:

$$NH_3 + HNO_3 = \underset{\text{nitrat de amoniu}}{NH_4NO_3}$$

$$2NH_3 + H_2SO_4 = \underset{\text{sulfat de amoniu}}{(NH_4)_2SO_4}$$

Sărurile de amoniu sînt substanțe cristaline, sublimabile la încălzire, higroscopice (absorb ușor apa). Toate sărurile de amoniu se dizolvă bine în apă.

La descompunerea prin încălzire a sărurilor de amoniu, se formează amoniac și acidul corespunzător:

$$NH_4Cl \overset{t^o}{\rightleftarrows} NH_3 + HCl$$

Identificarea ionului de amoniu. În reacția dintre o sare de amoniu (cristalină sau în soluție) și o bază alcalină, se formează, la încălzire, gazul amoniac NH_3, cu un miros caracteristic:

$$NH_4Cl + NaOH \overset{t^o}{=} NaCl + NH_4OH \begin{cases} \nearrow NH_3\uparrow \\ \searrow H_2O \end{cases}$$

$$NH_4^+ + \cancel{Cl^-} + \cancel{Na^+} + OH^- = \cancel{Na^+} + \cancel{Cl^-} + NH_3\uparrow + H_2O$$

$$NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$$

Generalizare pe unele probe de identificare a ionilor

Ionul de hidroxil OH^- este reactivul de identificare a ionului de amoniu NH_4^+, ionul de bariu Ba^{2+} – al ionului de sulfat SO_4^{2-}, ionul de plumb Pb^{2+} – al ionului de sulfură S^{2-}, ionul de argint Ag^+ – al ionului de clorură Cl^-. Scrie ecuațiile acestor reacții.

Ionul de hidroxil este un reactiv de identificare a ionului de amoniu *(vezi şi Anexa 4)*.

Utilizarea. Amoniacul și sărurile de amoniu (în special fosfații și nitratul de amoniu) se întrebuințează pe larg în calitate de îngrășăminte minerale. Acestea sînt substanțe anorganice, care se introduc în sol pentru alimenta-

rea plantelor. Foarte valoroși sînt fosfații de amoniu, care servesc concomitent ca surse de azot și de fosfor.

Mari cantități de amoniac se consumă la producerea acidului azotic (*fig. 4.19*).

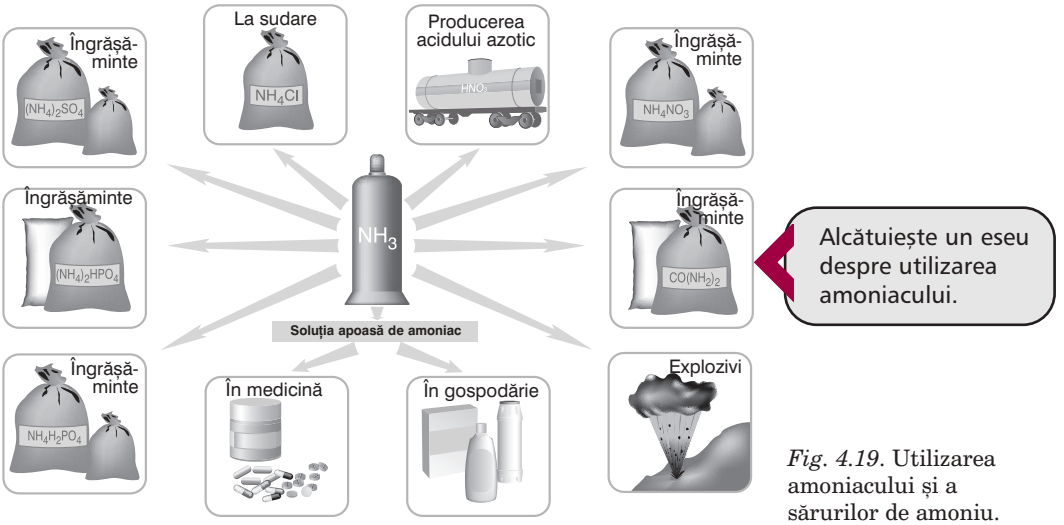


Fig. 4.19. Utilizarea amoniacului și a sărurilor de amoniu.

EXPERIENȚA de laborator nr. 7

Identificarea ionului de amoniu NH_4^+

(Consultați normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Utilaj și reactivi: sare de amoniu (NH_4Cl ș.a.), soluție de NaOH, fenolftaleină, spirtieră, cleștar, stativ cu eprubete, pahar cu apă.

Turnați într-o eprubetă 1 ml de soluție a unei sări de amoniu și adăugați soluție de NaOH. Încălziți ușor eprubeta cu amestec și apropiați de gura eprubetei o hîrtie de fenolftaleină înmuiată în apă *(fig. 4.20)*. Notați cele observate. Scrieți ecuațiile reacțiilor în formă moleculară și ionică.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Completați ecuațiile reacțiilor, luînd în considerare coeficienții din partea stîngă:

a) $NH_3 + ? \rightarrow NH_4Cl$

b) $2NH_3 + ? \rightarrow (NH_4)_2SO_4$

*c) $NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow ?$

d) $NH_3 + HNO_3 \rightarrow ?$

*e) $NH_3 + ? \rightarrow NH_4H_2PO_4$

*f) $2NH_3 + H_3PO_4 \rightarrow ?$

2. Scrieți ecuațiile reacțiilor cu ajutorul cărora se poate demonstra că: a) NH_4Cl conține ioni de NH_4^+ și Cl^-; b) $(NH_4)_2SO_4$ conține ioni de NH_4^+ și SO_4^{2-}.

3. Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

$$H_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3$$

4. Se dă un amestec de NH_4Cl și nisip. Cum pot fi separate componentele amestecului?

5. Ce se întîmplă dacă într-un vas în care a fost var stins se toarnă îngrășăminte de amoniu?

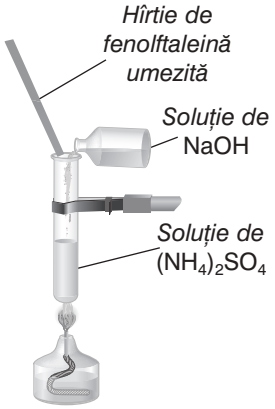


Fig. 4.20. Identificarea ionului de amoniu NH_4^+.

EVALUARE

1. Alcătuiește formula electronică și cea grafică ale moleculei de amoniac. Ce tip de legătură există în molecula de amoniac ?
2. Dacă o eprubetă umplută cu amoniac este introdusă în apă cu gura în jos, apa intră în eprubetă. Explică fenomenul. Formulează concluzii privind solubilitatea amoniacului în apă.
3. Ce reprezintă soluția apoasă de amoniac ? Enumeră moleculele și ionii prezenți în soluție.
4. Completează ecuațiile reacțiilor, arată condițiile în care acestea decurg:

   a) $Ca(OH)_{2(cr.)} + NH_4Cl_{(cr.)} \rightarrow ? + ? + ?$ b) $N_2 + H_2 \rightarrow ?$

   Care dintre aceste reacții se aplică la obținerea amoniacului în laborator ? Unde este aplicată cealaltă reacție ?
5. Calculează masa clorurii de amoniu din care se pot obține 2,24 l de amoniac (*c.n.*).
6. Ce volum de amoniac (*c.n.*) este necesar pentru obținerea a 8,0 g de nitrat de amoniu ?

4.8. Oxizii de azot

Azotul formează cîțiva oxizi, de exemplu:

NO	NO_2	N_2O_5
oxid de azot (II)	*oxid de azot (IV)*	*oxid de azot (V)*
gaz incolor	*gaz brun*	*cristale incolore*

Prin reacția de combinare a azotului cu oxigenul se obține doar unul din ei, oxidul de azot (II) NO. Reacția decurge doar sub acțiunea unei descărcări electrice, din cauza rezistenței moleculei de azot:

$$N_2 + O_2 \overset{\text{desc. electr.}}{\rightleftarrows} 2NO - Q$$

În natură, această reacție are loc la descărcările electrice din timpul furtunilor. În contact cu oxigenul, NO se transformă în oxid de azot (IV), de culoare brună (*fig. 4.21*):

$$\underset{\textit{gaz incolor}}{2NO} + O_2 = \underset{\textit{gaz brun}}{2NO_2}$$

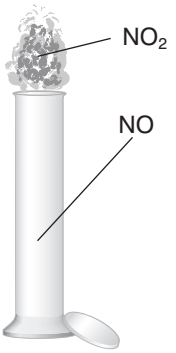


Fig. 4.21. Transformarea gazului incolor NO în gazul NO_2 de culoare brună, în urma contactului cu aerul.

Ambii oxizi irită mucoasele respiratorii. De aceea, se permite să se lucreze cu oxidul de azot numai sub nișă.

Oxidul de azot (V) se obține prin eliminarea apei din acidul azotic concentrat, sub acțiunea unui agent deshidratant puternic (oxidul de fosfor (V)):

$$2HNO_3 \overset{P_2O_5}{=} H_2O + N_2O_5$$

Doar oxidul de azot (V) N_2O_5 este un oxid acid. Acestuia îi corespunde acidul azotic:

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$

În realitate însă, această ecuație nu poate fi aplicată la obținerea acidului azotic. De ce?

4.9. Acidul azotic

Proprietățile fizice. Acidul azotic este un lichid incolor sau gălbui datorită prezenței oxidului de azot (IV) NO_2, care se formează în urma descompunerii acidului azotic la lumină, conform ecuației:

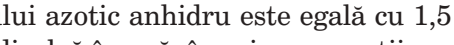
$$4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

Se interzice categoric să mirosim acidul azotic, din cauză că oxidul NO_2, prezent în compoziția lui, este nociv!

Fig. 4.22. De ce acidul azotic concentrat se păstrează în sticle de culoare închisă?

Densitatea acidului azotic anhidru este egală cu 1,5 g/cm^3. Acidul azotic se dizolvă în apă, în orice proporții.

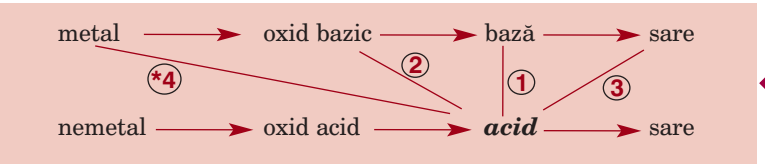
Proprietățile chimice. Acidul azotic este un acid monobazic puternic, care disociază aproape complet în soluții:



$$\underset{\text{acid azotic}}{HNO_3} = H^+ + \underset{\text{ionul nitrat}}{NO_3^-}$$

În soluțiile de acid azotic, turnesolul capătă culoare roșie, iar metiloranjul – culoare roz (*fig. 4.23*).

Alte proprietăți chimice ale acidului azotic pot fi deduse din schema tradițională:



Scrie ecuațiile reacțiilor chimice pentru acidul azotic conform schemei legăturilor genetice.

Proprietățile comune cu ale celorlalți acizi se manifestă la interacțiunea cu bazele (1), oxizii bazici (2) și sărurile (3).

*Acidul azotic se deosebește de ceilalți acizi prin comportamentul său față de metale (*4): el interacționează cu aproape toate metalele (cu excepția aurului și platinei), dar *fără degajare de hidrogen*, aceasta fiind proprietatea lui specifică (*tab. 4.2*).

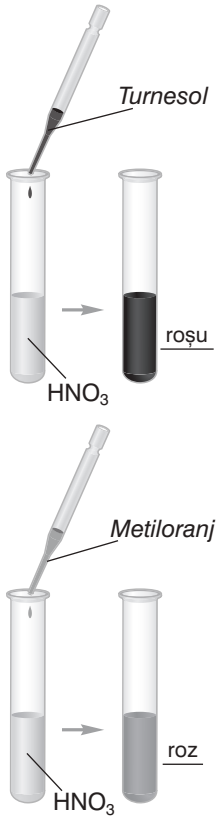


Fig. 4.23. Acțiunea indicatorilor asupra soluției de acid azotic.

Tabelul 4.2. **Proprietățile chimice ale acidului azotic**

Comune	***Specifice***
1. *Interacțiunea cu bazele (neutralizare):* a) $HNO_3 + NaOH = NaNO_3 + H_2O$ b) $2HNO_3 + Cu(OH)_2 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$ **2.** *Interacțiunea cu oxizii bazici:* $2HNO_3 + CaO = Ca(NO_3)_2 + H_2O$ **3.** *Interacțiunea cu sărurile:* $2HNO_3 + CaCO_3 = Ca(NO_3)_2 + CO_2\uparrow + H_2O$	**4.** *Descompunerea HNO_3 concentrat la lumină sau la încălzire:* $4HNO_3 = 2H_2O + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$ O surcică mocnindă se aprinde dacă este introdusă în acid azotic concentrat. De ce? **5.** *Colorarea în galben a substanțelor proteice (piele, albuș de ou ș.a.)* *__6.__ *Interacțiunea cu metalele fără degajare de H_2:* $4HNO_{3(conc.)} + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$

Proprietățile specifice ale acidului azotic sînt determinate de faptul că el este un oxidant puternic.

Atenție! *Acidul azotic provoacă arsuri ale pielii!*

Obținerea acidului azotic în industrie este un proces complicat, care decurge în mai multe etape. La ultima etapă are loc interacțiunea NO_2 cu apa, în exces de oxigen și la presiune înaltă:

$$2H_2O + \underset{\substack{-1\bar{e} \\ \text{reducător}}}{\overset{+4}{4N}O_2} + \underset{\substack{+4\bar{e} \\ \text{oxidant}}}{\overset{0}{O_2}} \rightleftarrows \overset{+5\,-2}{4HNO_3} + Q$$

În felul acesta se obține acidul azotic cu partea de masă de HNO_3 nu mai mare de 65%. El este transportat în vase de aluminiu (HNO_3 stabilizează și mai mult pelicula de Al_2O_3 de pe suprafața aluminiului).

Un mare pericol pentru natură și om îl prezintă oxidul de azot (IV), care se elimină în atmosferă în apropierea uzinelor de producere a acidului azotic. Ce caracter vor avea ploile în urma acestei poluări?

Pe timpuri, la uzine, acidul azotic anhidru (fumans) se obținea din nitrat de sodiu cristalin $NaNO_3$, la încălzirea acestuia cu acid sulfuric concentrat:

$$NaNO_{3(solid)} + H_2SO_{4(conc.)} \overset{t^o}{=} NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$

În acest caz, acidul azotic era volatilizat, iar vaporii lui, prin răcire, se condensau (treceau în stare lichidă). În prezent, metoda dată este aplicată doar pentru obținerea acidului azotic în laborator.

Utilizarea. Acidul azotic este utilizat la producerea îngrăşămintelor minerale, coloranților, substanțelor explozive etc. (*fig. 4.24*).

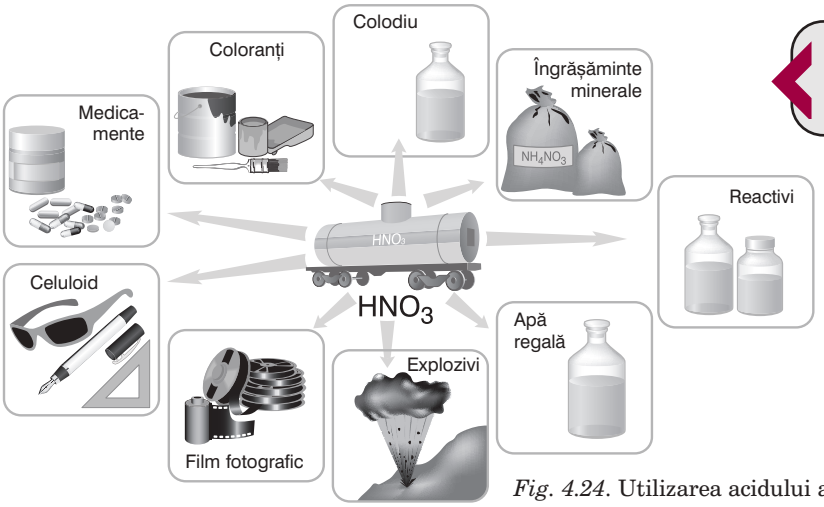


Fig. 4.24. Utilizarea acidului azotic.

Alcătuiește un eseu despre utilizarea acidului azotic.

4.10. Nitrații. Circuitul azotului în natură

Sărurile acidului azotic se numesc *nitrați*. Unele poartă denumirea veche de *silitre*. Toate sărurile acidului azotic se dizolvă bine în apă. Nitrații sînt folosiți ca îngrăşăminte minerale. Cel mai prețios este nitratul de potasiu KNO_3, care conține două elemente importante pentru plante – azot și potasiu.

Nitrații se obțin la interacțiunea acidului azotic cu baza sau sarea corespunzătoare:

$$HNO_3 + KOH = KNO_3 + H_2O$$

$$HNO_3 + NH_3 = NH_4NO_3$$

$$2HNO_3 + K_2CO_3 = 2KNO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Plantele asimilează nitrații și îi transformă în amoniac, care se transformă, la rîndul lui, în substanță organică. Acest lanț de transformări poate fi reprezentat astfel:

Nitrați NO_3^- → Nitriți NO_2^- → Amoniac NH_3 → Substanțe organice (proteine)

La putrezire, are loc procesul invers:

Substanțe organice (proteine) → Amoniac NH_3

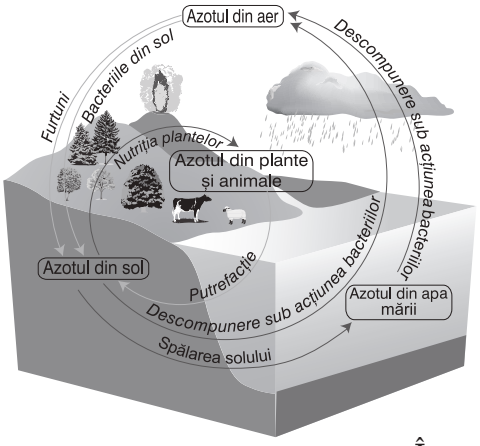
Astfel ar trebui să se mențină echilibrul azotului în sol. Acest echilibru este însă dereglat. Azotul în stare legată (în compuși) „părăsește“ solul împreună cu recolta. În plus, amoniacul format în urma putrefacției se transformă parțial în azot liber, care se degajă în atmosferă.

Nitratul natural $NaNO_3$ se numește *salpetru-de-Chile*. Nitratul de calciu $Ca(NO_3)_2$ se mai numește *salpetru-de-Norvegia*, iar NH_4NO_3 – *salpetru de amoniu*. Prima *silitră*, cunoscută încă de pe timpul alchimiștilor, este KNO_3, numită şi *salpetru indian*.

Echilibrul azotului în sol poate fi restabilit prin administrarea îngrășămintelor azotice (*fig. 4.25*).

Este interzisă utilizarea în exces a îngrășămintelor cu nitrați! De ce? Deoarece plantele sînt capabile să acumuleze cantități de nitrați mult peste cele admisibile. Nitrații se concentrează, de obicei, în partea inferioară a frunzelor și fructelor, mai aproape de tulpină și rădăcină. De exemplu, varza poate acumula în vîrful frunzelor circa 250 mg de nitrați la 1 kg de masă verde, iar în partea îngroșată a frunzelor – pînă la 1 450 mg de nitrați. Coaja de pepene verde adună 350 mg ioni de nitrați, iar miezul – doar 20 mg.

Fig. 4.25. Circuitul azotului în natură.



Legumele cu o concentrație mare de nitrați sînt foarte dăunătoare pentru sănătatea omului. Mai exact, dăunători sînt nu nitrații, ci nitriții – produșii de transformare a nitraților, care se obțin conform schemei:

$$\overset{+5}{K}NO_3 \rightarrow \overset{+3}{K}NO_2$$

nitrat de potasiu → *nitrit de potasiu*

În organismele vii, nitriții duc la modificarea eritrocitelor (globulele roșii din sînge), transformîndu-le în corpi de culoare brună.

Excesul de nitrați în sol este dăunător și prin faptul că poluează apele subterane. Aceste ape nu sînt potabile.

Orizonturile chimiei

Din *figura 4.24* rezultă că HNO_3 se întrebuințează la producerea substanțelor explozive. Caracterul exploziv al nitraților se datorează capacității lor de a se descompune la încălzire, formînd oxigen. De exemplu:

$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2$

La aprinderea explozivului se produc instantaneu mai multe reacții, care pot fi reprezentate prin ecuația sumară:

$2KNO_3 + 3C + S =$

$N_2\uparrow + 3CO_2\uparrow + K_2S + Q$

Se mai obține CO, K_2CO_3, K_2SO_4. Gazele se formează sub presiune mare și erup, producînd explozia.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Examinați schema de formare a acidului azotic și a nitraților în natură:

$$N_{2(aer)} \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2$$

Scrieți ecuațiile reacțiilor, indicați condițiile desfășurării lor. În ce mod acidul azotic din aer ajunge în sol?

2. Alcătuiți un scurt eseu după schema circuitului azotului în natură. Luați în considerare faptul că, în sol, azotul ajunge în urma activității bacteriilor și a descărcărilor electrice din timpul furtunilor. Din sol, el „pleacă“ împreună cu recolta, iar în procesul de putrefacție, bacteriile transformă azotul din substanțele organice în azot liber.

3. La apariția scînteilor între firele electrice și contactele de troleibuz, se degajă un gaz brun. Ce se întîmplă? Din ce cauză? Scrieți ecuațiile acestor reacții.

4. Pe timp de furtună, în apa de ploaie se descoperă mici cantități de HNO_3. De unde apare acidul azotic? Scrieți ecuațiile reacțiilor.

EVALUARE

1. Caracterizează acidul azotic după următorul algoritm:
   a) disociația; b) bazicitatea; c) denumirea restului acid.
2. Completează ecuațiile reacțiilor:
   a) $HNO_3 + ? \rightarrow KNO_3 + ?$ c) $HNO_3 + FeO \rightarrow ? + ?$
   b) $HNO_3 + Fe(OH)_3 \rightarrow ? + ?$ d) $HNO_3 + MgCO_3 \rightarrow ? + ? + ?$
   Scrie ecuațiile ionice complete și reduse.
3. Cu care din substanțele propuse va interacționa acidul azotic diluat: $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$, MgO, P_2O_5, CO_2, H_2SO_4, $CaCO_3$, SiO_2 ? Ce proprietăți, comune sau specifice, prezintă acidul în fiecare caz ?
4. O surcică mocnindă, introdusă într-un vas cu acid azotic concentrat, se aprinde. Explică fenomenul. Argumentează-ți răspunsul alcătuind ecuațiile reacțiilor.
5. Descrie domeniile de utilizare a acidului azotic și a sărurilor lui.

***6.** Se dă aer și apă. În ce mod, avînd la dispoziție toate mijloacele tehnice și fără a utiliza alte substanțe, cu excepția catalizatorilor, se poate obține sare ? Scrie ecuațiile reacțiilor respective.

7. Trei vase fără etichete conțin: HCl, H_2SO_4 și HNO_3. Cum vei determina conținutul fiecărui vas ? Scrie ecuațiile reacțiilor respective.
8. O sare este formată din elementele O, H și N, în care la 3 atomi de oxigen, revin 4 atomi de hidrogen și 2 atomi de azot. Ce sare este aceasta ?

***9.** Conținutul azotului în îngrășăminte se determină ca partea de masă a elementului într-un compus. Determină care îngrășămînt este cel mai bogat în azot: $NaNO_3$, $Ca(NO_3)_2$, KNO_3, NH_4NO_3. Numește îngrășămintele.

4.11. Fosforul

Poziția în sistemul periodic și structura atomului. Elementul chimic fosfor P este situat în perioada a III-a, în subgrupa principală a grupei a V-a. Alte caracteristici ale fosforului sînt indicate în *tabelul 4.1*.

Rolul biologic. Fosforul este numit „elementul vieții și al rațiunii“. Și pe bună dreptate. El este indispensabil activității creierului, contractării mușchilor, transmiterii informației ereditare, funcționării celulelor. Insuficiența de fosfor duce la dezvoltarea rahitismului. De aceea în rația alimentară zilnică a fiecărui om trebuie să intre alimente bogate în fosfor – pește, pîine neagră etc.

Fosforul, ca și azotul, este necesar plantelor în procesul de fotosinteză. El mărește rezistența plantelor la secetă și asigură creșterea lor.

Răspîndirea în natură. În scoarța terestră se află doar 0,12% de fosfor, iar în organismele vii – de zece ori mai mult. În natură, fosforul nu se întîlnește în stare

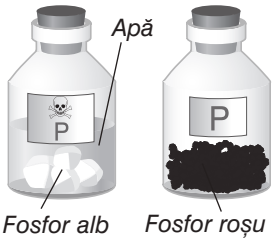


Fig. 4.26. Forme alotropice ale fosforului.

Apatit
$Ca_5(PO_4)_3F$

Fosforit
$Ca_3(PO_4)_2$

liberă (de ce?), ci doar sub formă de fosfat de calciu $Ca_3(PO_4)_2$, ce intră în componența minereurilor: *apatite* și *fosforite*.

Proprietățile fizice și chimice. Fosforul este o substanță solidă. El formează cîteva forme alotropice, cele mai cunoscute fiind *fosforul alb* și *fosforul roșu* (*fig. 4.26*). Aceste forme se deosebesc între ele după structură și proprietăți. Fosforul alb este otrăvitor, luminează în întuneric, oxidîndu-se în aer:

$$4P + 3O_2 = \underset{\text{oxid de fosfor (III)}}{2P_2O_3} + Q$$

Aproape toată energia acestei reacții se elimină sub formă de lumină. Fosforul alb se poate autoaprinde în aer. El este alcătuit din molecule P_4 cu legături covalente simple P-P. Alchimistul german H. Brand, căutînd iluzoric „piatra filozofală“, capabilă să transforme metalele în aur (a. 1669), a descoperit o substanță nouă, pe care a numit-o „fosfor“, adică „purtător de lumină“.

Fosforul alb este păstrat sub apă. La o încălzire ușoară, în lipsa aerului, el se transformă în fosfor roșu, stabil în condiții obișnuite. Fosforul roșu nu este otrăvitor. El arde în aer doar dacă este aprins, degajînd un fum alb, cu miros specific:

$$4P + 5O_2 = \underset{\text{oxid de fosfor (V)}}{2P_2O_5}$$

Utilizarea. Cele mai mari cantități de fosfor se folosesc la producerea industrială a acidului fosforic și a îngrășămintelor minerale. Alte domenii de utilizare a fosforului sînt prezentate în *fig. 4.27*.

Orizonturile chimiei

Fosforul roșu este utilizat la fabricarea chibriturilor. De menționat că chibritul a parcurs o cale lungă pînă să devină lipsit de pericol și accesibil. Chibriturile pe care le folosim se numesc „suedeze“, deoarece au fost fabricate pentru prima dată în Suedia.

Care sînt componentele de bază ale chibriturilor?
Se amestecă bine fosfor roșu, sticlă mărunțită și clei. Masa obținută se aplică pe părțile laterale ale cutiei de chibrituri. Vîrful chibritului se moaie într-un amestec de sare $KClO_3$ (clorat de potasiu), sticlă mărunțită, sulf și oxid de mangan (IV) MnO_2. La frecare, fosforul se aprinde. Procesul decurge conform schemei:

$$2KClO_3 \xrightarrow{[MnO_2]} 2KCl + 3O_2\uparrow$$

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$
(*fum caustic*)

$$S + O_2 = SO_2\uparrow$$

Vaporii formați la arderea chibriturilor sînt dăunători! Nu aprindeți multe chibrituri! Încercați să treceți, în întuneric, cu un chibrit peste marginea cutiei, fără a-l aprinde. Veți observa o urmă luminoasă. În acest moment fosforul roșu se transformă în fosfor alb.

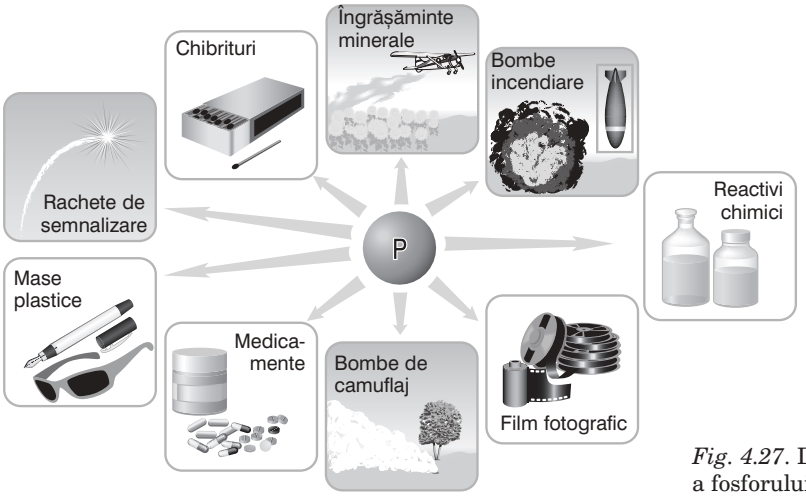


Fig. 4.27. Domeniile de utilizare a fosforului.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Din variantele propuse, alegeţi caracteristicile fosforului:
numărul atomic: a) 15; b) 31; c) 7; d) 14;
sarcina nucleului: a) +7; b) +15; c) +31; d) +14;
numărul de electroni: a) 31; b) 7; c) 15; d) 14;
numărul straturilor electronice: a) 2; b) 3; c) 4; d) 1;
numărul de electroni pe stratul exterior: a) 3; b) 5; c) 7; d) 15.

2. Caracterizaţi substanţa simplă fosforul:
a) formele alotropice;
b) proprietăţile fizice;
c) proprietăţile chimice.

EVALUARE

1. Caracterizează elementul chimic fosfor conform următorului algoritm: a) simbolul chimic; b) masa atomică relativă; c) poziția în sistemul periodic; d) structura atomului; e) valența și gradul de oxidare; f) formula și caracterul oxidului superior; g) formula și caracterul hidroxidului (acidului oxigenat).

2. Sub ce formă se întîlnește fosforul în natură ? De ce ?

3. Sub ce formă se degajă energia la oxidarea și arderea fosforului alb și roșu ? Scrie ecuațiile reacțiilor și indică posibilitățile de utilizare a lor.

4. Ce masă de oxid de fosfor (V) se formează la arderea fosforului cu masa de 124 g ?

***5.** Fosforul formează cu clorul doi compuși cu partea de masă a clorului de 77,45% și respectiv 85,13%. Stabilește formula moleculară a fiecărui compus.

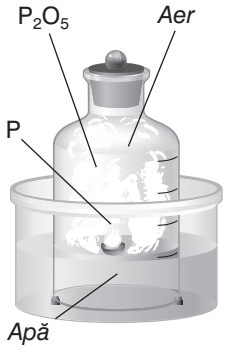


Fig. 4.28. Arderea fosforului roșu în aer, sub un clopot.

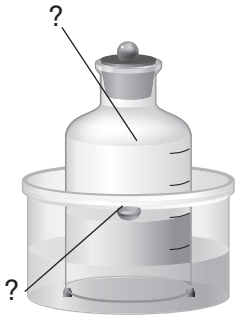


Fig. 4.29. De ce se ridică nivelul apei sub clopot după arderea fosforului? Unde a dispărut oxidul de fosfor (V)? Ce se găsește sub clopot deasupra nivelului apei?

4.12. Compușii fosforului

Cei mai importanți compuși ai fosforului sînt:

P_2O_5 (*oxid de fosfor (V)*) H_3PO_4 (*acid ortofosforic*) $Ca_3(PO_4)_2$; $CaHPO_4$; $Ca(H_2PO_4)_2$ (*fosfați*)

4.12.1. Oxidul de fosfor (V)

Oxidul de fosfor (V) P_2O_5, o substanță albă cristalină, este un oxid acid tipic, care interacționează energic cu apa. El atrage vaporii de apă chiar și din aer și „se topește“, transformîndu-se în *acid metafosforic lichid (fig. 4.28, 4.29)*:

$$P_2O_5 + H_2O = \underset{\text{acid metafosforic}}{2HPO_3}$$

De aceea, P_2O_5 este folosit la uscarea gazelor și ca agent deshidratant.

După compoziția sa, acidul metafosforic HPO_3 se aseamănă cu acidul azotic, dar, spre deosebire de HNO_3, el adiționează apa și se transformă în acid ortofosforic (sau, simplu, acid fosforic):

$$HPO_3 + H_2O \overset{t^o}{=} \underset{\text{acid fosforic}}{H_3PO_4} \quad \text{sau}$$

$$P_2O_5 + 3H_2O \overset{t^o}{=} 2H_3PO_4$$

4.12.2. Acidul fosforic și sărurile lui

Obținerea. Acidul fosforic H_3PO_4 poate fi obținut pe două căi. La interacțiunea oxidului de fosfor (V) cu apa se obține acid fosforic de puritate înaltă (*vezi mai sus*). A doua metodă constă în tratarea fosforitei cu acid sulfuric concentrat:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_{4\,(conc.)} \overset{t^o}{=} 2H_3PO_4 + 3CaSO_4\downarrow$$

Sulfatul de calciu este separat de lichidul siropos – acidul fosforic.

Proprietățile fizice. Acidul ortofosforic anhidru este o substanță solidă, albă, care se dizolvă bine în apă. În condiții obișnuite, H_3PO_4 este un lichid siropos.

Proprietățile chimice. Acidul fosforic prezintă toate proprietățile comune acizilor.

Disocierea acidului fosforic decurge în trei etape:

Ca acid tare Etapa I $H_3PO_4 = H^+ + H_2PO_4^-$
ion de dihidrogenofosfat

Ca acid slab
Etapa a II-a $H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$
ion de hidrogenofosfat
Etapa a III-a $HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$
ion de fosfat

Acid de tărie medie $H_3PO_4 \rightleftarrows 3H^+ + PO_4^{3-}$

Interacțiunea cu alcaliile și amoniacul. În funcție de cantitatea de alcalie luată pentru reacție, se pot forma trei tipuri de săruri ale acidului fosforic:

$$H_3PO_4 + NaOH = NaH_2PO_4 + H_2O$$
dihidrogenofosfat de sodiu

$$H_3PO_4 + 2NaOH = Na_2HPO_4 + 2H_2O$$
hidrogenofosfat de sodiu

$$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$$
fosfat de sodiu

Astfel, se formează două săruri acide: dihidrogenofosfatul de sodiu NaH_2PO_4, hidrogenofosfatul de sodiu Na_2HPO_4 și sarea neutră fosfatul de sodiu Na_3PO_4.

Majoritatea sărurilor neutre (fosfații) sînt insolubile în apă, iar sărurile acide, mai ales dihidrogenofosfații, sînt solubile.

La barbotarea amoniacului printr-o soluție de acid fosforic, se formează doar săruri acide:

$$H_3PO_4 + NH_3 = NH_4H_2PO_4 \qquad H_3PO_4 + 2NH_3 = (NH_4)_2HPO_4$$
dihidrogenofosfat de amoniu — *hidrogenofosfat de amoniu*

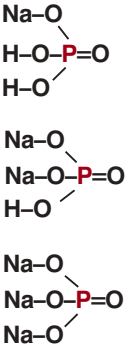
Fosfații de amoniu sînt îngrășăminte minerale prețioase, deoarece conțin simultan două elemente nutritive importante – azot și fosfor. De aceea, fosfații de amoniu sînt considerați îngrășăminte compuse. Denumirea lor tehnică este:

amofos – $NH_4H_2PO_4$; *diamofos* – $(NH_4)_2HPO_4$.

Interacțiunea fosfaților cu acizii. Fosfații neutri insolubili interacționează cu acizii tari și se transformă în săruri acide solubile. Astfel, la tratarea fosforitei naturale $Ca_3(PO_4)_2$ cu acid fosforic, se formează dihidrogenofosfatul de calciu:

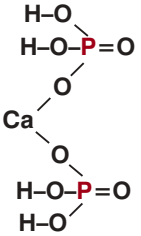
$$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$$
fosfat de calciu — *dihidrogenofosfat de calciu*

Formulele grafice ale fosfaților de sodiu



Sub formă de săruri complexe ale acidului fosforic (de exemplu, monofluorofosfat de sodiu, fosfat de calciu, tetrasodiumpirofosfat etc.), fosforul intră în componența pastelor de dinți.

Dihidrogenofosfatul de calciu



În soluția apoasă (sau în sol), produsul reacției disociază:

$$Ca(H_2PO_4)_2 = Ca^{2+} + 2H_2PO_4^-$$

Plantele asimilează ionul de dihidrogenofosfat $H_2PO_4^-$.

Dihidrogenofosfatul de calciu $Ca(H_2PO_4)_2$ este folosit ca îngrășământ solubil, numit *superfosfat dublu*. Este oare acesta un îngrășământ simplu sau compus (ca amofosul)? Deși conține două elemente nutritive (P și Ca), dihidrogenofosfatul de calciu este considerat un îngrășământ simplu, deoarece prin intermediul lui, în sol este introdus un singur element nutritiv – fosforul. Iar calciu în sol se găsește îndeajuns.

Există și alte îngrășăminte de fosfor, pe care le vom studia mai tîrziu. Acum trebuie să reținem doar că omul „întoarce“ fosforul în sol sub formă de îngrășăminte minerale: superfosfat $Ca(H_2PO_4)_2$, amofos $NH_4H_2PO_4$, diamofos $(NH_4)_2HPO_4$ și făină de fosforite $Ca_3(PO_4)_2$ (pentru solurile acide).

EXPERIENȚA de laborator nr. 8

Studierea mostrelor de îngrășăminte minerale

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Utilaj și reactivi: stativ cu eprubete, linguriță (spatulă), îngrășăminte uscate: silitră amoniacală NH_4NO_3, sulfat de amoniu $(NH_4)_2SO_4$, clorură de potasiu KCl, silitră de potasiu KNO_3, făină de fosforite $Ca_3(PO_4)_2$, superfosfat dublu $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$, pahar cu apă.

Experiența 8.1. *Studierea aspectului exterior al îngrășămintelor*

Examinați culoarea, mărimea și forma cristalelor sau a granulelor de îngrășăminte propuse: silitră amoniacală NH_4NO_3, sulfat de amoniu $(NH_4)_2SO_4$, clorură de potasiu KCl, făină de fosforite $Ca_3(PO_4)_2$, superfosfat dublu $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$, silitră de potasiu KNO_3. Notați rezultatele în tabel:

Denumirea și compoziția îngrășămîntului	Aspectul exterior	Solubilitatea în apă

Experiența 8.2. *Studierea solubilității îngrășămintelor*

Turnați în 6 eprubete numerotate cîte 2 ml de apă distilată. Introduceți în ele cîte o linguriță de fiecare îngrășămînt (în ordinea: NH_4NO_3, $(NH_4)_2SO_4$, KCl, KNO_3, $Ca_3(PO_4)_2$ și $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$). Agitați conținutul eprubetelor, urmărind solubilitatea îngrășămintelor în apă. Scrieți rezultatele în tabel (solubil, puțin solubil sau insolubil).

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Ce proprietate a fosfaților insolubili stă la baza reacției de obținere a superfosfatului dublu? Scrieți ecuația acestei reacții, numiți substanțele reactante. Scrieți ecuația disociației electrolitice a produsului și numiți ionii. Sub forma cărui ion plantele asimilează fosforul?

2. Plantele pot asimila elementele nutritive doar sub formă de ioni, care există în soluția solului: K^+, NH_4^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}, Fe^{3+}, NO_3^-, $H_2PO_4^-$. Scrieți formulele și numiți substanțele cu ajutorul cărora pot fi introduși în sol acești ioni. Care dintre ioni există în sol în cantități suficiente și care trebuie introduși sub formă de îngrășăminte minerale? Numiți aceste îngrășăminte.

Verificați-vă cunoștințele, scriind ecuațiile disociației electrolitice a substanțelor alese în soluțiile apoase.

EVALUARE

1. Descrie proprietățile chimice ale oxidului de fostor (V) conform reacțiilor cu: a) apa; b) alcaliile (NaOH, KOH); c) oxizii bazici (CaO).
2. Scrie ecuațiile tuturor etapelor de disociere a acidului fosforic. Numește ionii formați.
3. Descrie proprietățile chimice ale acidului fosforic conform reacțiilor cu: a) metalele (Na); b) oxizii bazici (CaO); c) alcaliile (NaOH, KOH). Indică particularitățile reacției de neutralizare cu una, două sau trei molecule de NaOH sau KOH. Scrie ecuațiile ionice pentru punctul (c).
4. Care dintre aceste reacții pot avea loc:
   a) $H_3PO_4 + NH_3 \rightarrow$ b) $H_3PO_4 + 2NH_3 \rightarrow$ c) $H_3PO_4 + 3NH_3 \rightarrow$ d) $H_3PO_4 + 4NH_3 \rightarrow$
   Completează ecuațiile. Numește substanțele obținute. Care este denumirea lor tehnică (ca îngrășăminte) ? La ce tip de îngrășăminte se referă ele: simple sau compuse ?
5. Citește informația de pe tubul cu pasta de dinți, pe care o folosești, și marchează în caiet componenții – sărurile de acid fosforic.
6. Descrie circuitul fosforului în natură.

4.13. Carbonul

Dintre toate nemetalele, carbonul se impune în viața noastră într-un mod cu totul deosebit. Se poate spune că trăim într-o lume a carbonului. Acest element uluitor constituie baza unui număr enorm de compuși organici, care, la rîndul lor, reprezintă toată lumea vie. Petrolul, gazul natural sînt amestecuri de compuși organici ai carbonului. Primele noțiuni despre compușii organici ai carbonului le vom studia în următorul compartiment. Mai jos sînt caracterizați compușii anorganici ai carbonului, care, de asemenea, prezintă interes teoretic și practic.

PERIOADE	RÎNDURI	IV
I	1	
II	2	6 C CARBON 12,011
III	3	14 Si SILICIU 28,086
IV	4	
	5	32 Ge GERMANIU 72,61
V	6	
	7	50 Sn STANIU 118,71
VI	8	
	9	82 Pb PLUMB 207,19
VII	10	
	11	
		RO_2
		RH_4

4.13.1. Caracterizarea generală

Din *compușii anorganici* fac parte carbonul, oxizii de carbon, acidul carbonic și sărurile lui. Majoritatea compușilor anorganici sînt răspîndiți în natură și joacă un rol important în viața cotidiană. Astfel, diamantul și grafitul reprezintă carbon pur, iar calcarul, creta și marmura – carbonatul de calciu $CaCO_3$. Gazul pe care îl expirăm și pe care plantele îl absorb se numește *dioxid de carbon* CO_2 sau oxid de carbon (IV).

Poziția în sistemul periodic și structura atomului. Elementul chimic carbon C este situat în perioada a doua, subgrupa principală a grupei a IV-a.

Structura atomului este următoarea:

Carbon $^{12}_{6}C$ (+6)))
$2\bar{e}$ $4\bar{e}$

Atomul de carbon are 4 electroni de valență $\cdot\dot{\underset{\cdot}{C}}\cdot$; sarcina nucleului +6.

Fenomenul existenței mai multor substanțe simple formate de unul și același element chimic se numește *alotropie*.

În compuși, carbonul are, de obicei, valența 4, rareori 2 (de exemplu, în CO). În reacțiile chimice, el manifestă proprietățile unui nemetal tipic. Carbonul, avînd 4 electroni pe stratul electronic exterior, poate, în egală măsură, ceda sau adiționa 4 electroni, prezentînd gradul de oxidare +4 (ca reducător), respectiv –4 (ca oxidant):

reducător $\overset{0}{C} - 4\bar{e} \rightarrow \overset{+4}{C}$ $(\overset{+4}{C}O_2)$;

oxidant $\overset{0}{C} + 4\bar{e} \rightarrow \overset{-4}{C}$ $(\overset{-4}{C}H_4)$.

4.13.2. Substanța simplă carbon și formele ei alotropice

Principala proprietate a atomilor de carbon este capacitatea lor de a se lega între ei, formînd diferite catene, pe baza celor patru electroni de valență. În funcție de modul de legare a atomilor, există cîteva *forme alotropice* ale carbonului: diamantul, grafitul, carbinul, fulerena.

Fig. 4.30. Însemnele regale britanice, în care sînt încrustate fragmente din diamantul Cullinan.

Diamantul. Fiecare atom de carbon din componența diamantului formează patru legături covalente cu alți atomi (*fig. 4.31*). Astfel, se obține o rețea cristalină atomică cu legături identice foarte trainice. Diamantul este una dintre cele mai dure substanțe simple.

El se utilizează, în special, la fabricarea instrumentelor de tăiere, a coloanelor de foraj, a roților de șlefuire etc. Diamantele șlefuite, care au anumite forme geometrice, sînt numite *briliante*. Mărimea diamantului se măsoară în carate (1 carat ~0,2 g). Cel mai mare diamant, Cullinan, are 3 024 carate (~620 g).

Grafitul este o substanță solidă, uleioasă la pipăit, gri-neagră și cu luciu metalic. Are o structură stratiformă. Fiecare atom de carbon din componența grafitului este legat prin trei legături identice cu trei atomi vecini, formînd rețele plate destul de trainice (*fig. 4.32*) și folosind pentru aceasta cîte trei electroni. Al patrulea electron

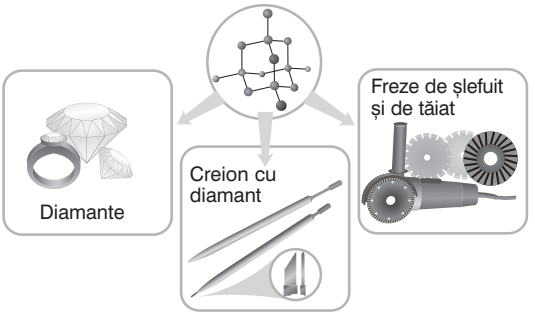


Fig. 4.31. Structura diamantului și utilizarea lui.

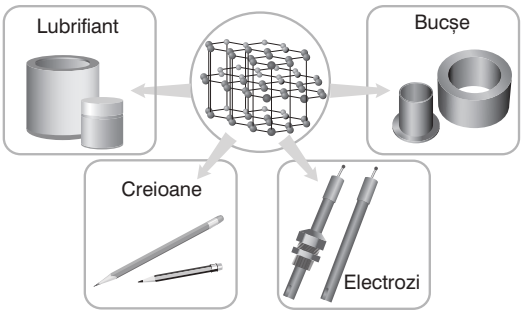


Fig. 4.32. Structura grafitului și utilizarea lui.

rămîne liber și formează un cuplu instabil cu un electron al altui atom de carbon, din rețeaua superioară sau inferioară. Acest cuplu se scindează ușor, de aceea grafitul conduce bine curentul electric și este folosit la confecționarea electrozilor (de exemplu, pentru baterii). Datorită unei asemenea structuri, straturile de grafit se deplasează ușor, iar la aplicarea unei forțe se desprind „solzi“ de grafit, fapt pentru care el este folosit în tehnică, la ungerea suprafețelor ce se rod în urma fricțiunii, precum și la fabricarea creioanelor.

Grafit.

Grafitul este cea mai greu fuzibilă substanță simplă. Temperatura sa de topire depășește 3 500°C. El este folosit pentru placarea duzelor (tuburilor) la rachete.

Carbonul amorf (necristalin) reprezintă un praf negru-cenușiu. El este folosit ca ingredient la producerea cauciucului negru. Carbonul amorf se obține la arderea incompletă a gazului natural:

$$CH_4 + O_2 = C + 2H_2O$$

În natură, carbonul amorf se găsește în cantități enorme, sub formă de zăcăminte de cărbune. Din acestea se obțin diferite produse (*fig. 4.34*).

Alte două forme alotropice, carbinul și fulerena, sînt descrise la rubrica „Orizonturile chimiei“.

Răspîndirea în natură. Precum s-a menționat, în natură, carbonul se găsește în stare liberă sub formă de diamant, grafit și carbon amorf. Dintre compușii anorganici ai carbonului, cei mai răspîndiți sînt carbonații:

$CaCO_3$ – cretă, marmură, calcar, spat de Islanda;

$MgCO_3 \cdot CaCO_3$ – dolomită;

$MgCO_3$ – magnezită.

Orizonturile chimiei

Carbinul și fulerena sînt două forme alotropice ale carbonului, obținute pe cale sintetică.

Carbinul este o substanță albă, alcătuită din catene liniare de tipul:

= C = C = C = C =

sau – C ≡ C – C ≡ C –

Fulerenele au fost obținute la sfîrșitul anilor ’80 ai secolului XX. Ele conțin un număr mare de atomi de carbon (60-160) și au o structură complicată, semănînd cu o minge de fotbal, constituită din hexagoane și pentagoane (*fig. 4.33*).

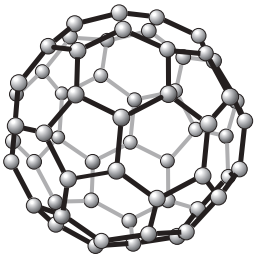


Fig. 4.33. Structura fulerenei.

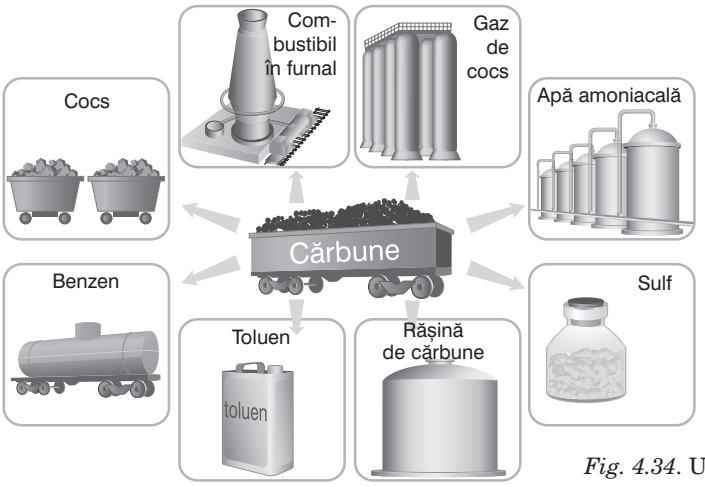


Fig. 4.34. Utilizarea cărbunelui.

Obținerea. Diamantul și grafitul se extrag din adîncul pămîntului. Diamantul se întîlnește rar (Africa de Sud, Siberia). El este foarte scump (mai scump chiar decît aurul). În prezent, diamantul este obținut și pe cale sintetică (în principal, pentru scopuri tehnice).

La prelucrarea chimică a cărbunelui natural, se obțin multe substanțe prețioase pentru industria chimică. *Cocsul*, restul solid, rămas după prelucrare, este carbon aproape pur.

4.13.3. Proprietățile chimice ale carbonului

La temperatură obișnuită, carbonul este inert (pasiv), iar la temperaturi înalte, devine activ. Ca nemetal, el se poate comporta atît ca reducător (cedînd electroni), cît și ca oxidant (adiționînd electroni).

1. Interacțiunea cu oxigenul. În exces de oxigen, carbonul arde, degajînd căldură:

$$\underset{\substack{-4\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{\overset{0}{C}} + \underset{\substack{+4\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{\overset{0}{O_2}}\uparrow = 2\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}\uparrow + Q \text{ (ardere completă)}$$

Orizonturile chimiei

- Oxidul de carbon (II) (gazul de cahlă) pătrunde în sînge și leagă fierul din hemoglobină, blocîndu-i activitatea de transportare a oxigenului în organism. În asemenea situații poate surveni moartea. Primul ajutor în caz de intoxicare cu gaz de cahlă este aerul proaspăt, oxigenul, respirația artificială. Oxigenul pătrunde în sînge, înlătură moleculele de CO și astfel, omul este salvat.
- Aerul inspirat conține: 78% azot, 21% oxigen, 0,03% dioxid de carbon și 0,97% alte gaze. Aerul expirat conține: 78,7% azot, 16,3% oxigen, pînă la 4% dioxid de carbon și pînă la 1% alte gaze. Evident, compoziția indicată mai sus este relativă.

Simbolul Q din această ecuație are o importanță deosebită; datorită efectului exotermic al reacției, se încălzesc încăperile, se gătește mîncarea, se topesc metalele, circulă trenurile etc.

În insuficiență de oxigen, carbonul formează oxidul de carbon (II) CO, numit și *gaz de cahlă*, o substanță foarte nocivă:

$$\underset{\substack{-2\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{2\overset{0}{C}} + \underset{\substack{+4\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{\overset{0}{O_2}} \overset{t^\circ}{=} 2\overset{+2}{C}\overset{-2}{O}\uparrow + Q \text{ (ardere incompletă)}$$

Oxidul de carbon (II) se poate forma nu doar la arderea incompletă a carbonului, ci și la încălzirea cu carbon a produsului arderii complete (CO_2): $C + CO_2 \overset{t^\circ}{=} 2CO$

2. Interacțiunea cu oxizii metalelor. Carbonul (cărbune, grafit, cocs) este cel mai ieftin, accesibil și important reducător pentru obținerea din minereuri a metalelor (cupru, fier, staniu, zinc). În procesul de obținere a fontei se folosește cocsul; acesta reduce fierul conform ecuației:

$$\underset{\substack{-2\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{3\overset{0}{C}} + \underset{\substack{+6\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{\overset{+3}{Fe_2}O_3} = 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+2}{C}O\uparrow$$

Oxidul de carbon (II) este de asemenea un reducător eficient:

$$\underset{\substack{+6\bar{e}\\ \textit{oxidant}}}{\overset{+3}{Fe_2}O_3} + \underset{\substack{-2\bar{e}\\ \textit{reducător}}}{3\overset{+2}{C}O} = 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}O_2\uparrow$$

3. Interacțiunea cu hidrogenul are loc la încălzire, în prezența unui catalizator metalic (nichel):

$$\underset{\substack{+4\bar{e}\\ oxidant}}{\overset{0}{C}} + \underset{\substack{-2\bar{e}\\ reducător}}{2\overset{0}{H_2}} \xlongequal{t^o[Ni]} \underset{metan}{\overset{-4+1}{CH_4}}\uparrow$$

Metanul este componentul principal al gazului natural. El se folosește în calitate de combustibil:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + Q$$

*4. *Interacțiunea cu metalele.* La interacțiunea carbonului cu metalele, se formează *carburi*:

$$\underset{\substack{+1\bar{e}\\ oxidant}}{2\overset{0}{C}} + \underset{\substack{-2\bar{e}\\ reducător}}{\overset{0}{Ca}} \overset{t^o}{=} \underset{\substack{carbură\\ de\ calciu}}{\overset{+2-1}{CaC_2}} \qquad \underset{\substack{+4\bar{e}\\ oxidant}}{3\overset{0}{C}} + \underset{\substack{-3\bar{e}\\ reducător}}{4\overset{0}{Al}} \overset{t^o}{=} \underset{\substack{carbură\\ de\ aluminiu}}{\overset{+3-4}{Al_4C_3}}$$

Carburile au deseori o compoziție care nu corespunde cu valența elementelor. De exemplu, Fe_3C (partea componentă a fontei), CaC_2 ș.a. Unele carburi se descompun în reacția cu apa, formînd compuși hidrogenați ai carbonului. De exemplu:

$$Al_4C_3 + 12HOH = \underset{metan}{3CH_4\uparrow} + 4Al(OH)_3 \qquad CaC_2 + 2HOH = \underset{acetilenă}{C_2H_2\uparrow} + Ca(OH)_2$$

Reacția de obținere a acetilenei este folosită la sudarea și tăierea metalelor datorită temperaturii înalte de ardere a acesteia.

Utilizarea carbonului. Carbonul pur, numit și *cocs*, este folosit la obținerea metalelor din minereuri, a carburilor, alcoolului metilic ș.a.

Bine-cunoscutele pastile de cărbune activat sînt folosite în caz de intoxicație alimentară. Ce este cărbunele activat și care este acțiunea lui?

La încălzirea lemnului, în lipsa aerului, se formează așa-numitul *cărbune de lemn* (mangal) (*fig. 4.35*). El conține o mulțime de pori, de aceea prezintă proprietăți deosebite. Dacă mangalul este pus într-un vas cu apă colorată, aceasta se decolorează imediat. Prin urmare, cărbunele poros absoarbe substanțele dizolvate. El absoarbe ușor și diferite gaze.

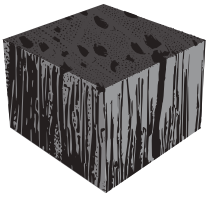


Fig. 4.35. Structura microporoasă a lemnului, păstrată în cărbunele de lemn.

Fenomenul de fixare a substanțelor pe suprafața unui corp solid se numește adsorbție.

Cu cît mai mulți pori conține suprafața, cu atît mai eficientă este adsorbția. Pentru epurarea apei, aerului, a soluțiilor, este folosit *cărbunele activat*. Savantul chimist N. Zelinski (originar din Moldova) a utilizat, bunăoară, cărbunele activat la fabricarea măștilor antigaz, folosite pentru prima dată în Primul Război Mondial.

Nikolai Zelinski (1861-1953)
Chimist rus, născut la Tiraspol. Academician.

În *figura 4.36* sînt redate domeniile de utilizare a carbonului.

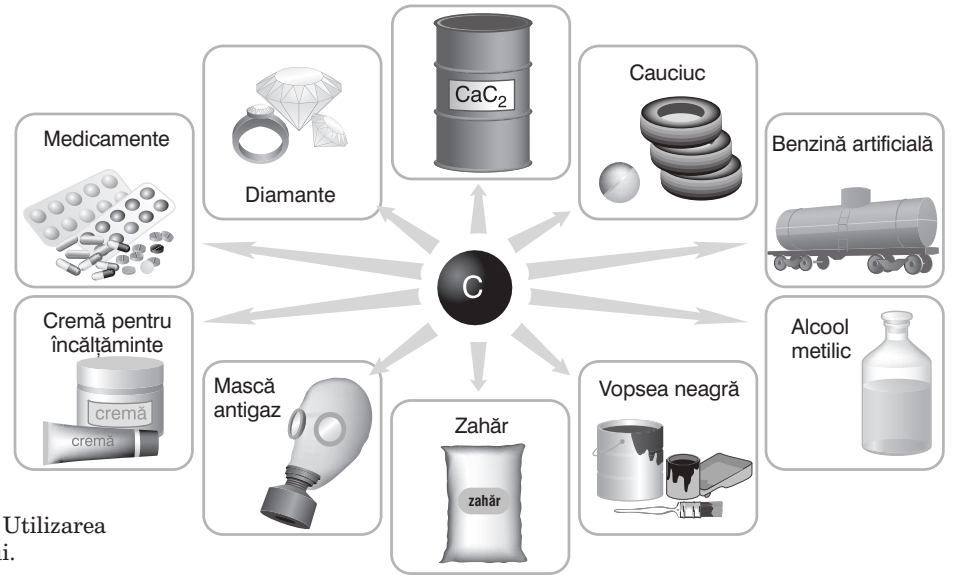
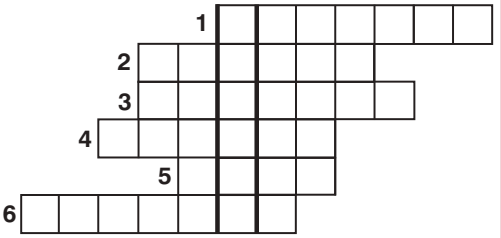


Fig. 4.36. Utilizarea carbonului.

REBUS CHIMIC

Completînd careurile pe orizontală, vei citi, pe verticală, denumirea elementului cu un număr record de compuși organici:

1. Sursă de căldură.
2. Este utilizat la confecționarea creioanelor.
3. Compusul format de metale și carbon.
4. Formă alotropică a carbonului, obținută pe cale sintetică.
5. Hidrogenocarbonatul de sodiu este ... alimentară.
6. Formă alotropică a carbonului.



LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Completați ecuațiile reacțiilor:

a) $C + O_{2(exces)} \xrightarrow{t^o} ? + Q$ c) $Fe_2O_3 + C \xrightarrow{t^o} ? + ? - Q$ e) $C + H_2 \xrightarrow{t^o} ? + Q$

b) $C + O_{2(insuficiență)} \xrightarrow{t^o} ? + Q$ d) $FeO + CO \xrightarrow{t^o} ? + ?$ f) $CO + O_2 \xrightarrow{t^o} ? + Q$

2. Se vor degaja oare cantități egale de căldură la arderea cocsului, diamantului și grafitului cu cantitatea de substanță 1 mol? Argumentați-vă răspunsul alcătuind ecuația reacției.

***3.** Completați ecuațiile reacțiilor, numiți produșii:

a) $Ca + ? \xrightarrow{t^o} CaC_2$ c) $CaC_2 + HOH \rightarrow Ca(OH)_2 + ?$

b) $Al + ? \xrightarrow{t^o} Al_4C_3$ d) $Al_4C_3 + HOH \rightarrow Al(OH)_3 + ?$

Care din aceste reacții are însemnătate practică?

4. Cîndva, un savant ciudat a topit un amestec de diamant și fier. Oare ce a obținut?

5. Alcătuiți un eseu după schema utilizării carbonului.

EVALUARE

1. Alege răspunsul corect. Nucleul atomului de carbon are sarcina:
   a) +12; b) +6; c) +2.
2. Indică tipul legăturilor chimice dintre atomii de carbon în substanța simplă carbon și în formele lui alotropice. Caracterizează fiecare formă alotropică și descrie întrebuințarea ei.
3. Compară formele alotropice ale carbonului cu cele ale oxigenului. Ce stă la baza diferențierii dintre formele alotropice ale acestor elemente ?
4. Cum poate fi demonstrat că diamantul și grafitul sînt forme alotropice ale carbonului ?

*5. În industrie, carbura de calciu este obținută prin calcinarea cărbunelui cu var nestins. Calculează masa oxidului de calciu și masa carbonului, necesare pentru a obține 1 t de carbură de calciu.

4.14. Compușii anorganici ai carbonului

Dintre compușii anorganici ai carbonului, cei mai importanți și mai răspîndiți sînt: oxidul de carbon (IV) CO_2, acidul carbonic H_2CO_3 și sărurile lui, numite *carbonați* și *hidrocarbonați*:

CO_2	H_2CO_3	Na_2CO_3	$NaHCO_3$
oxid de carbon (IV)	*acid carbonic*	*carbonat de sodiu*	*hidrogenocarbonat de sodiu*

Orizonturile chimiei

În Italia există o peșteră în care, din crăpăturile pămîntului, se degajă dioxid de carbon; acesta se acumulează deasupra solului, formînd un strat gros de circa 40 cm. Ea a fost botezată „peștera cîinilor". Oamenii trec prin ea și nu pățesc nimic, dar cîinii mor. De ce?

4.14.1. Oxidul de carbon (IV)

Structura. Molecula de CO_2 conține două legături covalente duble polare: O=C=O. În ansamblu însă, molecula este nepolară și se leagă slab cu alte molecule de CO_2. De aceea, gheața uscată (CO_2 solid) se volatilizează fără a se topi, adică se sublimează (amintiți-vă de sublimarea iodului).

Obținerea. În natură, oxidul de carbon (IV) se formează la oxidarea și arderea compușilor ce conțin carbon, precum și la respirația animalelor și plantelor. Conținutul atmosferic al dioxidului de carbon este de circa 0,03%. În laborator, oxidul de carbon (IV) se obține la acțiunea acidului clorhidric asupra marmurei (*fig. 4.37*):

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

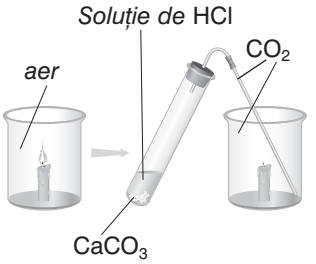


Fig. 4.37. Obținerea CO_2 în laborator.

Proprietățile fizice. Oxidul de carbon (IV) este un gaz incolor, de 1,5 ori mai greu decît aerul. Are solubilitate redusă: într-un volum de apă, la presiune obișnuită, se dizolvă aproximativ un volum de CO_2.

Proprietățile chimice. Fiind un oxid acid tipic, oxidul de carbon (IV) interacționează cu apa (reversibil), cu oxizii bazici (de exemplu, cu CaO), cu bazele alcaline (NaOH, $Ca(OH)_2$). De asemenea CO_2 interacționează cu unele săruri ($CaCO_3$ + H_2O) şi cu carbonul. (Unele dintre aceste proprietăți vor fi analizate în continuare.)

Scrie ecuațiile acestor reacții.

Se știe că oamenii și animalele nu pot trăi într-o atmosferă cu exces de dioxid de carbon, iar plantele îl absorb la lumină. Acest proces, numit *fotosinteză*, decurge conform schemei:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{\text{lumină, clorofilă}} \underset{\textit{glucoză}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2\uparrow - Q$$

Utilizarea. Oxidul de carbon (IV) are multe domenii de utilizare (*fig. 4.38*).

Alcătuiește un eseu după schema utilizării dioxidului de carbon.

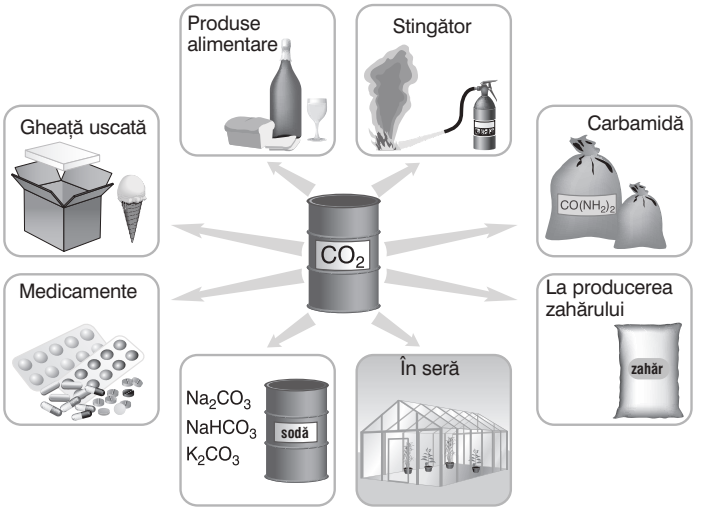
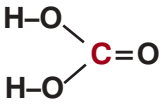


Fig. 4.38. Utilizarea oxidului de carbon (IV).

4.14.2. Acidul carbonic și sărurile lui



Oxidul de carbon (IV) este un oxid acid. Dizolvîndu-se în apă, CO_2 interacționează parțial cu ea. Se formează acidul carbonic H_2CO_3, instabil, care se scindează din nou:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

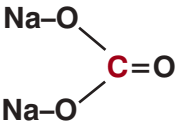
Acidul carbonic nu există ca reactiv chimic.

Acidul carbonic este un acid dibazic slab. Acesta disociază în două etape:

Etapa I $\quad H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$ – *ion de hidrogenocarbonat*

Etapa a II-a $\quad HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$ – *ion de carbonat*

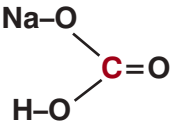
$$H_2CO_3 \rightleftarrows 2H^+ + CO_3^{2-}$$



De aici rezultă că acidul carbonic formează două tipuri de săruri – neutre și acide. De exemplu:

Săruri neutre (carbonați) $\quad Na_2CO_3$, $CaCO_3$, $MgCO_3$, $BaCO_3$

Săruri acide (hidrogenocarbonați) $\quad NaHCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$



Acidul carbonic este instabil și nu există ca reactiv chimic. Iar sărurile lui, carbonații, sînt substanțe solide,

bine-cunoscute și întrebuințate pe larg. De exemplu, $CaCO_3$ este calcarul, creta, marmura, Na_2CO_3 este soda calcinată, $NaHCO_3$ – soda alimentară.

Obținerea și proprietățile carbonaților. Carbonații se obțin prin reacția oxidului de carbon (IV) cu oxizii bazici sau alcaliile:

$$CaO + CO_2 = \underset{\textit{carbonat de calciu}}{CaCO_3}$$

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$$

La barbotarea dioxidului de carbon prin apa de var sau prin hidroxidul de bariu (soluție de $Ca(OH)_2$ sau de $Ba(OH)_2$), se formează un precipitat alb sau se observă o tulburare, ceea ce servește la *identificarea* oxidului de carbon (IV) și a carbonaților:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

$$Ca^{2+} + 2OH^- + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

În exces de CO_2, precipitatul de carbonat de calciu se dizolvă, formînd hidrogenocarbonatul de calciu:

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = \underset{\textit{hidrogenocarbonat de calciu}}{Ca(HCO_3)_2}$$

Carbonații tuturor metalelor (cu excepția celor alcaline!) se descompun la încălzire. De exemplu, calcarul $CaCO_3$ se descompune în var nestins și dioxid de carbon:

$$\underset{\textit{carbonat de calciu}}{CaCO_3} \overset{t^o}{=} \underset{\textit{oxid de calciu}}{CaO} + CO_2\uparrow$$

Prezența hidrogenocarbonaților de calciu și de magneziu în apă îi conferă *duritate temporară*. La încălzirea apei, are loc descompunerea sării acide:

$$Ca(HCO_3)_2 \overset{t^o}{=} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

Carbonatul de calciu se depune pe pereții vasului, iar dioxidul de carbon se elimină. Deci, prin încălzire sînt îndepărtate sărurile acide de calciu și magneziu din apa dură. Astfel, este *înlăturată duritatea temporară* sau *carbonică* a apei.

Ecuațiile de mai sus explică un fenomen important din natură; ele stau la baza „transportării“ în adîncuri și la suprafața solului a mii de tone de calcar. Transportorii sînt CO_2 și H_2O, care dizolvă calcarul. Apele duc apoi calcarul în alte părți, pînă cînd, la încălzire, se formează din nou depuneri de calcar.

Să nu uităm că $NaHCO_3$ este *soda alimentară*, iar Na_2CO_3 este *soda calcinată*, dăunătoare pentru organismele vii.

Orizonturile chimiei

- Acidul carbonic nu există ca reactiv chimic. El este obținut prin saturarea apei cu dioxid de carbon. Băuturile gazoase – apa minerală, limonada – conțin dioxid de carbon dizolvat sub presiune. Iar în sticlele cu vinuri spumante, dioxidul de carbon apare în procesul de fermentație a mustului. Dioxidul de carbon se formează și la fermentarea aluatului cu drojdii, ceea ce face ca el să crească.
- Hidrogenocarbonații se descompun la încălzire, formînd două gaze: CO_2 și H_2O (vapori). Iată de ce, la pregătirea aluatului, se adaugă hidrogenocarbonat de sodiu sau de amoniu, care umflă aluatul:

$$2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$NH_4HCO_3 = NH_3\uparrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

Alcătuiește un eseu despre circuitul carbonului în natură.

EXPERIENȚA de laborator nr. 9

Identificarea ionului de carbonat CO_3^{2-} și a oxidului de carbon (IV) CO_2

(Consultați normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Experiența 9.1. *Identificarea ionului de carbonat CO_3^{2-}*

Reactivi: soluții de Na_2CO_3 sau K_2CO_3, HCl, stativ cu eprubete.

Turnați într-o eprubetă ~1 ml soluție de carbonat de sodiu sau de potasiu și adăugați 1 ml soluție de acid clorhidric. Ce observați ? Scrieți ecuația reacției în forma moleculară și ionică.

Experiența 9.2. *Identificarea oxidului de carbon (IV) CO_2*

Utilaj și reactivi: cîteva bucățele de marmură, soluție de acid clorhidric, apă de var, dop cu tub pentru evacuarea gazelor, stativ metalic cu cleștar, stativ cu eprubete, spirtieră, surcea.

Introduceți într-o eprubetă 2-3 bucățele de marmură. Turnați în ea 2 ml soluție de acid clorhidric. Închideți repede eprubeta cu dopul prevăzut cu tub pentru evacuarea gazelor, apoi așezați-o în stativul pentru eprubete sau fixați-o cu clema stativului metalic. Introduceți capătul tubului într-o eprubetă uscată (cu gura în sus) pentru a capta CO_2. Fixați eprubeta cu oxid de carbon (IV) în stativ. Introduceți surcica arzîndă în eprubeta cu CO_2. Ce observați ? Explicați cele observate.

Turnați în altă eprubetă apă de var și, introducînd tubul pentru evacuarea gazelor, treceți prin ea CO_2 pînă la tulburarea apei de var. Continuați barbotarea pînă la limpezirea apei de var. Scrieți ecuațiile reacțiilor respective în formă moleculară și ionică. Explicați cele observate.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

Completați ecuațiile reacțiilor:

1) $CO_2 + H_2O \rightleftarrows$?

2) $CaO + CO_2 \rightarrow$?

3) $NaOH + CO_2 \rightarrow$? + ?

4) $NaOH + CO_{2(exces)} \rightarrow$?

5) $Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$? + ?

6) $CaCO_3 + CO_{2(exces)} + H_2O \rightarrow$?

7) $CaCO_3 \xrightarrow{t^o}$? + ?

8) $CaCO_3 + HCl \rightarrow$? + ? + ?

9) $NaHCO_3 \xrightarrow{t^o}$? + ? + ?

10) $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^o}$? + ? + ?

*11) $NaHCO_3 + NaOH \rightarrow$? + ?

*12) $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow$? + ?

13) $NH_4HCO_3 \rightarrow$? + ? + ?

14) $NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$? + ? + ?

15) $Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$? + ? + ?

*16) $NaHCO_3 + CH_3COOH \rightarrow$? + ? + ?

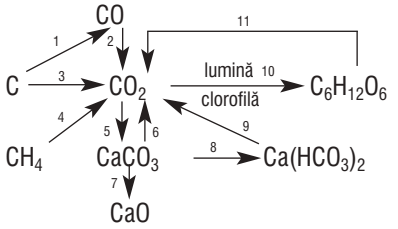
Care dintre aceste reacții: a) are loc în natură; b) decurge în ceainicul în care fierbe apa; c) umflă aluatul la copt; d) alterează calitatea varului; e) se aplică în tehnică, la dedurizarea apei; f) se aplică în industrie, la obținerea varului nestins; g) este reacția de identificare a oxidului de carbon (IV) și a carbonaților; h) se aplică în laborator, la obținerea dioxidului de carbon; i) decurge în stingătorul pus în funcțiune; *j) decurge în momentul cînd soda alimentară se stinge cu oțet pentru a o adăuga în aluat?

EVALUARE

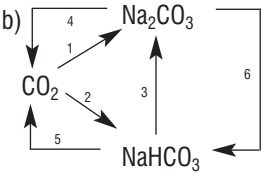
1. Alcătuiește formulele electronică și grafică ale oxidului de carbon (IV). Ce fel de legături chimice există între atomii de carbon și cei de oxigen ? Ce valență și ce grad de oxidare prezintă carbonul în CO_2 ?
2. Compară activitatea biologică a oxizilor de carbon CO și CO_2 pe baza cunoștințelor acumulate la chimie și biologie.

3. Scrie ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări și numește toate substanțele:

a)



b)



4. Scrie ecuațiile reacțiilor conform schemelor:

a) $NaHCO_3 \xrightarrow{t^o}$ b) $NH_4HCO_3 \xrightarrow{t^o}$ c) $NaHCO_3 + \underset{(acid)}{HA} \rightarrow$

Calculează volumul produșilor gazoși ce se formează din sarea inițială:
a) cu cantitatea de substanță de 1 mol; b) cu masa de 1 g.
Ce variantă vei alege pentru dospirea aluatului ?

5. Încearcă să explici din ce cauză e preferabil ca aluatul să se frămînte cu sodă şi lapte acru, dar nu cu lapte dulce.

***6.** La construcția unei case s-au folosit 15 t de mortar ce conține 30% de $Ca(OH)_2$. Calculează:
a) masa calcarului din care s-a obținut $Ca(OH)_2$ necesar;
b) masa apei folosite pentru stingerea varului.

7. Încearcă să descrii circuitul carbonului în natură după schema:

Carbon → dioxid de carbon → substanțe compuse (în aer, apă, sol) → dioxid de carbon

8. Cum pot fi înlăturate din aer impuritățile de CO_2 ?

9. Ce volum de dioxid de carbon se va degaja la interacțiunea acidului sulfuric cu 100 g de:
a) sodă alimentară; b) sodă calcinată ?

10. În trei eprubete se toarnă soluție de clorură de bariu. În prima se adaugă soluție de carbonat de sodiu, în a doua – soluție de carbonat de potasiu, iar în a treia – soluție de nitrat de argint. Apoi în toate eprubetele se toarnă acid azotic. Ce crezi că vei observa ? Descrie efectele posibile și explică-le, scriind ecuațiile reacțiilor (în formă moleculară și ionică).

11. Cu ce scop în solurile acide din Republica Moldova se introduce calcar mărunțit ? Ce reacție are loc ?

4.15. Siliciul și compușii lui

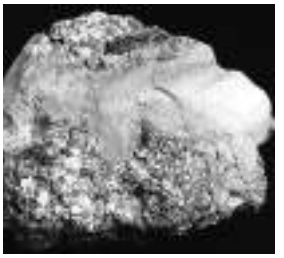
Poziția în sistemul periodic și structura atomului. Elementul chimic siliciu Si este situat în perioada a III-a, subgrupa principală a grupei a IV-a.

Structura atomului este următoarea:

Siliciu $^{28}_{14}Si$ (+14))))
2ē 8ē 4ē

Atomul de siliciu are 4 electroni de valență. În toți compușii săi, siliciul este tetravalent.

Caolinit $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$



Răspîndirea în natură. Siliciul se întîlnește în natură doar sub formă de compuși. De exemplu:

Cuarț SiO_2

SiO_2 – oxidul de siliciu (*cuarț)*, componenta principală a nisipului;

$Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – *caolinitul*, componenta principală a argilei albe (argila obișnuită, de culoare galbenă, conține și impurități de oxizi de fier);

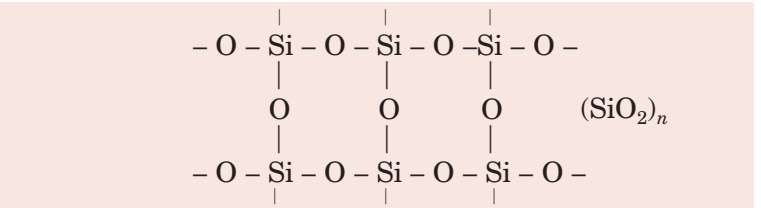
$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ – *ortoclazul*, alcătuit din silicat de potasiu K_2SiO_3 și aluminat de potasiu $KAlO_2$ și SiO_2. Compoziția ortoclazului este redată însă, de obicei, sub forma unei sume de oxizi: K_2O (oxid bazic), SiO_2 (oxid acid) și Al_2O_3 (oxid amfoter).

Principalii compuși ai siliciului sînt:

SiO_2	H_2SiO_3	Na_2SiO_3, K_2SiO_3
oxid de siliciu, oxid acid, insolubil în apă	*acid silicic, insolubil în apă*	*silicați, solubili în apă*

Oxidul de siliciu (IV) SiO_2 este o substanță solidă, transparentă, greu fuzibilă și insolubilă în apă. În natură, se întîlnește sub forma mineralului de cuarț. Nisipul din rîuri reprezintă oxid de siliciu aproape pur, de aceea mai este numit *nisip de cuarț*. Iar nisipul obișnuit, în afară de SiO_2, mai conține impurități de oxizi de fier, care îi conferă o nuanță gălbuie. Cuarțul transparent, incolor și foarte pur, se numește *cristal de stîncă*.

În molecula de oxid de siliciu, fiecare atom de siliciu este înconjurat de atomi de oxigen, iar atomii de oxigen – de atomi de siliciu. De aceea, o bucată de cuarț reprezintă o moleculă gigantică, sub formă de polimer, cu următoarea structură:



$(SiO_2)_n$

Formula sa poate fi scrisă ținîndu-se cont de structura polimerică $(SiO_2)_n$, dar, de obicei, este folosită formula simplă SiO_2.

Oxidul de siliciu (IV) este un oxid acid. La încălzire (topire), el interacționează cu oxizii bazici, alcaliile și unele săruri, formînd silicați:

Adaosul de Cr_2O_3 îi conferă sticlei culoare verde.

$$CaO + SiO_2 \overset{t^o}{=} CaSiO_3;$$

$$2NaOH + SiO_2 \overset{t^o}{=} Na_2SiO_3 + H_2O$$

$$CaCO_3 + SiO_2 \overset{t^o}{=} CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

În ultima reacție, oxidul de siliciu înlocuiește oxidul mai volatil (CO_2) din sarea lui.

Acidul silicic și sărurile lui. Acidul silicic are de asemenea o structură polimerică:

$$\begin{array}{c} \quad\;\; O-H \quad\;\; O-H \\ \quad\;\; | \qquad\quad | \\ ...-O-Si-O-Si-O-... \\ \quad\;\; | \qquad\quad | \\ \quad\;\; O-H \quad\;\; O-H \end{array} \qquad (H_2SiO_3)_n \quad \text{sau } nSiO_2 \cdot mH_2O$$

Convențional, acidul silicic este notat prin formula simplă H_2SiO_3.

Acidul silicic este o substanță gelatinoasă, insolubilă în apă. Din acest motiv, acesta poate fi obținut în mod indirect prin tratarea cu acizi a silicaților solubili:

$$Na_2SiO_3 + 2HCl = \underset{\textit{gelatinos}}{H_2SiO_3\downarrow} + 2NaCl$$

$$2H^+ + SiO_3^{2-} = H_2SiO_3\downarrow$$

La o slabă încălzire, acidul silicic se descompune:

$$H_2SiO_3 \overset{t^o}{=} H_2O + SiO_2$$

Sărurile acidului silicic se numesc *silicați*. Silicații de sodiu și de potasiu sînt solubili în apă. Ei mai sînt numiți *sticlă solubilă*. Se obțin prin topirea nisipului cu alcalii sau sodă. De exemplu:

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \overset{t^o}{=} \underset{\textit{silicat de sodiu}}{Na_2SiO_3} + CO_2\uparrow$$

Din silicat de sodiu se prepară chit, ciment, clei (lipici).

Structura silicaților rezultă din cea a acidului silicic și, prin urmare, este de asemenea polimerică.

Utilizarea compușilor siliciului. Argila și nisipul sînt compuși naturali accesibili, folosiți pe scară largă ca materiale de construcție. Prin tratare termică, din argilă și nisip se obțin, pe cale industrială, sticlă, ceramică, ciment (*fig. 4.39*).

Sticla obișnuită (pentru geamuri) are compoziția $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. Ea se obține la fierberea (~1 500°C) unui amestec de sodă Na_2CO_3, calcar $CaCO_3$ și nisip SiO_2. În consecință, se formează silicați de sodiu și de calciu, care sînt topiți în exces de nisip. Masa topită se solidifică și rămîne omogenă, fără a forma cristale. La încălzire, sticla se înmoaie și poate fi modelată. Sticla este un material inert din punct de vedere chimic, aceasta fiind o caracteristică foarte importantă. Din sticlă se produce veselă de diverse tipuri și cu diversă destinație. Modificînd compoziția

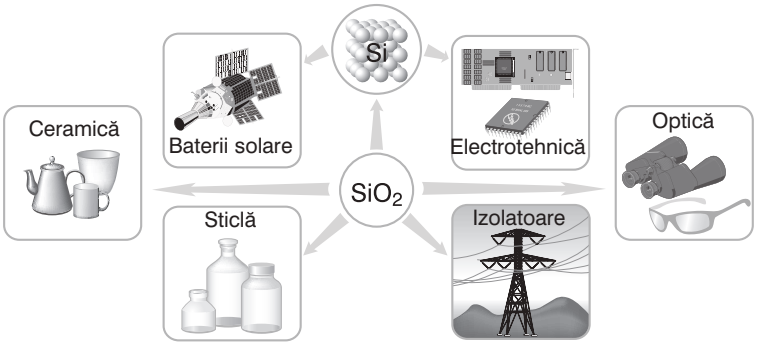


Fig. 4.39. Domeniile de utilizare a siliciului și a compușilor lui.

Orizonturile chimiei

- Ştiţi cum se distrug munţii? Acidul carbonic (un acid slab) este capabil să substituie acidul silicic din silicaţi. În natură, are loc dezagregarea mineralelor, în urma căreia se formează argilă şi nisip – componentele de bază ale solului:

$$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2 + CO_2 + 2H_2O = K_2CO_3 + 4SiO_2 + Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$$

(ortoclaz; nisip; argilă)

- Sticla de cuarţ a fost descoperită de arheologi în cultura Egiptului Antic şi Bagdadului, avînd vîrsta de circa 5 mii de ani.

sticlei, se pot obţine materiale noi. De exemplu, înlocuirea oxidului CaO cu PbO şi a oxidului Na_2O cu K_2O permite obţinerea cristalului $K_2O \cdot PbO \cdot 6SiO_2$. Sticla chimică are compoziţia $K_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. Poate fi diversificată şi culoarea sticlei. Astfel, adaosul de oxid de cobalt (II) CoO îi conferă culoare albastră, de oxid de crom (III) Cr_2O_3 – culoare verde, iar pulberea de aur – culoare roşie.

În afară de sticla obişnuită (pentru geamuri), există şi sticlă de cuarţ. Aceasta se obţine prin topirea nisipului de cuarţ SiO_2. Sticla de cuarţ, spre deosebire de cea obişnuită, permite trecerea razelor ultraviolete.

Ceramica (din greacă *cheramos* – „argilă“) reprezintă arta prelucrării argilei. Compoziţia chimică a argilei este $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. Din argila albă se fabrică veselă de porţelan şi faianţă, iar din cea obişnuită, de culoare galbenă (datorită impurităţilor de oxizi de fier), se produce veselă simplă (din lut). Argila amestecată bine cu apă formează un „aluat“ din care se pot modela diverse obiecte. După uscare, vasele din lut sînt arse la 1 000°C. Are loc eliminarea apei din argilă şi chiar din componenţa moleculei. Astfel se obţine ceramica, un material rezistent, în a cărui moleculă atomii de aluminiu şi siliciu alternează cu cei de oxigen. Suprafaţa obiectelor de ceramică este acoperită apoi cu glazură (email).

Cimentul este un amestec de silicaţi şi aluminaţi de calciu anhidri. El se obţine prin calcinarea marnei (un amestec natural de calcar şi argilă). La amestecarea cimentului cu apă, are loc adiţia chimică a apei şi formarea alumosilicaţilor cristalohidraţi (solizi). Procesul de solidificare a cimentului se numeşte *întărire* sau *priză*.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Scrieţi ecuaţiile reacţiilor pentru următoarele transformări:

$$Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2$$

2. Comparaţi metodele de obţinere a acidului carbonic cu cele de obţinere a acidului silicic. Cum acţionează ei asupra indicatorilor? Ce tărie au aceşti acizi?

3. Ce masă de sodă, calcar şi nisip se consumă la producerea sticlei cu masa de 100 kg?

EVALUARE

1. Alege răspunsurile şi aranjează-le în două coloniţe: în stînga – caracteristicile oxidului de siliciu (IV), iar în dreapta – cele ale oxidului de carbon (IV):
a) este alcătuit din molecule separate; b) reprezintă o moleculă polimerică; c) este un gaz; d) este incolor, inodor; e) este o substanţă solidă; f) se dizolvă în apă şi interacţionează cu ea (scrie ecuaţia reacţiei); g) este insolubil în apă; h) este un oxid acid.

2. Scrie ecuaţiile reacţiilor de obţinere a sticlei din: a) Na_2CO_3, $CaCO_3$, SiO_2; b) K_2CO_3, $PbCO_3$, SiO_2. Numeşte fiecare tip de sticlă.

LUCRAREA practică nr. 3

Rezolvarea problemelor experimentale la tema „Nemetalele și compușii lor"

(Reamintiți-vă normele de lucru în laborator, *Anexele 1* și *2*)

Utilaj și reactivi: stativ cu eprubete, spirtieră, reactivi (conform variantelor alese), inel din nicrom, lamă de sticlă, hîrtie de filtru, pîlnie, tub de sticlă, CuO – praf; $CaCO_3$ (marmură); soluții: HCl – 13,6%; metiloranj – 0,1%, $AgNO_3$ – 0,85%, NaCl – 1,12%; NaOH – 7,4%; $CuSO_4$ – 0,8%; Na_2CO_3 – 1,59%; K_2CO_3 – 2,07%; $BaCl_2$ –1,04%; Na_2SO_4 – 0,71%; $CaCl_2$ – 1,66%; $Ca(OH)_2$ – 0,17% saturat; $FeCl_3$ – 0,54%.

Problema 1. Demonstrați că în soluția de acid clorhidric există ioni de hidrogen și ioni de clorură.

Problema 2. Care este compoziția sării de bucătărie? Demonstrați prezența ionilor în substanță.

Problema 3. Determinați în care din cele trei eprubete propuse se află soluție de: a) acid clorhidric; b) hidroxid de sodiu; c) clorură de sodiu.

Problema 4. Obțineți, prin două metode, clorură de cupru.

Problema 5. Cum pot fi înlăturate, din clorura de sodiu, impuritățile de carbonat de sodiu?

Problema 6. Efectuați, pe cale experimentală, următoarele transformări:

$CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 \rightarrow AgCl$

***Problema 7.** Neavînd niciun fel de reactivi suplimentari, determinați în care din cele trei eprubete propuse se află soluție de: a) acid clorhidric; b) clorură de bariu; c) carbonat de potasiu.

Problema 8. Obțineți, prin trei metode, clorură de sodiu și separați-o din amestec.

Problema 9. Obțineți, prin trei metode, carbonat de calciu și separați-l din amestec.

Problema 10. Obțineți oxid de fier (III) din $FeCl_3$.

Trageți concluzii cu privire la lucrarea efectuată.

Turnați resturile de clorură de argint într-un vas special. Faceți curat la locul de lucru.

Etapele de lucru

Determină tipul problemei experimentale.

↓

Alcătuiește planul rezolvării.

↓

Scrie ecuațiile reacțiilor corespunzătoare.

↓

Alcătuiește planul experimentului.

↓

Efectuează experimentul.

Test DE EVALUARE LA CAPITOLUL NEMETALELE ȘI COMPUȘII LOR

Încercuiește răspunsurile corecte în itemii I-II.

I. Cele mai pronunțate proprietăți nemetalice le prezintă:

a) clorul; b) sulful;
c) azotul; d) carbonul.

II. Electronegativitatea elementelor în șirul C – N – O – F

a) scade; b) crește;
c) nu se schimbă; d) scade, apoi crește.

III. Indică, prin săgeți, corespondența dintre starea de agregare și nemetalele date:

	C	lichid
Gaz	Cl_2	
	N_2	
	Br_2	solid

IV. Folosind schemele electronice ale atomilor, alcătuiește formula electronică a moleculei de HCl. Numește tipul legăturii chimice.

V. Scrie ecuațiile de obținere a amoniacului în laborator și industrie. Arată proprietățile fizice ale acestuia, „tăind" cu o linie răspunsul eronat:

este $\frac{\text{un lichid}}{\text{un gaz}}$; de culoare $\frac{\text{albă}}{\text{incolor}}$; cu miros $\frac{\text{plăcut}}{\text{neplăcut}}$; cu densitate $\frac{\text{mică}}{\text{mare}}$.

VI. Obține, prin trei metode, nitrat de cupru (II). Scrie ecuațiile reacțiilor respective.

VII. În trei eprubete fără etichete se găsesc substanțe de culoare albă:

a) clorură de bariu;
b) sulfat de sodiu;
c) nitrat de amoniu.

Alcătuiește o schemă de identificare a fiecărei substanțe și scrie ecuațiile reacțiilor cu ajutorul cărora se poate demonstra ce substanță se găsește în fiecare eprubetă.

VIII. Calculează volumul oxidului de carbon (IV) *(c.n.)* ce se poate obține din marmură ($CaCO_3$) cu masa de 1 kg (prin descompunere termică).

5 COMPUȘII ORGANICI

5.1. Ce reprezintă chimia organică?

După studierea acestor subcapitole, vei fi capabil:

- **să compari compușii organici cu cei anorganici;**
- **să recunoști tipurile de hidrocarburi;**
- **să alcătuiești formulele electronice și structurale ale hidrocarburilor saturate și ale celor nesaturate (etilena și acetilena);**
- **să compari compoziția, structura, proprietățile și utilizarea lor;**
- **să alcătuiești ecuații ale reacțiilor la care participă hidrocarburile;**
- **să numești sursele naturale de hidrocarburi.**

5.1.1. Scurt istoric

Din cele mai vechi timpuri, omul a știut să aprecieze și să folosească darurile naturii: grăsimile animale și vegetale, sfecla de zahăr, strugurii și produsele obținute la prelucrarea lor (zahăr, alcool, acid acetic), diferiți coloranți naturali, sarea de bucătărie, cuprul, argintul, aurul și altele. Studierea lor în calitate de substanțe chimice a început însă mult mai tîrziu.

La începutul secolului al XIX-lea, la propunerea chimistului suedez Berzelius, toate substanțele formate în *organismele* animale și vegetale care au *în componența lor unul și același element – carbonul,* au fost numite *substanțe organice*, iar știința care le studiază – *chimie organică*. Substanțele minerale au fost numite *anorganice*, iar știința care le studiază – *chimie anorganică*.

Deși chimia anorganică și cea organică sînt științe distincte, între ele nu există hotare stricte. Substanțele organice au puncte de tangență cu cele anorganice. Astfel, compușii carbonului sînt considerați organici. În același timp, oxizii de carbon (CO, CO_2), acidul carbonic (H_2CO_3) și sărurile lui, care, de asemenea, conțin carbon, fac parte din compușii anorganici, deoarece se aseamănă mai mult cu aceștia.

În 1828, chimistul Friedrich Wöhler a descoperit că substanțele organice pot fi obținute și fără participarea organismelor vii. Wöhler a obținut în laborator, adică pe cale chimică, două substanțe organice: acidul oxalic și ureea. Astfel, savantul a demonstrat că substanțele organice pot fi obținute în laborator, la fel ca cele anorganice. Mai mult decît atît, o serie de experiențe au confirmat că substanțele organice pot fi obținute din cele anorganice. Și plantele, la rîndul lor, absorbind din sol și din atmosferă substanțe anorganice (apă, săruri, dioxid de carbon), sintetizează substanțe organice.

O particularitate comună a compușilor organici și anorganici este natura electronică a legăturii chimice și tipurile identice de legături: covalentă polară și covalentă nepolară.

Pe parcursul studierii substanțelor organice vom observa și alte caracteristici întîlnite în compartimentul chimiei anorganice.

Jöns Jacob Berzelius (1779-1848)
Chimist suedez. În 1815 a introdus simbolurile chimice ale elementelor cunoscute pînă atunci; a divizat substanțele în organice și anorganice.

Friedrich Wöhler (1800-1882)
Chimist german. A demonstrat că compușii organici pot fi obținuți și pe cale chimică.

Compușii organici sînt foarte diverși și numeroși. Din cele aproximativ 12 milioane de substanțe cunoscute în prezent, doar cca 900 mii sînt anorganice. Astfel, carbonul, împreună cu alte cîteva elemente, formează mai bine de 90% din substanțe, iar majoritatea elementelor sistemului periodic – mai puțin de 10%. Există și alte principii care deosebesc compușii organici de cei anorganici: structura, proprietățile, răspîndirea în natură, domeniile de utilizare etc.

Chimia organică este chimia compușilor carbonului.

În structura compușilor organici, alături de carbon, intră atomii de hidrogen, dar și alte elemente, precum oxigenul, azotul, halogenii, sulful și fosforul. În funcție de compoziția lor, substanțele organice se împart în:

– *hidrocarburi* (conțin carbon și hidrogen);

– *compuși organici cu oxigen* (conțin carbon, hidrogen și oxigen);

– *compuși organici cu azot* (conțin obligatoriu carbon, hidrogen și azot, dar pot avea și alte elemente).

Substanțele organice conțin:

C, H, O, N, Hal, S, P

5.1.2. Structura substanțelor organice

Din multitudinea compușilor organici, cea mai simplă compoziție o au hidrocarburile. Pentru început, vom studia hidrocarburile ce se găsesc în natură.

Din gazul natural și din petrol, chimiștii au separat hidrocarburi cu un conținut diferit de carbon și hidrogen în moleculă, de exemplu:

metan – CH_4 *propan* – C_3H_8
etan – C_2H_6 *butan* – C_4H_{10} ș.a.

Dacă încercăm să calculăm valența carbonului în aceste substanțe, vom obține diferite numere întregi și chiar fracționare (4; 3; 2,66; 2,5), lucru destul de ciudat și neînțeles! În ce mod sînt legați atomii în aceste molecule? Care este valența carbonului în acești compuși?

Asemenea întrebări își puneau și chimiștii la începutul dezvoltării chimiei organice.

Către mijlocul secolului al XIX-lea s-a stabilit că în compușii organici, carbonul este totdeauna tetravalent și că atomii de carbon au capacitatea de a se lega între ei în formă de catene. Aceste descoperiri au pus bazele celei mai desăvîrșite teorii din chimia organică – *teoria structurii chimice a compușilor organici* (A.M. Butlerov).

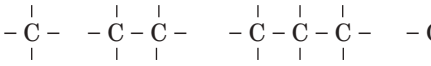
Pornind de la aceste condiții, să alcătuim formulele grafice ale unor hidrocarburi, ținînd cont de tetravalența carbonului.

Aleksandr Butlerov (1828-1886)
Chimist rus. În 1861 a emis teoria structurii compușilor organici.

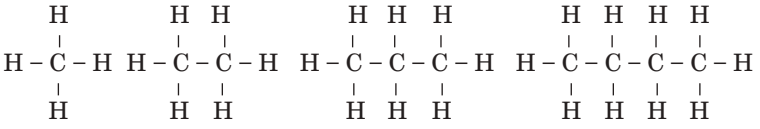
Pentru hidrocarburile CH_4, C_2H_6, C_3H_8, şi C_4H_{10} efectuăm următoarele operații:

a) scriem catene din atomi de carbon, unindu-i prin liniuțe (unități de valență);

b) completăm catenele cu liniuțe astfel încît în jurul fiecărui atom de carbon să fie cîte patru liniuțe:

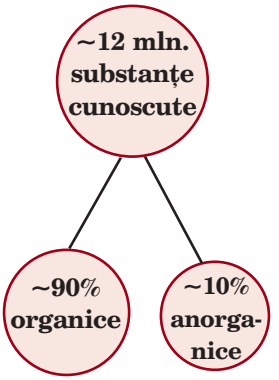


c) la fiecare liniuță liberă scriem cîte un atom de hidrogen, obținînd astfel *formulele structurale*:



metan (CH_4) etan (C_2H_6) propan (C_3H_8) butan (C_4H_{10})

***Ordinea legării atomilor în molecule se numește* structură.**

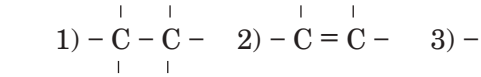


5.2. Hidrocarburile

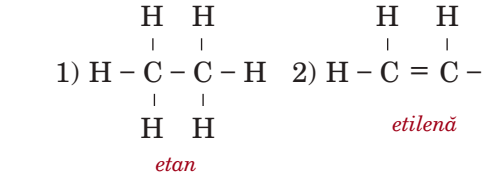
5.2.1. Tipurile de hidrocarburi

Se numesc* hidrocarburi *substanțele organice alcătuite din carbon și hidrogen.

În moleculele de hidrocarburi, între atomii de carbon pot fi și alte tipuri de legături chimice, de exemplu, duble sau triple:



Observăm că în toate aceste trei fragmente, atomul de carbon este tetravalent. Să completăm fragmentele cu atomi de hidrogen. În primul caz, fiecărui atom de carbon îi lipsesc cîte 3 atomi de hidrogen, în al doilea – cîte doi, iar în ultimul – cîte unul:



etan *etilenă* *acetilenă*

Astfel, am obținut formula structurală a *etanului* (cu legătură simplă între atomii de carbon C – C), a *etilenei* (cu legătură dublă C = C) și a *acetilenei* (cu legătură triplă C ≡ C).

Produse alimentare, îmbrăcăminte, încălțăminte, medicamente, coloranți, aparataj electric, radio și TV, fibre sintetice, mase plastice, cauciucuri și combustibili – acestea sînt doar cîteva dintre succesele chimiei organice.
În același timp, chimia organică este responsabilă și pentru alte tipuri de produse, ce conțin substanțe narcotice, cancerigene, toxice și explozive sau care pot duce la agravarea sănătății noastre și a situației ecologice în ansamblu.
Iată de ce este necesară cunoașterea chimiei organice și utilizarea corectă a compușilor organici.

Fig. 5.1. Îmbrăcămintea şi încălţămintea acestei familii este fabricată din compuşi organici naturali şi sintetici.

Aceste substanţe nu sînt rodul fanteziei unor „constructori“ de formule. Ele există în realitate şi au o utilizare largă. Astfel, din etilenă se produce bine-cunoscuta polietilenă. Acetilena este folosită la tăierea şi sudarea metalelor, datorită temperaturii înalte ce se degajă la arderea ei.

În molecula de etan, toate cele patru unităţi de valenţă ale fiecărui atom de carbon sînt saturate prin legare cu alţi patru atomi (una cu C şi trei cu H). *Legătura* C–C este *simplă*. De aceea etanul este considerat reprezentant al *hidrocarburilor saturate*.

Dacă hidrocarburile conţin în moleculă o *legătură dublă*, ele se numesc *hidrocarburi nesaturate etilenice*, iar cele cu o *legătură triplă* între atomii de carbon sînt *hidrocarburi nesaturate acetilenice*.

EVALUARE

1. Dă exemple de compuşi utilizaţi în viaţa cotidiană. Divizează-i în:
   a) anorganici; b) organici.
2. Se dau substanţele ce conţin carbon: Al_4C_3, $NaHCO_3$, CO, CaC_2, CH_4, $Mg(HCO_3)_2$, CO_2, C_2H_6. Care dintre ele sînt organice ?
3. Ce valenţă are carbonul: a) în compuşii organici; b) în compuşii anorganici ?
4. Ce este structura chimică ?

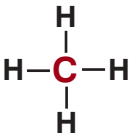
*5. Arată modul de alcătuire a formulelor structurale pentru metan, etan, propan, butan.

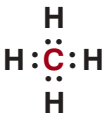
6. Explică prin ce se deosebesc compuşii organici de cei anorganici sub aspectele:
   a) compoziţie; b) structură; c) proprietăţi.
   Argumentează răspunsul prin exemple.
7. Descrie tipurile de hidrocarburi în funcţie de natura legăturii chimice dintre atomii de carbon.

5.2.2. Hidrocarburile saturate

Formulele electronice şi structurale. Să alcătuim formulele electronice ale hidrocarburilor saturate metan CH_4 şi etan C_2H_6 pe baza cunoştinţelor acumulate pînă acum despre structura atomului şi legătura chimică.

CH_4

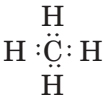




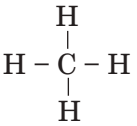
Atomul de carbon ·Ċ· are patru electroni de valenţă şi poate forma 4 legături covalente, fie cu atomii de hidrogen H·, fie cu alţi atomi de carbon.

În molecula de metan se formează 4 perechi comune de electroni între un atom de carbon şi 4 atomi de hidrogen. Evident, perechile de electroni sînt deplasate spre carbon (elementul cu o electronegativitate mai mare). Astfel, am obţinut *formula electronică* a metanului. La

reprezentarea perechilor de electroni prin liniuțe, obținem formula structurală:



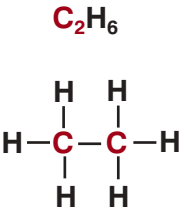
formula electronică



formula structurală

Toate legăturile $\overset{\delta-}{C} : \overset{\delta+}{H}$ sînt covalente polare.

În molecula de etan C_2H_6, perechile comune se formează nu doar între atomii de carbon și cei de hidrogen, ci și între cei doi atomi de carbon. Legătura C : C sau C – C este covalentă nepolară. În mod similar sînt alcătuite formulele electronice şi structurale pentru următoarele hidrocarburi saturate.



Proprietățile fizice. Hidrocarburile saturate CH_4 – C_4H_{10} sînt gaze. După ele, începînd cu C_5H_{12}, urmează hidrocarburile lichide, apoi cele solide. În general, toate hidrocarburile saturate sînt insolubile în apă și sînt mai ușoare ca apa.

Dintre hidrocarburile saturate, cel mai important este metanul – un gaz mai ușor decît aerul, incolor, insolubil în apă și fără miros. De ce totuși gazul natural, care reprezintă metan aproape pur, are un miros specific? Mirosul pătrunzător al gazului natural apare datorită unui mic adaos cu miros specific, introdus pentru depistarea scurgerilor de gaz.

Fig. 5.2. Butelie de oțel pentru amestecul propan-butan.

Proprietățile chimice. *Arderea.* Toate hidrocarburile saturate ard în aer, formînd dioxid de carbon și apă, și degajînd căldură:

$$\underset{\textit{metan}}{CH_4} + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + Q$$

Amestecul de metan și aer este exploziv! Din acest motiv sînt foarte primejdioase scurgerile de gaz natural.

Căldura degajată la arderea hidrocarburilor este folosită în gospodării (pentru pregătirea bucatelor, încălzirea încăperilor ș.a.) și în diferite procese industriale.

Propanul arde în mod similar:

$$\underset{\textit{propan}}{C_3H_8} + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O + Q$$

Notă. Ați observat, probabil, că în ecuațiile reacțiilor la care participă substanțele organice, între partea stîngă și partea dreaptă a ecuației se scrie o săgeată, și nu semnul egalității. De ce? Pentru a nu-l confunda cu legătura dublă.

Fig. 5.3. Utilizarea gazului natural (metan sau propan-butan) în condiții casnice.

Sursele naturale de hidrocarburi

Cărbune

Petrol

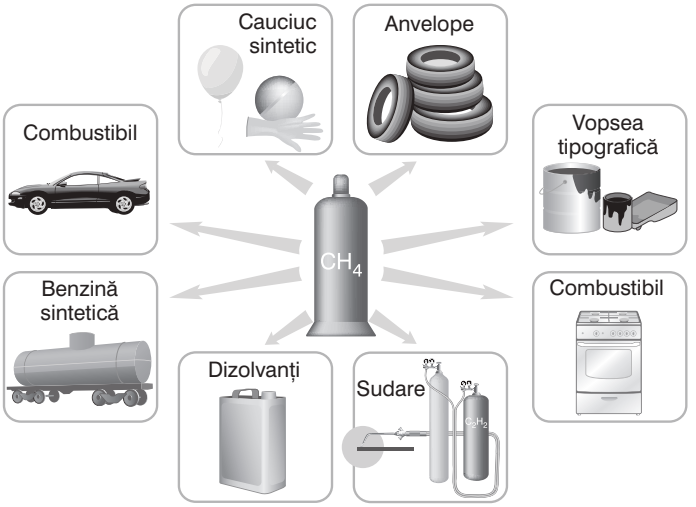
Gaz natural

Surse de hidrocarburi. În natură, metanul se formează la putrezirea anaerobă a organismelor animale și vegetale. El se degajă la suprafața bălților și în mine. Metanul constituie 80-98% din gazul natural, restul revenind celorlalte hidrocarburi gazoase. Hidrocarburile lichide și solide intră în componența petrolului. Hidrocarburile saturate sînt extrase din sursele naturale: gazul natural, petrolul și cărbunele.

Utilizarea. Sub formă de gaz natural, metanul servește drept combustibil în gospodărie. De menționat că gospodăriile neconectate la rețeaua de gaze folosesc în calitate de combustibil amestecul de propan și butan îmbuteliat. În ultimii ani, metanul îmbuteliat este utilizat tot mai mult ca înlocuitor al benzinei pentru unitățile de transport. Din metan și din alte hidrocarburi saturate, în industria chimică se obțin mase plastice, funingine pentru vopseaua tipografică, cauciuc sintetic, acetilenă, diferiți dizolvanți și alte produse prețioase. Domeniile de utilizare a metanului sînt ilustrate în *fig. 5.4*.

Fig. 5.4. Utilizarea metanului.

Alcătuiește un eseu despre utilizarea metanului.



Influența produşilor de ardere asupra mediului. Omenirea folosește anual circa 7,5 miliarde tone de hidrocarburi. Mai bine de 90% din hidrocarburile extrase sînt arse la uzine și fabrici, în motoarele automobilelor, locomotivelor și avioanelor sau sînt utilizate pentru încălzirea încăperilor și pregătirea bucatelor etc.

La baza folosirii hidrocarburilor în calitate de combustibil se află reacția de ardere. De exemplu:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + Q$$

Folosirea hidrocarburilor ca sursă de energie, adică arderea lor, are însă două aspecte negative:

– poluează atmosfera, creează efectul de seră;

– se pierd irecuperabil cantități enorme de hidrocarburi, care ar putea servi ca materie primă pentru sinteza cauciucurilor, țesăturilor, coloranților, medicamentelor, produselor alimentare foarte prețioase.

Efectul de seră. Una dintre problemele ecologice globale este *efectul de seră* – încălzirea atmosferei din cauza emisiilor de gaze, care, acumulîndu-se, formează o „plapumă” terestră. Este o asemănare cu atmosfera dintr-o seră încălzită la soare și neaerisită.

Principalul gaz responsabil pentru efectul de seră este dioxidul de carbon. De unde apare el? Evident, în mare parte, de pe urma tuturor reacțiilor de ardere care decurg la exploatarea diverselor tipuri de transport (terestru, aerian, acvatic). Republica Moldova numără în prezent peste 850 000 de unități de transport. Dacă admitem că la ele motoarele cu ardere internă și benzina folosită nu sînt de calitate înaltă, contribuția la poluarea atmosferei de pe urma lor este vădită. Alte surse de gaze sînt procesele tehnologice de la uzine și fabrici, de la stațiile de termoficare (încălzire) a încăperilor, utilizarea freonilor, arderea pădurilor, emanările vulcanice etc.

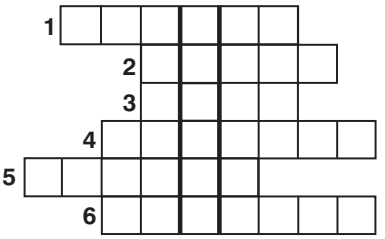
Care pot fi consecințele efectului de seră pentru omenire? Savanții au stabilit că pînă în anul 2050 temperatura medie globală ar putea crește cu cca 2-4 grade. Iar aceasta înseamnă o topire parțială a ghețarilor, inundații, dezechilibre ecologice.

Ne-am putea noi implica în ameliorarea situației și prevenirea efectului de seră? Da! Cel mai simplu exemplu ar fi să trecem (dacă ne permit împrejurările) de la deplasările cu mașina la mersul cu bicicleta (asemeni unor țări ca Olanda, Vietnam, China), reducînd astfel volumul gazelor de eșapament. Este de datoria noastră să contribuim la creșterea și îngrijirea suprafețelor împădurite, la folosirea surselor netradiționale de energie etc.

REBUS CHIMIC

Cuvîntul-cheie al acestui rebus este o sursă naturală de hidrocarburi.

1, **2**, **3.** Principalele componente ale gazului natural.
4. Minereu-combustibil (din mine).
5. Element în hidrocarburi.
6. Un calificativ pentru gazul de eșapament.



EVALUARE

1. Care hidrocarburi se numesc saturate și care – nesaturate?

2. Scrie formula moleculară a hidrocarburilor saturate cu următorul număr al atomilor de carbon:

a) C_2; b) C_3; c) C_4.

Indică proprietățile lor fizice.

3. Numește tipul de hidrocarburi (saturate sau nesaturate) din care fac parte următorii compuși:

a) CH_4
b) $CH_3 – CH_3$
c) $CH_2 = CH_2$
d) $CH_3 – CH_2 – CH_3$
e) $CH_2 = CH – CH_3$
f) $CH_3 – CH_2 – CH_2 – CH_3$
g) $CH \equiv CH$
h) $CH_2 = CH – CH_2 – CH_3$
i) $CH \equiv C – CH_3$

Alege hidrocarburile saturate și denumește-le.

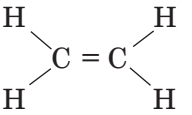
4. Completează ecuațiile reacțiilor:
   a) $CH_4 + O_2 \rightarrow$? + ? b) $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow$? + ? c) $C_2H_6 + O_2 \rightarrow$? + ?
5. Ce este efectul de seră ? Descrie măsurile de prevenire a acestui efect.
6. Din relatările publice aflăm deseori că în apele mărilor și oceanelor au loc scurgeri accidentale de petrol, care se întinde pe suprafața apei, punînd în pericol flora și fauna acvatică. Anual, în mări şi oceane nimeresc cca 12 mln. tone de petrol, aducînd daune irecuperabile.
   Propune măsuri de soluționare a problemei.
7. Calculează masa apei și a oxidului de carbon (IV) ce se formează la arderea gazului natural cu volumul de 1 m^3, dacă metanul în gazul natural constituie 89,6% (restul sînt impurități anorganice).

5.2.3. Hidrocarburile nesaturate etilenice

***Hidrocarburile nesaturate care au în moleculă o legătură dublă se numesc* hidrocarburi etilenice.**

Primul lor reprezentant este etilena.

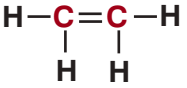
Structura. Formula structurală a etilenei este următoarea:



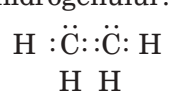
Etilenă

C_2H_4

$CH_2=CH_2$

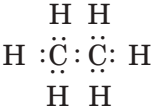


Formula electronică a etilenei se obține înlocuind fiecare liniuță (legătură chimică) cu o pereche de electroni, ținînd cont de faptul că electronegativitatea carbonului este mai mare decît a hidrogenului:



Astfel, carbonului îi revine un octet, iar hidrogenului un dublet electronic. Toate legăturile $\overset{\delta-}{C} : \overset{\delta+}{H}$ sînt covalente polare. Legătura C::C este dublă, formată din două perechi comune de electroni. Între atomii de carbon se realizează două legături covalente nepolare, una fiind rezistentă, iar cealaltă, suplimentară, mai slabă.

Să comparăm compoziția și legăturile chimice în moleculele de etan și etilenă:



etan

$CH_3 - CH_3$

C_2H_6

etilenă

$CH_2 = CH_2$

C_2H_4

Etilena, spre deosebire de etan, conține o legătură dublă între atomii de carbon. Molecula de etilenă are cu 2 atomi de hidrogen mai puțin.

$$CH_3 - CH_3 \rightarrow CH_2 = CH_2 + H_2$$

Proprietățile fizice. Etilena este un gaz incolor, inodor și puțin solubil în apă, mai ușor ca aerul.

Proprietățile chimice. *Arderea*. Etilena arde în aer, formînd dioxid de carbon și apă:

$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O + Q$$

Reacții de adiție. Caracteristica principală a hidrocarburilor nesaturate constă în faptul că acestea participă la reacții de adiție la legătura dublă cu scindarea ulterioară a legăturii suplimentare. Prin urmare, etilena, fiind o hidrocarbură nesaturată, adiționează hidrogen, transformîndu-se în etan. Reacția decurge în prezența catalizatorilor de Ni, Pt, Pd:

$$\underset{\textit{etilenă}}{CH_2 \doublebond CH_2} + H - H \xrightarrow{t^o,\,[Ni]} \underset{\textit{etan}}{CH_3 - CH_3}$$

În mod similar, la etilenă se adiționează apa cu formarea alcoolului etilic:

$$\underset{\textit{etilenă}}{CH_2 \doublebond CH_2} + H - OH \rightarrow \underset{\textit{alcool etilic}}{CH_3 - CH_2OH}$$

Această reacție stă la baza producerii industriale a alcoolului etilic.

**Polimerizarea etilenei.* Datorită scindării legăturii suplimentare, mai multe molecule de etilenă se pot lega între ele, formînd catene lungi. Acest proces se numește *polimerizare* (din greacă *poli* – „multe“) şi este o reacție de adiție.

Să examinăm schema reacției de polimerizare a etilenei. Procesul decurge la temperatură și presiune înaltă în prezența unor substanțe ce inițiază reacția (*inițiatori*). În asemenea condiții are loc scindarea legăturii suplimentare din fiecare moleculă de etilenă:

$$CH_2 \doublebond CH_2 + CH_2 \doublebond CH_2 + \ldots \rightarrow$$

Jumătățile de legături ale atomilor de carbon din moleculele vecine se combină, formînd noi legături între molecule:

$$- CH_2 - CH_2 - + - CH_2 - CH_2 - + - CH_2 - CH_2 - + \ldots \rightarrow$$

$$\rightarrow \ldots - CH_2 - CH_2 \left[CH_2 - CH_2 \right] CH_2 - CH_2 -$$

fragment structural

Ce reacție este caracteristică pentru compușii organici cu legătură dublă: reacția de adiție sau de substituție?

În acest produs, fragmentul $- CH_2 - CH_2 -$ constituie molecula de etilenă cu legătura suplimentară scindată. Acesta se repetă de mai multe ori, deci este un *fragment structural*. Molecula formată din mai multe fragmente structurale se numește *polimer*. Substanța din care se obține polimerul se numește *monomer* (din greacă *mono* – „unul“). În cazul dat, etilena este monomer.

$CH_2 = CH_2$
etilenă
monomer

$- CH_2 - CH_2 -$
fragment structural

$(- CH_2 - CH_2 -)_n$
polietilenă
polimer

Combinarea consecutivă a mai multor molecule identice de monomer și formarea unei molecule mari de polimer se numește polimerizare.

Ecuația reacției de polimerizare a etilenei poate fi scrisă în formă simplificată:

Materiale produse din polietilenă.

$$nCH_2 \overset{\text{f}}{=} CH_2 \rightarrow (-\,CH_2 - CH_2\,-)_n$$

etilenă — *monomer*; *polietilenă* — *polimer*

În stînga ecuației n reprezintă numărul moleculelor de monomer, iar în dreapta – de fragmente structurale. Pentru polietilenă, n poate depăși valoarea de 1000.

Polietilena este un material bine-cunoscut și are o utilizare largă. Din ea se fabrică vase și sacoșe pentru produsele alimentare sau nealimentare, lăzi, butoaie, conducte, pelicule etc. Spre deosebire de sticla obișnuită, pelicula din polietilenă nu este casantă, permite trecerea razelor ultraviolete, este mai ieftină, mai ușoară și mai trainică, de aceea se folosește la acoperirea serelor.

Utilizarea etilenei. Cantități mari de etilenă se întrebuințează la producerea alcoolului etilic, polietilenei, maselor plastice, cauciucului sintetic (*fig. 5.5*).

Alcătuiește un eseu despre utilizarea etilenei.

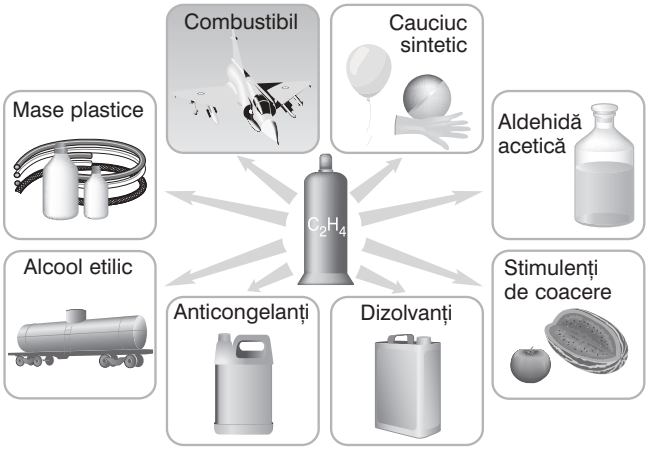


Fig. 5.5. Utilizarea etilenei.

EVALUARE

1. Ce reprezintă hidrocarburile nesaturate ? Care din ele sînt etilenice ?

2. Dintre substanțele propuse alege hidrocarburile etilenice:

a) $CH_3 - CH_3$ c) $CH_2 = CH_2$ e) $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$

b) $CH_2 = CH - CH_3$ d) $CH_3 - CH_2 - CH_3$ f) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$

***3.** Explică noțiunile de: a) monomer; b) polimer; c) polimerizare.

Exemplifică, alcătuind ecuația reacției de polimerizare a propilenei prin analogie cu cea descrisă pentru etilenă (în acest scop e bine să scrii pentru propilenă următoarea formulă structurală: $CH_2 = \underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}$). Vei obține un material prețios, numit *polipropilenă*.

4. Ce au în comun (I) și prin ce se deosebesc (II) etanul și etilena din punctul de vedere al:

a) compoziției; b) structurii; c) naturii legăturii chimice;

d) proprietăților fizice; e) proprietăților chimice (tipul reacțiilor) ?

***5.** Ce volum de etilenă (*c.n.*) se consumă la sinteza alcoolului etilic cu masa de 115 g ?

5.2.4. Hidrocarburile nesaturate acetilenice

Acetilenă

C_2H_2

$CH \equiv CH$

$H - C \equiv C - H$

$H : C :: C : H$

Hidrocarburile cu o legătură triplă între atomii de carbon se numesc hidrocarburi acetilenice.

Structura acetilenei. Formula moleculară a acetilenei este C_2H_2. Ea conține cu 2 atomi de hidrogen mai puțin decît etilena ($CH_2=CH_2$). Rezultă că pentru păstrarea tetravalenței carbonului, între atomii de carbon din molecula de acetilenă trebuie să existe o legătură triplă. Formula structurală și cea electronică ale acetilenei arată astfel:

$$H - C \equiv C - H \qquad H : C :: C : H$$

În legătura triplă, una dintre legăturile chimice este rezistentă, iar celelalte două, suplimentare, sînt mai slabe și se pot scinda ușor, la fel ca în cazul etilenei.

Obținerea acetilenei. În laborator sau pe teren, unde se efectuează sudări, acetilena este obținută prin tratarea cu apă a carburii de calciu (CaC_2). Reacția decurge energic, cu degajare de căldură:

Cum poate fi obținută carbura de calciu? (*Vezi proprietățile carbonului.*)

$$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2\uparrow + Ca(OH)_2 + Q$$

Proprietățile fizice. Acetilena este un gaz incolor, mai ușor ca aerul. În stare pură, ea are un miros slab de benzină. Mirosul neplăcut al acetilenei tehnice (care poate fi sesizat în procesul de sudare a metalelor) apare din cauza impurităților de fosfină PH_3 etc.

Proprietățile chimice. Datorită legăturii triple, acetilena intră în reacție de adiție în urma scindării legăturilor suplimentare. De exemplu, pot fi adiționați halogenii sau hidrogenul. Comportamentul chimic al acetilenei se aseamănă cu cel al etilenei.

**1. Probe de identificare a acetilenei.* La barbotarea acetilenei, prin apa de brom (galben-brună) sau prin soluția de permanganat de potasiu (roșu-violetă), are loc decolorarea amestecului (*fig. 5.6*). Rezultă că acetilena este o hidrocarbură nesaturată.

**2. Adiția hidrogenului (hidrogenarea).* Acetilena, la fel ca etilena, se supune ușor hidrogenării. Adiția hidrogenului decurge în două etape, în locul unde se scindează consecutiv cele două legături suplimentare:

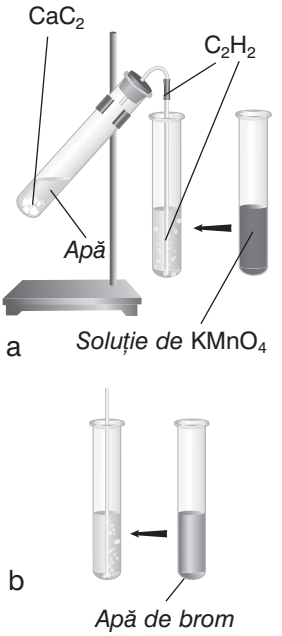
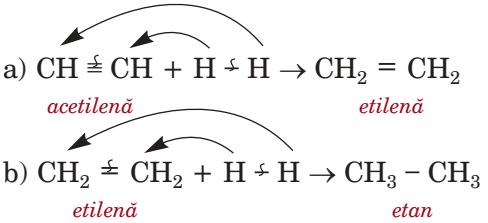


Fig. 5.6. Obținerea acetilenei în laborator și decolorarea: (a) soluției de $KMnO_4$; (b) apei de brom.

Fig. 5.7. Arderea acetilenei: a) în aer; b) în oxigen.



3. Arderea acetilenei. În exces de oxigen, acetilena arde cu flacără albăstruie, dezvoltînd o temperatură foarte înaltă (peste 3 000°C), capabilă să topească metalele:

$$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O + Q$$

Reacția aceasta decurge într-un bec special, în care se suflă concomitent acetilenă și oxigen. Cu ajutorul becului de acetilenă se efectuează sudarea și tăierea metalelor. În mod obișnuit (fără suflarea oxigenului), acetilena arde cu o flacără fumegîndă, deoarece în molecula ei, la doi atomi de carbon revin doar doi atomi de hidrogen, care ard ușor, lăsînd în flacără particule de carbon (*fig. 5.7*).

Utilizarea. În *fig. 5.8* sînt redate domeniile de utilizare a acetilenei.

Alcătuiește un eseu despre utilizarea acetilenei.

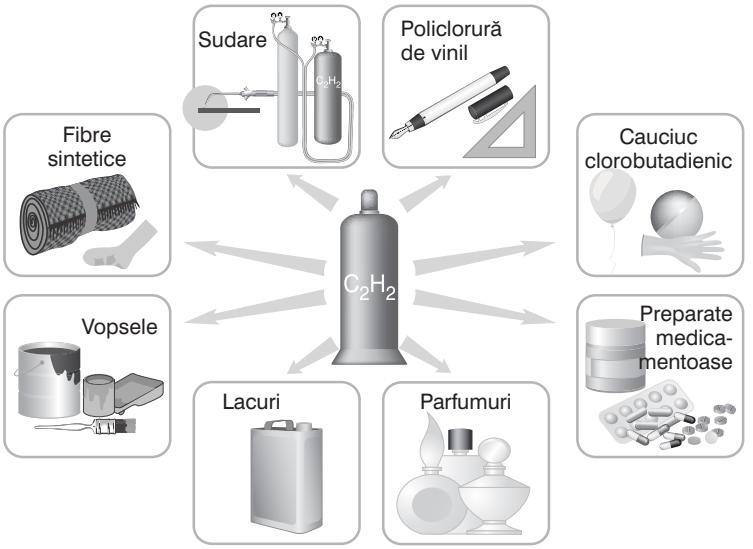


Fig. 5.8. Utilizarea acetilenei.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

$$C \xrightarrow{1} CaC_2 \xrightarrow{2} CH \equiv CH \xrightarrow{3} CH_2 = CH_2 \xrightarrow{4} CH_3 - CH_3 \xrightarrow{5} CO_2$$

$$CH \equiv CH \xrightarrow{6} CO_2$$

Numiți substanțele care participă la aceste reacții.

EVALUARE

1. Explică formula structurală și cea electronică a acetilenei.
2. Descrie proprietățile chimice ale acetilenei.
3. Ce au în comun (I) și prin ce se deosebesc (II) hidrocarburile:
   a) acetilena și etilena; b) acetilena și etanul ?
   Notă. La comparare, se va ține cont de compoziție, structură, natura legăturilor chimice, proprietățile fizice și chimice.
4. Calculează masa oxigenului necesar pentru arderea acetilenei cu volumul de 44,8 l (*c.n.*).

Test DE EVALUARE LA TEMA HIDROCARBURILE

I. Scrie, în spațiul liber din stînga numerelor de ordine ale substanțelor din coloana A, litera care corespunde structurii din coloana B:

A	B
...1. Acetilenă	a. $CH_2{=}CH_2$
...2. Etilenă	b. $CH_3{-}CH_3$
...3. Etan	c. $CH{\equiv}CH$

II. Gazul natural conține:
a. metan c. etilenă
b. etan d. acetilenă

III. Din șirul substanțelor enumerate:
C_2H_6; C_2H_4; CH_4; C_3H_8; C_2H_2, alege hidrocarburile nesaturate și scrie-le în spațiul indicat _____ .

***IV.** Se numește *reacție de hidratare*:
a) adiția hidrogenului la etilenă;
b) adiția apei la etilenă;
c) adiția hidrogenului la acetilenă.

V. Încercuiește afirmațiile adevărate:
a) pentru hidrocarburile nesaturate este caracteristică reacția de adiție;
b) petrolul este un amestec de hidrocarburi gazoase;
c) acetilena poate fi obținută din carbură de calciu în condiții de laborator.

VI.* Scrie ecuațiile reacțiilor respective și încercuiește reacțiile de adiție:

a) $CH_2 = CH_2 + H_2 \rightarrow$
b) $CH_2 = CH_2 + H_2O \rightarrow$
c) $CH \equiv CH + H_2 \rightarrow ? \xrightarrow{+H_2}$
d) $C_2H_6 + O_2 \rightarrow$

VII. Determină cantitatea de substanță de oxid de carbon (IV) ce se formează la arderea metanului cu volumul de 56 l (*c.n.*).

VIII. Calculează volumul de metan ce se găsește în 5 l de gaz natural, dacă metanul în gazul natural constituie 98%.

După studierea acestui subcapitol, vei fi capabil:

– să descrii importanța compușilor organici cu oxigen: alcoolii, acizii carboxilici, grăsimile, hidrații de carbon;
– să caracterizezi răspîndirea în natură a grăsimilor și hidraților de carbon;
– să explici legătura dintre compoziția, proprietățile și utilizarea compușilor cu oxigen;
– să descrii și să explici rolul biologic al acestor compuși.

5.3. Compușii organici cu oxigen

Marele grup al compușilor organici oxigenați cuprinde mai multe clase de substanțe: alcooli, aldehide, acizi, esteri, grăsimi, hidrați de carbon etc. În cele ce urmează, vom face cunoștință doar cu reprezentanții cîtorva clase, care sînt utilizați pe larg în viața cotidiană.

5.3.1. Alcoolii

Compoziția și structura. În viața cotidiană ați avut ocazia să auziți despre alcoolul etilic: cu alcool, medicul dezinfectează locul de unde vă ia sînge pentru analiză sau unde urmează să vă facă o injecție. Toate băuturile alcoolice conțin alcool etilic. El are formula moleculară C_2H_5OH. Unii dintre voi au auzit, probabil, și de alcoolul metilic, care este o substanță toxică. Acesta are formula moleculară CH_3OH.

După cum vedeți, moleculele CH_3OH și C_2H_5OH sînt alcătuite din rest de hidrocarbură (CH_3 –, C_2H_5 –) și o grupă hidroxil OH.

Substanțele organice care conțin în moleculă una sau mai multe grupe hidroxil OH, legate de restul de hidrocarbură, se numesc alcooli.

Anterior s-a afirmat că numărul elementelor chimice nu poate creşte la nesfîrşit *(pag. 15)*. În acest context, ce am putea spune în privința creşterii în viitor a numărului de substanțe organice?

Alcoolii care conțin o singură grupă hidroxil se numesc *alcooli monohidroxilici*. Astfel, alcoolii CH_3OH și C_2H_5OH sînt *alcooli monohidroxilici saturați*.

Care este natura legăturilor chimice în molecula de alcool? Le vom analiza pe exemplul alcoolului etilic. În baza electronegativității elementelor, constatăm că:

legătura C : C este covalentă nepolară;

legătura $\overset{\delta-}{C}:\overset{\delta+}{H}$ este covalentă polară;

legătura $\overset{\delta+}{C}:\overset{\delta-}{O}$ este covalentă polară;

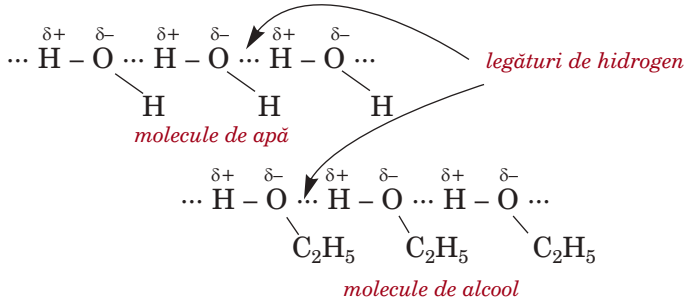
legătura $\overset{\delta-}{O}:\overset{\delta+}{H}$ este covalentă polară.

Cea mai polară este legătura din grupa hidroxil $\overset{\delta-}{O}:\overset{\delta+}{H}$. Ea se scindează mai ușor decît alte legături chimice din molecula de alcool.

Proprietățile alcoolilor sînt determinate de prezența grupei OH, care mai este numită *grupă funcțională*.

Proprietățile fizice. Alcoolii metilic și etilic sînt incolori, volatili, se dizolvă bine în apă și au un miros specific.

Spre deosebire de hidrocarburile gazoase corespunzătoare CH_4, C_2H_6, alcoolii CH_3OH și C_2H_5OH sînt substanțe lichide datorită prezenței legăturii de hidrogen între moleculele lor. Aceasta se formează între atomul de oxigen electronegativ al unei molecule de alcool și hidrogenul electropozitiv al altei molecule, la fel ca între moleculele de apă:



Asemănarea cu apa condiționează solubilitatea înaltă a alcoolilor inferiori în apă.

Proprietățile chimice ale alcoolului etilic. *Reacția de ardere.* Alcoolul etilic arde cu flacără albăstruie:

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O + Q$$

Reacția decurge cu degajare de căldură.

Alcoolul etilic este unul din combustibilii care nu poluează atmosfera. În Brazilia, de exemplu, peste un milion de automobile circulă pe bază de alcool etilic.

**Eliminarea apei – deshidratarea.* La încălzirea alcoolului etilic cu acid sulfuric concentrat, se formează un gaz incolor – etilena:

$$\underset{\text{alcool etilic}}{CH_3 - CH_2OH} \xrightarrow[t > \text{de } 140^\circ C]{H_2SO_{4\,conc.}} \underset{\text{etilenă}}{CH_2 = CH_2} + H_2O$$

Acidul sulfuric concentrat servește ca agent deshidratant. Cu ajutorul acestei reacții se obține etilena în laborator.

****Obținerea.*** Cel mai important reprezentant al alcoolilor este alcoolul etilic. Acesta se poate obține la fermentarea substanțelor zaharoase, cum ar fi glucoza (din struguri) şi zaharoza (zahărul din sfecla de zahăr, din fructe):

$$\underset{\text{glucoză}}{C_6H_{12}O_6} \rightarrow \underset{\text{alcool etilic}}{2C_2H_5OH} + 2CO_2\uparrow$$

Republica Moldova este o țară agricolă cu suprafețe mari de vii în zona centrală și cea de sud. Astfel, producerea vinurilor și a altor băuturi alcoolice este una din ramurile industriale de bază.

Alcoolul eliminat prin distilarea vinului se numește *alcool alimentar*. El mai poate fi obținut din cartofi, cereale, melasă, fructe (mere, prune, caise), la fermentarea acestora.

Alcoolul etilic obținut în industrie din celuloză (lemn) sau din etilenă se numește *alcool tehnic*. Acesta este folosit în scopuri tehnice.

Reacția care stă la baza producerii industriale a alcoolului etilic din etilenă și apă (hidratarea etilenei) decurge conform schemei:

$$\underset{\textit{etilenă}}{CH_2 = CH_2} + H - OH \xrightarrow{[cat.]} \underset{\textit{alcool etilic}}{CH_3 - CH_2OH} \text{ (sau } C_2H_5OH)$$

Utilizarea. Alcoolul etilic are proprietatea de a dizolva foarte multe substanțe organice. El este unul dintre cei mai ieftini dizolvanți. *Alcoolul etilic alimentar* se folosește la stabilizarea proceselor de fermentare a sucurilor, la pregătirea băuturilor alcoolice, a medicamentelor și produselor cosmetice. *Alcoolul etilic tehnic* servește ca materie primă în sinteza compușilor organici și este întrebuințat în calitate de combustibil (*fig. 5.9*).

Alcătuiește un eseu despre utilizarea alcoolului etilic.

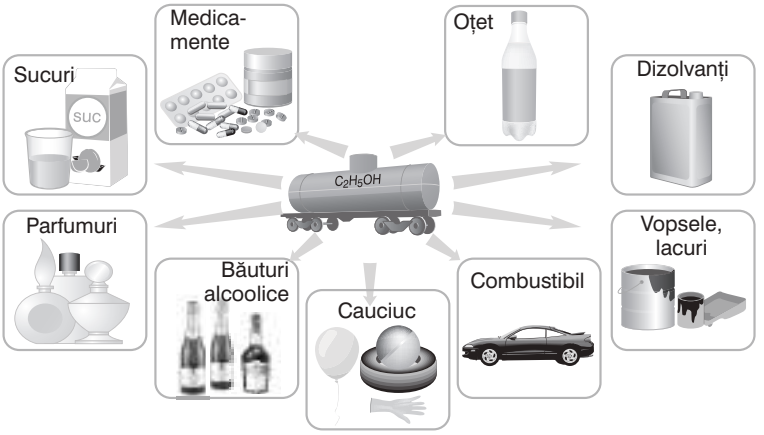


Fig. 5.9. Utilizarea alcoolului etilic.

Alcoolul metilic, din cauza înaltei sale toxicități, este utilizat doar în scopuri tehnice, ca dizolvant și ca materie primă în sinteza organică.

Acțiunea biologică. Consumul alcoolului etilic duce la excitarea organismului. În urma întrebuințării îndelungate, alcoolul afectează sistemul nervos, aparatul cardiovascular și cel digestiv. Deosebit de toxic este alcoolul etilic tehnic. El poate conține impurități nocive, care sînt fatale pentru organism.

Alcoolul etilic distruge bacteriile, de aceea este folosit în medicină ca bactericid (dezinfectant).

Alcoolul metilic CH_3OH, cu toate că este asemănător cu cel etilic și manifestă proprietăți similare, este mult mai nociv pentru organismele vii. Pentru om doza toxică este de 350 mg/kg corp.

Otrăvitor!
Doza mortală – 30 ml

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Alcătuiți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

$$\boxed{CH_3 - CH_3} \rightarrow \boxed{CH_2 = CH_2} \rightarrow \boxed{CH_3 - CH_2 - OH} \rightarrow \boxed{CO_2}$$

2. Toamna, după ce culeg strugurii, gospodarii îi zdrobesc și îi lasă în beci să fermenteze în butoaie, pentru a obține vin. Ținînd cont de natura ambilor produși ai ecuației de fermentare, alcătuiți un eseu explicativ de avertizare.

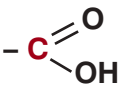
EVALUARE

1. Care substanțe organice se numesc *alcooli* ? Dă exemple.
2. Explică sensul noțiunii de *alcool monohidroxilic* pe exemplul alcoolului etilic.
3. Alcătuiește formulele structurală și electronică ale alcoolului etilic și explică ce legături chimice se formează între atomi în molecula lui.
4. Numește grupa funcțională în moleculele de alcooli. Care dintre legăturile chimice din alcooli este cea mai puțin stabilă (mai polară) ? De ce ?
5. Explică proprietățile fizice ale alcoolilor inferiori:
   a) starea de agregare lichidă la temperatura obișnuită;
   b) solubilitatea în apă.
6. Scrie ecuațiile reacțiilor de ardere a alcoolului: a) metilic; b) etilic. Care dintre aceste reacții are importanță practică ? Unde este folosită ?
7. Numește domeniile de întrebuințare a alcoolului etilic. Explică utilizarea alcoolului etilic, pornind de la proprietățile lui.
8. Ce masă de alcool poate fi obținută la hidratarea a 448 l de etilenă (*c.n.*) ?

5.3.2. Acizii carboxilici

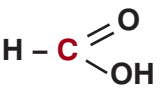
Compoziția și structura. Acizii carboxilici fac parte din mulțimea de compuși organici ai oxigenului. De ce acizii organici se numesc *carboxilici* ? Deoarece în compoziția lor intră grupa carboxil COOH (tot așa cum alcoolii care conțin grupa hidroxil OH se numesc *compuși hidroxilici*).

Grupa funcțională carboxil

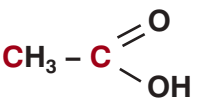


Există o corelație strînsă între alcooli și acizii carboxilici. Cel mai cunoscut reprezentant al acizilor carboxilici este acidul acetic CH_3COOH. El se poate forma din alcoolul cu același număr de atomi de carbon – CH_3CH_2OH.

Acizi carboxilici



Se știe că mustul de struguri fermentează în lipsă de aer și se transformă în vin. Procesul chimic a fost studiat anterior. Glucoza din struguri se transformă în alcool etilic. Astfel se obține vinul, care este păstrat la rece, în butoaie sau butelii, în lipsă de aer. În caz contrar, vinul se oțetește. Adică, în prezența aerului și a fermenților din vin, are loc oxidarea alcoolului etilic pînă la *acid acetic*:



$$\underset{\textit{alcool etilic}}{CH_3 - CH_2OH} + O_2 \longrightarrow \underset{\textit{acid acetic}}{CH_3 - COOH} + H_2O$$

Acidul acetic este componenta de bază a oțetului de masă.

Acizii carboxilici sînt substanțe ce conțin în moleculă grupa carboxil – COOH.

Precum alcoolului etilic $CH_3 - CH_2 - OH$ îi corespunde acidul acetic $CH_3 - COOH$, la fel alcoolului metilic $CH_3 - OH$ îi corespunde acidul formic $H - COOH$:

$H - CH_2 - OH$ *alcool metilic*	$CH_3 - CH_2 - OH$ *alcool etilic*
$H - CO - OH$ *acid formic*	$CH_3 - CO - OH$ *acid acetic*

Denumirea primului acid (formic) se datorează faptului că el a fost descoperit în furnici, iar următorul (acetic) – în oțet.

Comparînd acizii formic și acetic de mai sus cu alcoolii corespunzători (metilic și etilic), observăm că acizii obțin un atom de oxigen în locul a doi atomi de hidrogen.

Există o mulțime de alți acizi carboxilici, pe care îi cunoaștem (după denumire) în măsura în care ne sînt folositori. De exemplu, acizii *citric* (din citrice), *malic* (din mere), *oxalic* (din măcriș), *salicilic* (din el se obține aspirina – acidul acetilsalicilic), *lactic* (din laptele înăcrit, tot el se formează și ne produce dureri cînd suprasolicităm mușchii) etc.

Proprietățile fizice. Acizii inferiori sînt substanțe lichide, iar cei superiori – solide. Lipsa substanțelor gazoase printre acizii carboxilici este cauzată, ca și la alcooli, de prezența legăturii de hidrogen între moleculele lor. Acizii inferiori (de exemplu, acidul formic și acidul acetic) se dizolvă foarte bine în apă. Odată cu mărirea numărului atomilor de carbon în moleculă, prevalează proprietățile restului de hidrocarbură (scade solubilitatea în apă). Astfel, acidul stearic $C_{17}H_{35}COOH$, care intră în compoziția grăsimilor, este insolubil în apă.

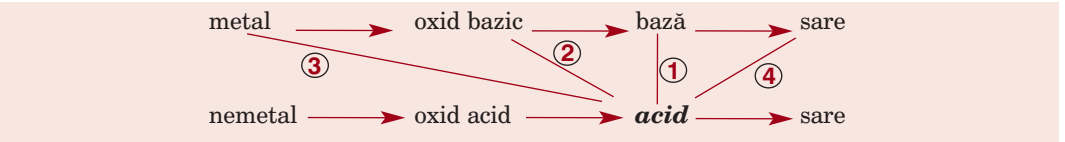
Acizii inferiori au un miros specific. Spre exemplu, mirosul acidului acetic este bine-cunoscutul miros de oțet.

Proprietățile chimice. După proprietățile lor, acizii carboxilici se aseamănă mult cu acizii minerali, dar sînt acizi mai slabi. În soluțiile apoase, ei disociază slab în cation de hidrogen și anion de rest acid. De exemplu:

$$\underset{\textit{acid acetic}}{CH_3COOH} \rightleftarrows \underset{\textit{anion acetat}}{CH_3COO^-} + \underset{\textit{cation de hidrogen}}{H^+}$$

Soluțiile de acizi carboxilici colorează turnesolul în roșu, iar metiloranjul – în roz.

Celelalte proprietăți ale acizilor carboxilici pot fi examinate folosind schema cunoscută a legăturii genetice dintre compușii anorganici:



1. Interacțiunea cu metalele, oxizii bazici şi bazele. Metalele situate pînă la hidrogen în seria activității metalelor substituie hidrogenul din acizii carboxilici:

$$2CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2\uparrow$$

acid acetic *acetat de magneziu*

La interacțiunea acizilor cu oxizii bazici și cu bazele alcaline, se formează sare și apă:

$$2CH_3COOH + CaO \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O$$

acid acetic *acetat de calciu*

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

acid acetic *acetat de sodiu*

Scrie ecuația ionică și ionic redusă de obținere a acetatului de sodiu.

Interacțiunea cu sărurile. Acidul acetic substituie din săruri acizii instabili (de exemplu, acidul carbonic). Dacă tratăm hidrogenocarbonatul de sodiu cu acid acetic, începe o reacție energică și se elimină dioxid de carbon:

$$CH_3COOH + NaHCO_3 \rightarrow CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

**2. Proprietățile acidului stearic.* Acidul stearic $C_{17}H_{35}COOH$ este insolubil în apă. La tratarea lui cu soluție de NaOH, se obține o sare solubilă în apă, cu proprietăți de curățare – stearatul de sodiu $C_{17}H_{35}COONa$, cunoscut sub numele de *săpun solid*:

(*EM*) $C_{17}H_{35}COOH + NaOH \rightarrow C_{17}H_{35}COONa + H_2O$

acid stearic *stearat de sodiu*

(*EIC*) $C_{17}H_{35}COOH + Na^+ + OH^- \rightarrow C_{17}H_{35}COO^- + Na^+ + H_2O$

Sarea de potasiu a acestui acid $C_{17}H_{35}COOK$ este *săpunul lichid*.

De menționat că în componența săpunului, pe lîngă sărurile de sodiu ale acizilor carboxilici superiori (de exemplu, $C_{17}H_{35}COONa$), intră și mici adaosuri de aromatizanți, creme, apă etc.

Utilizarea. Acidul acetic, sub formă de oțet de masă, este folosit pe larg în industria alimentară, la conservarea legumelor. Din acid acetic se obțin coloranți și preparate medicamentoase. Acetatul de fier (III), de exemplu, se utilizează la colorarea țesăturilor, iar acetatul de plumb – la pregătirea soluțiilor pentru comprese (apă de plumb) (*fig. 5.10*).

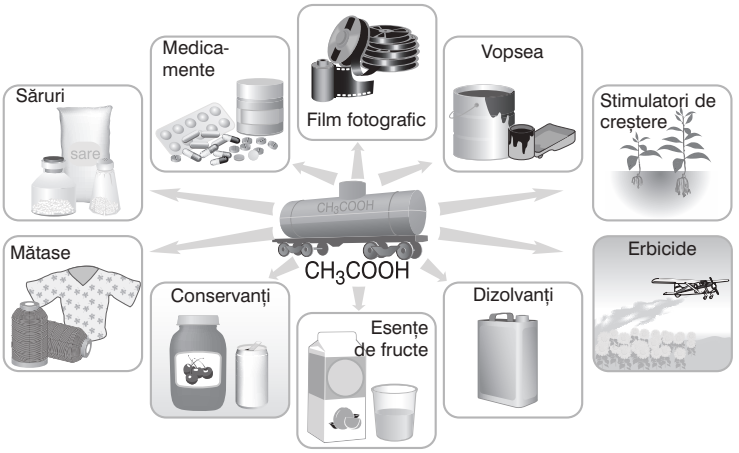


Fig. 5.10. Utilizarea acidului acetic.

Alcătuiește un eseu despre utilizarea acidului acetic.

EVALUARE

1. Efectuează următoarele transformări:

$$CH_2=CH_2 \underset{-H_2O}{\overset{H_2O}{\rightleftarrows}} CH_3-CH_2-OH \xrightarrow{[O]} CH_3-COOH \rightarrow CH_3-COONa$$

2. Ce proprietăți chimice ale acizilor carboxilici sînt comune tuturor acizilor minerali ? Scrie ecuațiile reacțiilor după exemplul acidului acetic.

3. Completează ecuațiile reacțiilor și numește produșii:

a) $CH_3COOH + Mg \rightarrow$ c) $CH_3COOH + Ca(OH)_2 \rightarrow$ e) $CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow$

b) $CH_3COOH + MgO \rightarrow$ d) $C_{17}H_{35}COOH + KOH \rightarrow$ f) $CH_3COOH + NaHCO_3 \rightarrow$

4. Numește acizii carboxilici cunoscuți, corelează denumirea lor cu sursa de aflare.

5. Numește domeniile de utilizare a acidului acetic.

6. Aplicînd diagrama Venn, explică ce au în comun și prin ce se deosebesc alcoolul etilic și acidul acetic.

7. Pentru pregătirea aluatului cu sodă, aceasta este stinsă cu oțet. Scrie ecuația reacției și calculează volumul oxidului de carbon (IV) care se elimină din 1 g de sodă.

***8.** Calculează masa săpunului lichid care se obține din acid stearic cu cantitatea de substanță de 0,1 mol.

5.3.3. Grăsimile

Grăsimile sînt o clasă de substanțe bine-cunoscute și folosite pe larg. Grăsimea de pasăre, de vită sau de porc, untul, uleiul și alte tipuri de grăsimi intră în rația alimentară zilnică a fiecărui om (*fig. 5.11*).

Grăsimile sînt de proveniență animală (de exemplu, grăsimea de porc) și vegetală (uleiul de floarea-soarelui, de porumb, de măsline, de cînepă etc.).

*În compoziția chimică a grăsimilor intră, de obicei, resturi de acizi monocarboxilici superiori (de exemplu, acidul stearic $C_{17}H_{35}COOH$) și de alcool trihidroxilic – glicerolul.

Proprietățile. Grăsimile pot fi solide și lichide. De obicei, grăsimile solide sînt de proveniență animală, iar cele lichide – de proveniență vegetală. Grăsimile lichide se mai numesc *uleiuri*.

Grăsimile proaspete nu au miros. Mirosul apare în urma oxidării și descompunerii, dacă grăsimea este păstrată la aer timp îndelungat.

Atît grăsimile solide, cît și cele lichide sînt mai ușoare decît apa și nu se dizolvă în ea. Ele se dizolvă bine în dizolvanți organici (benzen, acetonă etc.).

Utilizarea. Grăsimile sînt utilizate pe larg în industria alimentară. Ele se folosesc, de asemenea, la sinteza săpunurilor, produselor cosmetice și medicamentelor. Datorită capacității lor de a forma pelicule, grăsimile sînt folosite la producerea lacurilor și vopselelor (*fig. 5.12*).

Fig. 5.11. Grăsimi lichide și solide.

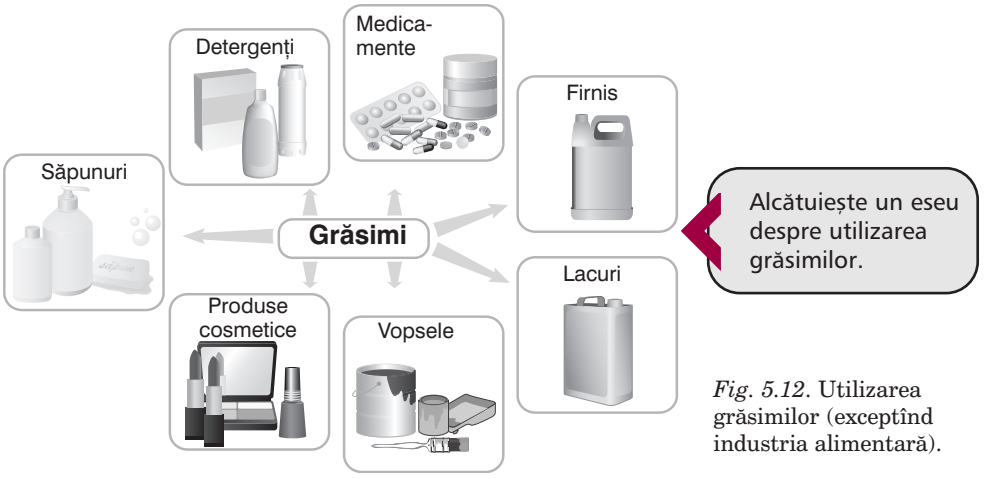


Fig. 5.12. Utilizarea grăsimilor (exceptînd industria alimentară).

Valoarea biologică a grăsimilor. Organismul nostru are nevoie de energie. El o obține pe baza oxidării cîtorva tipuri de substanțe nutritive, cum ar fi grăsimile, proteinele, hidrații de carbon, care pătrund în organism odată cu hrana.

Ce modificări suferă grăsimile în organism?

S-ar crede că, de exemplu, untul, odată pătruns în organism, „se consumă" parțial, dînd energie, iar ceea ce rămîne se depune ca rezervă. Se depune oare și grăsimea de pasăre la fel? Dacă da, aceasta înseamnă că organismul nostru conține diverse tipuri de grăsimi, ceea ce nu este adevărat.

În realitate, ajungînd în organism, toate grăsimile se supun mai întîi hidrolizei (în stomac are loc hidroliza acidă, iar în intestin – cea bazică), în urma căreia se formează glicerol și acizi superiori. Oxidarea ce decurge în organism este un proces de transformări extrem de complicat, care se încheie cu formarea dioxidului de carbon, apei și energiei. Procesul este identic cu reacția de ardere. Acizii superiori (formați la hidroliză) „ard" parțial pînă la CO_2 și H_2O, eliminînd energia necesară organismului, iar glicerolul și acizii nefolosiți se recombină, formînd *grăsimea proprie organismului dat*, care se depune în țesuturi ca rezervă de energie.

Fig. 5.13. De ce cămila poate rezista mult timp în pustiu fără apă? În cocoașele cămilei se depozitează grăsimi.

Grăsimile sînt produse alimentare foarte calorice (de două ori mai calorice decît proteinele și hidrații de carbon). De exemplu, un om cu masa de 70 kg poate supraviețui fără hrană timp de 40 de zile, dacă organismul lui conține cca 15 kg de grăsime. În cazuri extremale, grăsimile constituie și o rezervă de apă. De exemplu, 1 mol de tristearină (grăsime), după anumite transformări însoțite de oxidare, furnizează organismului 55 mol de apă:

$$*\underset{\text{grăsime}}{C_{57}H_{110}O_6} + 81{,}5\,O_2 \longrightarrow 57\,CO_2 + 55H_2O + Q$$

Rezerva de apă din grăsimi le permite cămilelor să reziste mult timp în pustiu fără apă.

În organism, grăsimea constituie o rezervă de energie și apă:
1 mol de grăsime → 55 mol de apă
1 g de grăsime → 38,9 kJ de energie

EVALUARE

1. Definește grăsimile. Numește tipurile de grăsimi și indică răspîndirea lor în natură.
2. Care este valoarea biologică a grăsimilor ? Ce transformări suferă grăsimile în organism ?
3. Numește domeniile de utilizare a grăsimilor.
4. Calculează energia (în kJ) obținută la oxidarea totală în organism a rației zilnice de grăsime egală cu 90 g pentru fete și 100 g pentru băieți, dacă 1 g de grăsime furnizează, la oxidare, circa 38,9 kJ.

5.3.4. Hidrații de carbon

Răspîndirea în natură și importanța. Hidrații de carbon constituie una dintre cele mai răspîndite clase de compuși naturali. În natură, ei se formează în cantități enorme (circa 100 000 000 000 tone anual) prin fotosinteză. Omul a studiat minuțios acest „laborator“ al naturii, dar, cu tot efortul său creativ, nu a reușit încă să reproducă procesul de fotosinteză pe cale chimică.

Hidrații de carbon constituie 80% din masa uscată a regnului vegetal. Întreaga lume vegetală ce ne înconjoară, precum și produșii prelucrării ei, care sînt la fel de variați (zahăr, miere, țesături din bumbac sau viscoză, hîrtie, amidon, vitamina C, explozivi etc.), denotă că hidrații de carbon au o importanță majoră pentru viața și activitatea omului.

Fig. 5.14. Strugurii sînt un depozit natural de glucoză.

Sensul noțiunii de *hidrați de carbon* se datorează compoziției lor; formal, ei sînt alcătuiți din carbon și apă. Întrucît unii reprezentanți au gust dulce, hidrații de carbon mai sînt numiți *zaharide* sau *glucide* (din greacă *glicos* – „dulce“).

În cele ce urmează vom examina cîțiva reprezentanți ai hidraților de carbon: glucoza, zaharoza, amidonul și celuloza.

Glucoza este o substanță dulce, răspîndită în fructe și pomușoare, dar mai ales în struguri. Sîngele unui om sănătos conține circa 0,1% de glucoză. În cazul în care conținutul glucozei în sînge este mai mare, organismul suferă de o boală gravă, numită *diabet zaharat*.

Glucoza este o substanță albă, cristalină, care se dizolvă bine în apă.

Formula moleculară a glucozei este $C_6(H_2O)_6$ sau $C_6H_{12}O_6$.

Glucoza

$C_6(H_2O)_6$

$C_6H_{12}O_6$

În natură, glucoza se formează prin fotosinteză în plantele verzi, la lumină și căldură, din apă și dioxid de carbon, cu participarea clorofilei. Schema redusă a fotosintezei este următoarea:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow[\text{căldură}]{\text{lumină}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow$$

Astfel, în urma fotosintezei, odată cu obținerea glucozei, atmosfera se curăță de CO_2 și se îmbogățește cu oxigen.

Procesul invers este oxidarea glucozei, cu degajare de căldură:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + Q$$

Această reacție decurge în citoplasma celulei și asigură energia necesară pentru toate procesele chimice din organism.

Au oare nevoie acești sportivi de glucoză?

Așa cum s-a menționat anterior, 1 g de hidrați de carbon asigură 17 kJ de energie, iar 1 g de grăsime – 38 kJ. Cu toate că valoarea energetică a glucozei este de două ori mai mică decît cea a grăsimilor, organismul uman nu poate exista fără glucoză și alți hidrați de carbon. Informații importante în acest sens veți afla și la lecțiile de biologie.

Glucoza servește ca materie primă pentru obținerea alcoolului etilic prin metoda fermentării (*vezi și alcoolii*):

$$\underset{\textit{glucoză}}{C_6H_{12}O_6} \rightarrow \underset{\textit{alcool etilic}}{2C_2H_5OH} + 2CO_2\uparrow$$

Zaharoza

$C_{12}(H_2O)_{11}$

$C_{12}H_{22}O_{11}$

Amidonul
Celuloza

$(-C_6H_{10}O_5-)_n$

Zaharoza (zahărul) intră în componența multor plante, îndeosebi a sfeclei de zahăr și a trestiei de zahăr. Este o substanță cristalină, care se dizolvă bine în apă. La încălzirea pînă la 160°C, zaharoza se topește, iar la răcirea ulterioară, formează o masă amorfă, numită *caramel*. Compoziția zaharozei poate fi exprimată prin formula $C_{12}(H_2O)_{11}$ sau $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Amidonul și **celuloza** sînt compuși macromoleculari (asemeni polimerilor). Moleculele lor constau din fragmente de glucoză. Atît amidonul, cît și celuloza se pot forma în natură prin fotosinteză, din sute și mii de molecule de glucoză, conform schemei:

$$\underset{\textit{glucoză}}{nC_6H_{12}O_6} \rightarrow \underset{\textit{amidon sau celuloză}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + (n-1)H_2O$$

Amidonul și celuloza sînt numiți și *polizaharide*. De ce? Deoarece moleculele lor sînt alcătuite din multe (*poli*) fragmente de glucoză (*zaharide*).

Sub acțiunea unor acizi sau enzime, polizaharidele se pot supune hidrolizei cu formarea glucozei:

$$\underset{\textit{amidon sau celuloză}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + (n-1)H_2O \rightarrow \underset{\textit{glucoză}}{nC_6H_{12}O_6}$$

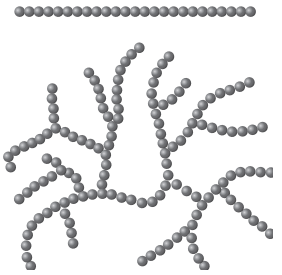


Fig. 5.15. Macromolecule de amidon.

Spre deosebire de *sinteza* amidonului și a celulozei, care poate avea loc exclusiv în natură (prin fotosinteză),

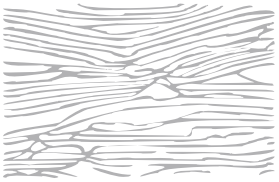


Fig. 5.16. Fibre de celuloză.

hidroliza lor poate decurge nu doar în natură; aceasta poate fi efectuată și în laborator, în industrie etc.

Să examinăm mai detaliat aceste polizaharide.

Amidonul este un praf alb, insolubil în apă rece. În apa fierbinte amidonul se umflă. Macromoleculele de amidon sînt cu prevalare ramificate și strînse în gheme (*fig. 5.15*), iar cele de celuloză sînt liniare (*fig. 5.16*). Picurați puțină tinctură de iod pe o felie de cartof crud. Veți observa apariția culorii albastre, care servește ca *probă de identificare a amidonului* (*fig. 5.17*).

În natură, amidonul se găsește în cereale, semințe, tuberculi, fructe. De exemplu, cartofii conțin circa 20% de amidon, grîul și porumbul – 70%, orezul – 80%.

Rolul biologic. Amidonul este principala polizaharidă de rezervă din plante. El este o importantă sursă alimentară pentru om și animale.

Amidonul pătruns în organism odată cu hrana suferă aceleași transformări ca și grăsimile. Mai întîi, cu ajutorul enzimelor, prin hidroliză, amidonul se scindează pînă la glucoză. Moleculele de glucoză se oxidează, eliminînd CO_2, H_2O și energia necesară organismului:

$$\underset{\textit{glucoză}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + Q$$

Zilnic, organismul uman are nevoie de 400 g de hidrați de carbon.

Hidroliza amidonului decurge în mai multe etape. La o etapă intermediară, se formează niște substanțe dulci, numite *dextrine*, care, la rîndul lor, prin hidroliză, se transformă în glucoză. Gustul dulce, plăcut al cojii de pîine sau al cartofilor prăjiți se datorează transformării amidonului în dextrine. Și cartofii expuși la ger capătă un gust dulceag. De ce?

Celuloza. Polizaharida celuloza este răspîndită în tot regnul vegetal. Ea reprezintă materialul de construcție a celulelor tuturor plantelor. Moleculele de celuloză sînt lungi, de aceea pot fi trase ușor în fibre (*fig. 5.16*). Inul, cînepa, bumbacul sînt alcătuite, în proporție de peste 90%, din celuloză, de aceea pot fi transformate ușor în fibre naturale sau vată (din bumbac). Lemnul conține mai puțină celuloză (pînă la 50%) și nu poate servi la producerea fibrelor naturale. Din lemn, după anumite prelucrări tehnologice, se fabrică hîrtie, fibre (*viscoză*, *fibre acetat*).

Bumbacul conține celuloză pură.

În industrie, prin fermentația glucozei obținute din celuloză, se produce alcool etilic. Acesta este folosit în scopuri tehnice, întrucît conține impurități toxice.

Spre deosebire de amidon, celuloza nu este folosită de om ca aliment. De ce? Deoarece organismul uman nu conține enzimele necesare pentru hidroliza celulozei pînă la glucoză. Doar animalele rumegătoare au asemenea enzime.

Celuloza arde cu degajare de căldură. Evident, cel mai rentabil material (ce conține celuloză), folosit ca sursă de energie la pregătirea bucatelor, încălzirea încăperilor, este lemnul.

$$\underset{\textit{celuloză}}{(C_6H_{10}O_5)_n} + 6nO_2 \rightarrow 6nCO_2 + 5nH_2O + Q$$

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Calculați volumul de CO_2 (*c.n.*) și masa apei necesare pentru formarea prin fotosinteză a glucozei cu masa de: a) 18 g; b) 1,35 tone. Ce volum de oxigen se elimină în atmosferă?

2. Calculați volumul dioxidului de carbon (*c.n.*) și masa apei ce se formează la oxidarea glucozei cu masa de: a) 18 g; b) 90 g.

3. Scrieți ecuațiile reacțiilor pentru următoarele transformări:

a) amidon → glucoză → alcool etilic;

b) celuloză → glucoză → alcool etilic.

Prin ce se deosebesc produșii finali ai acestor transformări? Unde poate fi folosit alcoolul etilic obținut prin schema a) și prin schema b)?

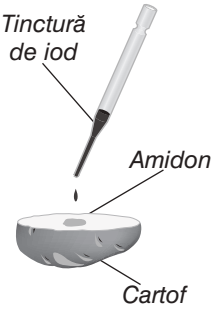


Fig. 5.17. Reacția de identificare a amidonului.

EVALUARE

1. Care substanțe sînt numite hidrați de carbon ? De ce ?
2. Scrie ecuația de formare a glucozei în plante. În ce condiții decurge acest proces ? Cum se numește el ?
3. Care sînt produșii finali ai oxidării treptate a glucozei în organismele vii ?
4. Descrie compoziția și proprietățile zaharozei.
5. Care produse alimentare naturale servesc ca sursă de glucoză și amidon pentru organismul uman ? Poate oare omul să consume celuloză ? De ce ?
6. Explică importanța și răspîndirea în natură a celulozei.
7. Ce tipuri de fibre se obțin din celuloză ?

Orizonturile chimiei

Consumul frecvent al dulciurilor duce la apariția cariilor. Se explică acest lucru prin faptul că în cavitatea bucală glucoza se supune ușor fermentației lactice și se transformă în acid lactic, care dizolvă emailul dentar. Prin urmare, amatorilor de dulciuri li se recomandă să-și clătească gura cu soluție diluată de sodă alimentară după fiecare masă.

Test DE EVALUARE LA TEMA COMPUȘII ORGANICI CU OXIGEN

I. Notează, lîngă numerele de ordine din coloana A, litera corespunzătoare denumirii din coloana B:

A	B
__1. C_2H_5OH	a. glucoză
__2. $C_6H_{12}O_6$	b. acid acetic
__3. CH_3COOH	c. alcool etilic

II. În cazul în care consideri că afirmația este adevărată, încercuiește litera A, iar dacă afirmația este falsă, încercuiește litera F:

A F *Alcoolii conțin în moleculă grupa funcțională carboxil.*

A F *Grăsimile se dizolvă în apă.*

A F *Acizii carboxilici prezintă proprietăți acide mai slabe decît acizii minerali.*

A F *Amidonul și celuloza sînt polimeri naturali.*

III. Realizează următoarele transformări, scriind ecuațiile reacțiilor respective:

$$C_2H_6 \rightarrow CH_2 = CH_2 \rightarrow CH_3 - CH_2 - OH \rightarrow CO_2 \xrightarrow[\text{căldură}]{\text{lumină}} C_6H_{12}O_6$$

IV. Completează ecuațiile reacțiilor:

a. $CH_3COOH + Mg \rightarrow$

b. $CH_3COOH + MgO \rightarrow$

c. $CO_2 + H_2O \xrightarrow[\text{căldură}]{\text{lumină}}$

d. $(C_6H_{10}O_5)_n + (n-1)H_2O \rightarrow$

V. La fermentarea glucozei sub acțiunea microorganismelor din drojdia de bere, se obține alcool etilic. Calculează masa glucozei necesare pentru obținerea a 500 kg soluție de alcool etilic cu partea de masă a C_2H_5OH de 9,2%.

VI. Scrie în dreptul fiecărei substanțe două domenii de utilizare a acesteia:

a. Alcool etilic _____

b. Acid acetic _____

c. Glucoză _____

d. Celuloză _____.

După studierea acestui subcapitol, vei fi capabil:

– să descrii importanța compușilor organici cu azot;
– să definești compușii organici cu azot: aminoacizii și proteinele;
– să explici formarea proteinelor, structura și proprietățile lor;
– să descrii și să explici rolul biologic al acestor compuși.

5.4. Compușii organici cu azot

***Compușii organici ce conțin azot în moleculă se numesc* compuși organici cu azot *sau* compuși azotați.**

Există o asemănare între compușii azotați organici și cei anorganici. Să ne amintim de compusul anorganic azotat numit *amoniac*.

$$H - \boxed{NH_2}$$ *grupă amină*

amoniac

În formula de mai sus este separată grupa NH_2, numită *grupă amină*. Această grupă figurează și în mulți compuși organici.

Printre aceștia, un loc aparte, datorită importanței lor vitale, îl ocupă aminoacizii și proteinele.

5.4.1. Aminoacizii

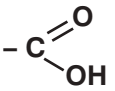
Structura aminoacizilor. Substanțele ce conțin în moleculă grupele funcționale amină NH_2 și carboxil COOH se numesc *aminoacizi*.

Formulele aminoacizilor pot fi alcătuite înlocuind în acizii carboxilici corespunzători un atom de hidrogen din catenă (nu cel din COOH) cu o grupă NH_2. Primul reprezentant este *acidul aminoacetic* $NH_2–CH_2–COOH$, care mai este numit *glicină*. Urmează *acidul aminopropionic*. Există două posibilități de legare a grupei NH_2: de carbonul marginal (β) și de carbonul vecin cu grupa COOH (carbonul α). Structurile și denumirile acizilor carboxilici și ale aminoacizilor corespunzători sînt date în *tabelul 5.1*.

Grupele funcționale în aminoacizi

NH_2

Grupa amină



Grupa carboxil

Tabelul 5.1. **Acizii carboxilici și aminoacizii corespunzători**

Acidul carboxilic	*Aminoacidul*
$H-CH_2-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$ *acid acetic*	$NH_2-\overset{\alpha}{C}H_2-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$ *acid aminoacetic, glicină (α-aminoacid)*
$H-\overset{\beta}{C}H_2-\overset{\alpha}{C}H_2-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$ *acid propionic*	$NH_2-\overset{\beta}{C}H_2-\overset{\alpha}{C}H_2-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$ *acid β-aminopropionic*
$H-\overset{\alpha}{C}H(\overset{\beta}{C}H_3)-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$ *acid propionic*	$NH_2-\overset{\alpha}{C}H(\overset{\beta}{C}H_3)-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$ *acid α-aminopropionic, alanină (α–aminoacid)*

α–Aminoacizi

$NH_2-\overset{\alpha}{C}H_2-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$

Glicină

acid α-aminoacetic

$NH_2-\overset{\alpha}{C}H(CH_3)-\overset{O}{\overset{\|\|}{C}}-OH$

Alanină

acid α-amino-propionic

Unii α–aminoacizi intră în componența proteinelor. Cercetările savanților au demonstrat că la biosinteza proteinelor participă 20 de α–aminoacizi strict determinați, care sînt aranjați într-o anumită succesiune.

5.4.2. Proteinele în natură și structura lor

Cuvîntul „proteină“ provine din grecescul *proteos*, care înseamnă „primar“. Termenul reflectă prezența obligatorie a proteinelor în toate formele materiei vii. Într-adevăr, proteinele se găsesc în piele, păr, mușchi, sînge, copite, coarne, oase, creier, organe interne, lapte, ouă, lînă etc. (*tabelul 5.2*).

Fig. 5.18. Proteinele stau la baza vieții pe Pământ.

Tabelul 5.2. **Conținutul proteinelor în natură (în % din masa uscată)**

Țesuturi	%	*Produse alimentare*	%
1. Plămîni	82	1. Ouă	12,5
2. Mușchi	80	2. Lapte	3,4
3. Inimă	60	3. Brînză	14,6
4. Ficat	57	4. Smîntînă	4,3
5. Creier	45	5. Unt	0,8
6. Piele	63	6. Carne de vită	14,7
7. Oase	28	7. Pește	9-16
8. Dinți	24	8. Pîine	6,4-6,9
		9. Cartofi	2,0
		10. Mazăre	19-23
		11. Caviar	26,7

Proteinele sînt *polimeri* naturali. Aceasta înseamnă că moleculele lor sînt lungi ca și moleculele polimerilor cunoscuți: polietilena, amidonul, celuloza. Să ne amintim formulele acestor polimeri: ele sînt alcătuite din același fragment structural, de exemplu:

$(-CH_2-CH_2-)_n$ — *polietilenă*

$(-C_6H_{10}O_5-)_n$ — *amidon* sau *celuloză*

Proteinele se deosebesc însă considerabil de ceilalți polimeri, deoarece la formarea unui fel de proteină (de exemplu, din albușul de ou) participă nu doar un singur α–aminoacid.

**Formarea proteinelor*. Procesul de sinteză a proteinelor este foarte complex. Cum interacționează α–aminoacizii între ei, formînd proteine?

Pentru a reprezenta acest proces, vom folosi acizii cunoscuți: glicina și alanina. Accentuăm aici că acizii se combină pe contul eliminării moleculelor de apă. Apa se formează din OH carboxilic și H al grupei amine:

$$\underset{\textit{glicină}}{NH_2-CH_2-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-\boxed{OH+H}-\overset{\overset{H}{|}}{N}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH} \rightarrow$$

alanină

$$\rightarrow NH_2-CH_2-\underset{\textit{grupa peptidă}}{\boxed{\overset{\overset{O}{\|}}{C}-\overset{\overset{H}{|}}{N}}}-\underset{\underset{CH_3}{|}}{CH}-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH+H_2O$$

dipeptidă glicil-alanină

Grupa peptidă

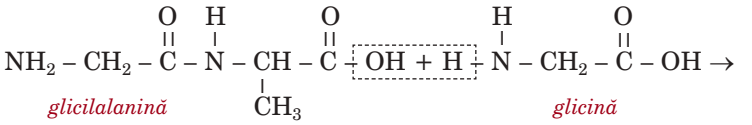
$$-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-\overset{\overset{H}{|}}{N}-$$

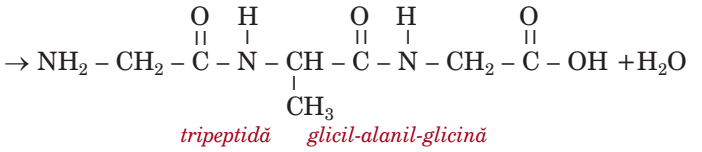
sau

$$-CO-NH-$$

Grupa de atomi – CO – NH – se numește *grupă peptidă*. Molecula de glicil-alanină este formată din doi aminoacizi, de aceea se numește *dipeptidă*.

Dacă de molecula de dipeptidă se mai leagă un α–aminoacid, se formează o tripeptidă:





Molecula formată din doi α-aminoacizi se numește *dipeptidă*, cea formată din trei α-aminoacizi – *tripeptidă*, iar cea formată din mai mulți α-aminoacizi – *polipeptidă*.

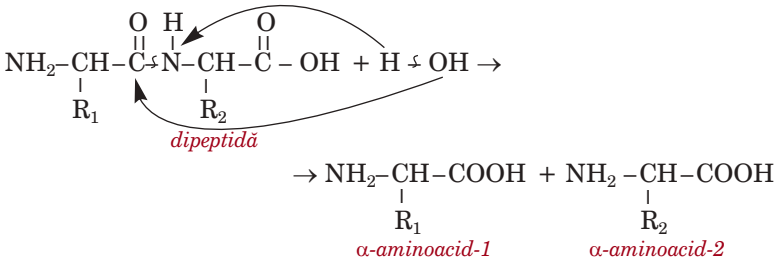
În continuare, de această tripeptidă se poate lega o altă moleculă de glicină sau un alt α–aminoacid din cei 20 de acizi – constructori ai proteinelor. Astfel se formează o tetrapeptidă. Procesul poate continua (dar nu haotic, ci „dirijat“), formîndu-se molecule gigantice de polipeptide, cu masa moleculară relativă de la mii pînă la zeci de milioane. De exemplu, la formarea unei molecule de hormon *insulină* participă 51 molecule de α–aminoacizi (cea de glicină, de exemplu, se repetă de patru ori la anumite intervale). Masa moleculară relativă a insulinei este de cca 6 000.

5.4.3. Rolul biologic al proteinelor

Pătrunzînd în organism odată cu hrana (carne, ouă, brînză etc.), proteinele, asemeni grăsimilor, se supun mai întîi hidrolizei enzimatice pînă la aminoacizii componenți. Aceștia, la rîndul lor, parțial se oxidează dînd energie, iar marea majoritate se recombină cu formarea proteinelor proprii organismului dat. Astfel, cea mai importantă proprietate chimică a proteinelor este *hidroliza*.

În laborator, hidroliza proteinei (albușului de ou, de exemplu) se efectuează fierbînd-o în eprubetă cu soluție apoasă de acid clorhidric. Reacția decurge timp îndelungat. În stomacul omului însă, sub acțiunea fermentului *pepsina*, această reacție decurge timp de 2-3 secunde la temperatura de doar 37°C.

*Să alcătuim schema ecuației de hidroliză a proteinei după exemplul dipeptidei:



Proteinele sînt compuși extrem de variați nu doar ca structură, ci și ca funcții biologice. În acest sens ele se împart în: enzime, hormoni, toxine, antibiotice ș.a.

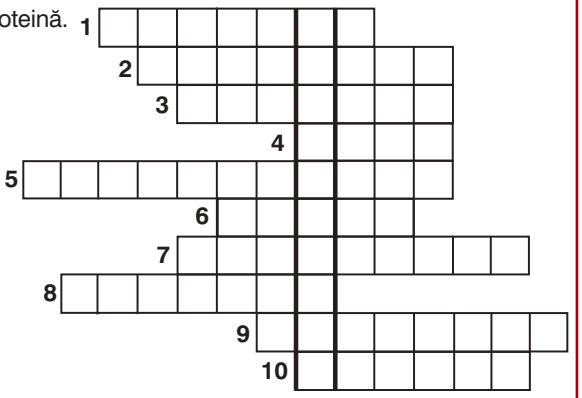
Identificarea proteinelor. Dacă aprindem un fir de lînă, de mătase sau o pană de pasăre, se degajă un miros specific de pene arse. Proba aceasta permite a deosebi confecțiile naturale de cele sintetice (care nu au acest miros specific).

La încălzire, se distruge aranjarea spațială a macromoleculelor de proteine – are loc *denaturarea* lor. Fenomenul denaturării proteinelor se observă la fierberea ouălor. Denaturarea proteinelor poate avea loc și sub acțiunea acizilor, alcaliilor, sărurilor de metale grele, radiației, vibrațiilor puternice etc.

REBUS CHIMIC

Cuvîntul-cheie în acest rebus este denumirea procesului de transformare a proteinei la încălzire:

1. Grupa caracteristică pentru catena de proteină.
2. Biopolimer natural.
3. Aminoacid ce urmează după glicină.
4. Denumirea literei grecești prin care este marcată poziția grupei amine.
5. Produsul combinării α–aminoacizilor.
6. Este funcțională.
7. Reacția de obținere a α–aminoacizilor din proteine.
8. Aminoacid.
9. Polipeptide.
10. Proteine cu funcție de biocatalizatori.



Orizonturile chimiei

Cosmetologii recomandă un tratament cu sulf pur, împotriva căderii părului. În compoziția cheratinei (parte componentă a părului) intră o cantitate semnificativă de sulf. Lipsa acestui element în organism este principala cauză a creșterii proaste a părului sau a căderii lui.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Alcătuiți schema formării dipeptidelor din:
a) glicină și alanină;
b) alanină și glicină;
c) două molecule de glicină;
d) două molecule de alanină.

2. Pe parcursul studierii chimiei organice, ați întîlnit mai multe fenomene naturale importante (transformări chimice). Care sînt ele? Dacă ar fi anunțat un concurs de edificare a unui monument (în cabinetul de chimie) pentru un fenomen deosebit, care ar fi acesta? Încercați să schițați acel monument.

EVALUARE

1. Definește aminoacizii. Dă exemple.

2. Indică deosebirea dintre structura acizilor aminopropionici de mai jos:

$$CH_3-\underset{\underset{NH_2}{|}}{CH}-COOH \qquad CH_2-\underset{\underset{NH_2}{|}}{CH_2}-COOH$$

Care dintre acești acizi are importanță vitală ? De ce ?

***3.** Utilizînd formula generală a α–aminoacizilor NH_2-CHR-COOH, dedu formulele acizilor, dacă R este egal cu: 1) H; 2) CH_3. Numește aceste substanțe.

4. Explică noțiunile de:
a) grupă peptidă; b) dipeptidă;
c) proteină; d) denaturare a proteinei.

***5.** Alcătuiește schema formării tripeptidelor din:
a) glicină, alanină, glicină; b) alanină, glicină, alanină; c) trei molecule de alanină.

6. Alcătuiește schema de hidroliză a tripeptidelor:
a) glicil-alanil-alanină; b) alanil-glicil-glicină.

Test DE EVALUARE SUMATIVĂ LA CAPITOLUL COMPUŞII ORGANICI

I. Denumește substanțele:

a) CH_4 .....
b) C_2H_4 .....
c) C_2H_5OH .....
d) CH_3COOH .....
e) $C_6H_{12}O_6$ .....
f) $NH_2 – CH_2 – COOH$ .....

II. Scrie, lîngă numerele de ordine ale substanțelor din coloana A, litera corespunzătoare metodelor de obținere din coloana B:

A	B
__1. Etilena	a. Adiția apei la etilenă
__2. Acetilena	b. Fotosinteza
__3. Etanolul	c. Dehidrogenarea etanului
__4. Glucoza	d. Hidroliza carburii de calciu
__5. Etanul	e. Hidrogenarea etilenei

III. Încercuiește afirmațiile adevărate:

A. Acidul acetic nu se dizolvă în apă.
B. Toate hidrocarburile saturate sînt gaze.
C. Reacția de ardere a acetilenei se aplică la sudare.
D. Alcoolul etilic ucide bacteriile, de aceea este folosit în medicină ca bactericid.
E. La hidroliza proteinelor se formează β-aminoacizi.

IV. Realizează transformările, alcătuind ecuațiile reacțiilor:

a) $C_2H_4 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow C_2H_4 \rightarrow (– CH_2 – CH_2 –)_n$
b) $CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow CH_3COOH$

Numește substanțele participante la aceste transformări.

V. Calculează volumul de oxigen (*c.n.*) necesar pentru arderea a 132 g de propan.

VI. Calculează masa alcoolului etilic și volumul dioxidului de carbon (c.n.) care se formează la fermentația alcoolică a glucozei $C_6H_{12}O_6$ cu masa de 18 kg.

6 IMPORTANȚA SUBSTANȚELOR CHIMICE PENTRU VIAȚA OMULUI. CHIMIA PENTRU MEDIU

După studierea acestui capitol, vei fi capabil:

- **să descrii compușii organici în alimentație;**
- **să explici necesarul organismului uman de hidrați de carbon, grăsimi, proteine;**
- **să descrii vitaminele și medicamentele, rolul lor pentru organism;**
- **să caracterizezi materialele contemporane;**
- **să explici tipurile de poluare și măsurile de protejare a mediului ambiant.**

6.1. Compușii organici în alimentație

„Nu trăim ca să mîncăm, ci mîncăm ca să trăim.”
(Socrate)

În contextul acestor vorbe înțelepte, să menționăm și avertizarea lui Seneca: *Omul nu moare, ci se omoară* (alimentîndu-se incorect).

Așa cum au stabilit savanții, organismul uman este un laborator imens, în care decurg diverse reacții ce asigură funcționarea normală a organelor și care constituie fundamentul existenței umane. Majoritatea acestor procese sînt exoterme.

Asigurarea energetică. Cele mai eficiente componente, ca surse energetice care intră în rația noastră alimentară zilnică (fructe, legume, lactate, carne etc.), sînt proteinele, hidrații de carbon, grăsimile. În alimente se mai conțin vitamine, minerale și apa.

Necesitatea energetică a organismului depinde de vîrsta, genul, masa și ocupația fiecărui om. Dar în toate cazurile, pentru organism, cel mai favorabil raport al cantității compușilor organici este următorul: 50% hidrați de carbon, 30% grăsimi, 20% proteine.

Organismul folosește acești compuși nu doar ca sursă de energie, ci și în alte scopuri vitale. Din punct de vedere chimic, procesul de asigurare cu energie mai este numit *reacție de ardere,* de exemplu:

$$\underset{\text{glucoză}}{C_6H_{12}O_6} + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + Q$$

Cum credeți, prelucrarea chimică a glucozei (ecuația de mai sus) necesită energie? Să facem o comparație: pentru a primi căldură (energie) de la cărbunii încinși, trebuie să consumăm mai întîi o anumită cantitate de energie ca să-i pregătim și apoi să-i aprindem. În mod similar, pentru a obține energia necesară de pe urma asimilării alimentelor, organismul trebuie să consume inițial o anumită cantitate de energie.

Hidrații de carbon sînt cea mai ușor digerabilă sursă de energie, de aceea sînt asimilați primii. Pentru prelucrarea lor, organismul cheltuie cea mai mică cantitate de energie. Iată de ce necesarul lor energetic constituie cca 50% (*fig. 6.1*).

Fig. 6.1. Fructele au un conținut bogat de hidrați de carbon.

Grăsimile sînt mai greu asimilabile, dar, în același timp, sînt cele mai calorice componente. Ele depășesc de două ori valoarea energetică a hidraților de carbon și a proteinelor. Grăsimile au și alte funcții vitale, servind ca transportori de vitamine, ca sursă de acizi grași nesaturați, ca material de formare a membranelor celulare.

Proteinele. Dintre toate componentele, cel mai mic aport energetic îl au proteinele (cca 20%). În schimb, ele prestează în organism o serie de funcții vitale în calitate de:

– material de construcție pentru celule și țesuturi;
– transportori (de exemplu, hemoglobina – transportă oxigenul);
– protectori (imunoglobulina – asigură imunitatea);
– reglatori ai metabolismului (hormonii);
– catalizatori ai diverselor procese (enzimele);
– replicatori (cea mai importantă funcție – de autocreare).

Precum a fost deja menționat, pătrunzînd în organism odată cu hrana, proteinele se supun hidrolizei pînă la aminoacizi. O bună parte din aceștia se recombină apoi, formînd anumite proteine, de care are nevoie organismul în perioada dată de dezvoltare. Restul aminoacizilor, după anumite transformări, servesc ca sursă de energie.

6.2. Vitaminele

Vitaminele sînt compuși organici solubili în apă sau în grăsimi. Organismul uman are nevoie de cantități foarte mici de vitamine, dar acest minim joacă un rol inestimabil în procesul de creștere și dezvoltare. În cazul unei alimentări normale, necesarul zilnic de vitamine este asigurat pe deplin. Insuficiența vitaminelor (*avitaminoza*), la fel ca excesul lor, conduce la apariția diverselor boli ale pielii, sîngelui, sistemului nervos, la perturbarea procesului de creștere și digestie, la afecțiuni hepatice, osoase etc.

De menționat că organismul nostru va beneficia de pe urma vitaminelor și a produselor ce le conțin doar în cazul în care acestea sînt calitative (proaspete). Din vitaminele solubile în apă, fac parte: B_1, B_2, B_3, B_5, B_6, B_9, B_{12}, C, H. Cele liposolubile sînt: A, D, E, K. Ele pot fi consumate împreună cu anumite grăsimi, uleiuri.

Să ne familiarizăm cu unele din aceste vitamine.

Vitamina A (retinolul) este vitamina creșterii și a întineririi. Ea reglementează somnul și tensiunea arterială. Lipsa vitaminei A provoacă uscarea pielii și a mucoaselor, micșorarea acuității vizuale.

Vitamina A se găsește în ficat, gălbenușul de ou, pește, unt, lapte. β-Carotenul sau provitamina A se găsește în morcov, spanac, urzici, varză, porumb, măceș, roșii etc. Necesarul zilnic de vitamina A este de 2 mg.

Vitamina B_1 (tiamina) intervine în procesele metabolice de bază ale organismului cu rol de coenzimă și reglează funcțiile motorii, secretorii și de absorbție digestivă. Se găsește în alimentele de origine vegetală (cereale, legume) și animală (carne, pește, lapte, ouă etc.). Doza zilnică – 3 mg.

Fig. 6.2. Asemenea produse trebuie să intre în rația zilnică alimentară. Ele asigură necesarul de energie și de vitamine al organismului.

Vitamina B_2 (riboflavina) intervine în procesele de oxidare și reducere, în funcțiile sistemului nervos, ale aparatului vizual și are rol antitoxic (Pb, Hg). Surse: lapte, ouă, ficat, creier, splină, crustacee, spanac, salată verde, roșii.

Vitamina B_9 (acidul folic) este un factor antianemic și participă la metabolismul aminoacizilor (părți componente ale proteinelor). Alimente bogate în acid folic: ficat, rinichi, mușchi, ouă, spanac, morcovi, varză, fasole verde, cartofi.

Vitamina C (acidul ascorbic) este de o importanță capitală pentru organism. Ea intervine în procesele de oxidare și reducere, este antiinfecțioasă și tonifiantă, participă la distrugerea toxinelor, contribuie la absorbția fierului și stimulează activitatea glandelor suprarenale. Vitamina C protejează vitaminele A și E, economisește vitaminele din complexul B. Este un important factor anticancerigen. În lipsa vitaminei C, apar hemoragii la nivelul gingiilor și tegumentelor, caracteristice pentru scorbut, scade capacitatea de apărare a organismului atît față de infecții, cît și față de substanțele chimice toxice (Pb, Hg, benzen, medicamente etc.). Doza zilnică este de 100 mg. Vitamina C se găsește în legumele și fructele proaspete.

Vitamina D se prezintă sub forma mai multor substanțe solubile în grăsimi. Ea participă la formarea oaselor și a dinților prin asimilarea calciului (echilibrul fosforic) și fixarea lui pe matricea osului. Insuficiența de vitamina D provoacă rahitismul, care constă în demineralizare, tulburări ale creșterii, îngroșarea articulațiilor, anemie, tuberculoză.

Vitamina D se găsește în lapte, unt, gălbenușul de ou, speciile de pește gras, germeni de grîu, uleiuri vegetale. Principala sursă este sinteza cutanată sub acțiunea luminii.

Vitamina E (tocoferolul) contribuie la funcționarea normală a organelor de reproducere, stimulează sistemul imunitar, protejează împotriva cancerului. Sursele alimentare de vitamina E sînt uleiurile din semințe de porumb, floarea-soarelui și soia, pîinea neagră, fasolea uscată, mazărea, grîul încolțit. Necesarul zilnic al organismului este cuprins între 10 și 20 mg.

Vitamina K, antihemoragică, este sintetizată de flora intestinală normală. Principalele surse de vitamina K sînt legumele verzi, ficatul, gălbenușul de ou.

6.3. Medicamentele

Un medicament este o substanță sau un amestec de substanțe administrat omului ca tratament împotriva unei boli, pentru a preveni o îmbolnăvire sau pentru a stabili un diagnostic.

Majoritatea medicamentelor își fac efectul prin fixarea în receptori – proteine specializate de pe suprafața membranelor celulelor bolnave – pentru a inhiba un anumit proces chimic. În mod normal, substanțele naturale (cum ar fi hormonii) se combină cu receptorii și produc modificări în interiorul celulei, astfel influențînd procesele din organism.

Fig. 6.3. Medicamentele sub formă de comprimate sînt împachetate în folii.

Medicamentele actuale sînt concepute cu ajutorul programelor de calculator, care modelează structurile moleculare ale viitoarelor medicamente și ale substanțelor receptoare. După găsirea celei mai bune structuri

moleculare, medicamentul e sintetizat în laborator și apoi testat pentru eficiență și siguranță.

Antibioticele sînt medicamente care împiedică dezvoltarea bacteriilor sau le distrug. În funcție de structura moleculei lor, antibioticele atacă bacteriile în mod diferit. Penicilina atacă învelișul exterior al bacteriei, streptomicina distruge membrana care învelește citoplasma, tetraciclina acționează direct asupra nucleului.

Medicamentele analgezice, antipiretice și *antiinflamatorii*, după structura chimică, pot fi împărțite în derivați ai acidului salicilic (aspirina, paracetamolul, salicilatul de sodiu ș.a.) și ai pirozalonului (amidopirina, analghina, antipirina ș.a.). Dozele mari de salicilați pot provoca reacții alergice, grăbesc procesele de degradare a proteinelor și grăsimilor, afectează auzul. Temperatura ridicată este o reacție de apărare a organismului. Ea trebuie scăzută doar în cazul unei valori mai mari de 38°C.

Medicamentele hipnotice și *sedative* sînt substanțe chimice cu acțiune depresivă asupra sistemului nervos central. Sînt utilizate ca somnifere (efect hipnotic). În doze mici, au numai un efect calmant (sedativ). Sînt droguri, de aceea folosirea lor îndelungată creează dependență.

Anestezicele sînt o serie de substanțe chimice care duc la pierderea cunoștinței, a sensibilității și a posibilităților de mișcare. Fără ele, intervențiile chirurgicale nu ar fi posibile. Se utilizează oxidul de azot (I) (N_2O), ciclopropanul (C_3H_6). Fiind gaze, se aplică în amestec cu oxigenul (20%), în aparate care permit dozarea perfectă a amestecului și evacuarea gazelor expirate.

Toate medicamentele descrise mai sus se numesc *alopate*, deoarece produc simptome inverse simptomelor bolii tratate (gr. *allo* – „altă“, *pathos* – „suferință“). La medicina alopată se mai referă: *fitoterapia* (care utilizează exclusiv plantele medicinale ca remediu), *aromoterapia* (lecuirea cu uleiuri volatile), *opoterapia* (utilizează țesuturile și organele animale).

Medicamentele *homeopate* se administrează în cantități extrem de mici. Spre deosebire de alopatie, homeopatia „trezește“ și stimulează capacitățile proprii de apărare și reacție ale organismului, mecanisme inhibate de agresiunea-boală. Fiind folosite substanțe naturale foarte diluate, se exclud orice reacții alergice sau intoleranțe.

Asigurarea calității medicamentului este un scop major al industriei farmaceutice. La nivel statal, este elaborat un ansamblu de activități, al căror obiectiv este de a participa la protecția sănătății publice.

EVALUARE

1. Enumeră sursele energetice ale organismului uman.
2. Ce reprezintă reacția „de ardere” ? Scrie exemple de ecuații.
3. Din ce cauză glucoza este cea mai favorabilă sursă energetică pentru organism ?
4. Enumeră funcțiile vitale ale proteinelor.
5. Care sînt vitaminele solubile în apă și care este acțiunea lor în organism ? Enumeră alimentele bogate în aceste vitamine.
6. Care sînt vitaminele solubile în grăsimi și care este acțiunea lor în organism ? Enumeră alimentele bogate în aceste vitamine.
7. Ce sînt medicamentele și cum se clasifică acestea ?
8. Caracterizează acțiunea următoarelor grupuri de medicamente: a) antibioticele; b) analgezicele, antipireticele, antiinflamatoarele; c) hipnoticele, sedativele; d) anestezicele; e) homeopaticele.

Fig. 6.4. Materialele contemporane sînt utilizate în domeniul cosmonauticii.

6.4. Materiale contemporane

Chimia joacă un rol decisiv în crearea și obținerea diverselor substanțe, care servesc ca materie primă pentru fabricarea diferitor articole necesare în numeroase sfere ale vieții și activității umane. Acestea sînt metalele, ceramica, polimerii, materialele compozite.

Producerea *metalelor* crește anual, acest lucru referindu-se, în special, la oțel și aluminiu.

Volumul global de *polimeri* sintetizați se apropie tot mai mult de cel al metalelor. Anual se produc aproape 30 milioane de tone de polimeri sub formă de țesături, fibre, pelicule și mase plastice. Materialele din polimeri sînt ușoare, trainice, maleabile, rezistente la coroziune, buni izolatori.

Se utilizează pe scară largă materialele din polietilenă, capron, lavsan, sticlă organică. Obiectele din aceste substanțe se obțin turnînd masa fierbinte de polimer într-o anumită formă. În acest fel, se fabrică țevile, pixurile, pieptenii, nasturii, dopurile, vesela, învelișurile izolante pentru cabluri, prizele, întrerupătoarele electrice, carcasa calculatoarelor etc.

O aplicare largă au materialele pe bază de rășini fenolformaldehidice. Acestea, sub formă de masă fierbinte (lichidă), sînt amestecate cu *deşeuri* din lemn, țesături, sticlă sau metal, ceea ce soluționează şi problema de protecție a mediului.

Pe baza polimerilor se obțin masele plastice – materiale care, în condiții obișnuite, își păstrează forma. În afară de polimeri, masele plastice conțin diferite adaosuri, pigmenți (funingine, talc, hîrtie, sticlă organică), care măresc rezistența mecanică a obiectelor și le reduc prețul, deoarece consumul de polimer se micșorează. Pigmenții se adaugă pentru conferirea culorii. Din masă plastică sînt confecționate multe obiecte din jurul nostru.

Materialele compozite sînt materialele viitorului. De ce avem nevoie de ele? Deoarece materialele obișnuite, prin natura lor, au o aplicare limitată. Astfel, metalele au o plasticitate înaltă, dar la temperaturi ridicate se topesc. Materialele ceramice sînt stabile la temperaturi înalte, dar nu sînt plastice. Masele plastice sînt ieftine, ușor de prelucrat, inerte din punct de vedere chimic, dar instabile la temperaturi mai sus de 200-300°C.

Fig. 6.5. Materialele contemporane sînt utilizate la producerea calculatoarelor.

Materialele compozite îmbină calitățile tuturor acestor materiale. De exemplu, fibra de carbon se obține din fibrele de grafit lungi și subțiri, repartizate în polimer. Se aplică în acele domenii, care necesită utilizarea unui material dur și ușor. Din fibră de carbon se fabrică nave cosmice, rachete de tenis, undițe, rame de bicicletă etc.

6.5. Chimia pentru mediu

Problemele ce vizează poluarea mediului ambiant devin tot mai frecvente și au, în prezent, un caracter global.

Tipurile de poluare a mediului. Orice produs chimic, material biologic patogen sau intervenție fizică ce dăunează sau pune în pericol sănătatea omului și a mediului ambiant (aer, pămînt, floră, faună, apă etc.) este considerat *poluant*. În acest context, deosebim mai multe tipuri de poluare. În funcție de proveniență, poluarea poate fi *naturală* și *antropogenă*. Poluarea naturală nu depinde nemijlocit de activitatea sau implicarea omului. Acestea sînt erupțiile vulcanice, scurgerile de petrol sau gaz natural, furtunile, cutremurele de pămînt etc. Poluarea antropogenă este legată de activitatea omului.

În funcție de natura poluantului, deosebim următoarele tipuri de poluare:

- *chimică* – poluarea cu deșeuri de polimeri, mase plastice, cauciucuri, pesticide, nitrați, metale nocive (plumb, mercur), poluare cu emisii de la uzinele chimice, cu gaze de eșapament, fum de țigară etc;
- *biologică* – poluarea cu diverse organisme patogene, vii sau moarte;
- *fizică* – poluarea cu radiații terestre sau cosmice, poluarea fonică, termică etc.

Ca urmare a intensificării procesului de industrializare, a utilizării excesive a îngrășămintelor și pesticidelor, a creșterii densității populației, a numărului unităților de transport și a celui de fumători, a crescut vertiginos și ponderea poluării chimice.

O bună parte a celor care încearcă să descrie situația ecologică creată consideră *chimia* drept principala cauză a poluării.

Chimia poluează? Răspunsul este NU! Nu chimia poartă vina pentru dezastrele ecologice. Examinînd anumite situații de poluare din localitate (cu excepția cataclismelor), ajungem la concluzia că, uneori, problemele ecologice apar din cauză că *specialistul* (chimistul, agronomul, tehnologul, managerul, silvicultorul etc.) este incompetent sau iresponsabil și nu respectă tehnologiile de producere sau de utilizare a substanțelor chimice, precum și pe cele de tratare sau depozitare a deșeurilor.

Însăși chimia, ca obiect de studiu sau domeniu de cercetare, a contribuit dintotdeauna la protejarea mediului. Specialiștii chimiști stabilesc natura poluantului, concentrația lui în mediul ambiant, determinînd concentrația admisibilă, care nu prezintă pericol pentru organismele vii.

Ecologia – știința care studiază relația dintre organismele vii și mediul lor de viață. Ecologia este o știință complexă, bazată pe cercetările din domeniul zoologiei, botanicii, geneticii, pedologiei, chimiei, biochimiei, fiziologiei, protecției mediului.

Poluarea antropogenă – consecință a activității umane.

Apele reziduale provin din întrebuințările casnice sau din procesele industriale de la fabrici și uzine. Deversarea lor în apele curgătoare pot crea probleme de sănătate.

Fig. 6.6. Furnalele uzinei nu sînt dotate cu filtre de reducere a emisiilor poluante.

De comun acord cu tehnologii, sînt căutate măsuri de prevenire sau lichidare a poluărilor de pe urma accidentelor ecologice naturale sau antropogene. În acest scop, sînt elaborate filtre pentru reducerea emisiilor poluante gazoase, cu care mai apoi sînt dotate uzinele, unitățile de transport. Concomitent, se încearcă înlocuirea materialelor utilizate pînă acum pentru fabricarea veselei și a pungilor (care poluează excesiv mediul ambiant) cu materiale polimerice biodegradabile. Una dintre măsurile eficiente, la care contribuie chimiștii, este recuperarea și valorificarea optimă a reziduurilor reutilizabile (hîrtia, plasticul, sticla etc.), obținerea biogazului din deșeurile menagere ș.a.

Demonstrînd acțiunea nocivă (cancerigenă) a fumatului, chimiștii au contribuit la lansarea apelului de interzicere a fumatului în locurile publice (instituții de învățămînt, spitale, teatre, mijloace de transport etc.).

Atitudine civică. Pe parcursul studierii chimiei (clasele a 7-a – a 9-a), la fiecare temă au fost puse în evidență sursele posibile de poluare a mediului (ploile acide, distrugerea stratului de ozon, impactul oxizilor CO, CO_2, NO_2, efectul de seră etc.). Au fost propuse și unele măsuri de prevenire sau de combatere a poluării.

Noi, cei care studiem și cunoaștem chimia, trebuie să observăm toate cazurile de poluare din comunitatea noastră și să ne implicăm în soluționarea problemelor de „atac asupra mediului“. Să luăm atitudine de-a lungul întregii vieți, începînd cu anii de școală.

Sănătatea noastră, calitatea vieții noastre depind de sănătatea mediului în care trăim.

Este de datoria fiecărei persoane să îl protejeze!

Fig. 6.7. Ca urmare a poluării apelor cu petrol, sînt distruse flora și fauna acvatică.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Examinați temele studiate în manualul de chimie pentru clasa a 9-a și evidențiați momentele ce țin de poluare și de protecția mediului.

2. Descrieți cazurile de poluare remarcate în localitatea voastră. Ce măsuri au fost luate pentru combaterea poluării mediului? Care a fost contribuția voastră?

3. Propuneți activități de ameliorare a stării unui parc, rîu, lac, izvor etc. din localitatea voastră.

EVALUARE

1. Caracterizează următoarele materiale:
a) metale; b) ceramică; c) polimeri; d) materiale compozite.

2. Ce se confecționează din:
a) metale; b) ceramică; c) polimeri; d) materiale compozite ?

3. Alcătuiește un scurt eseu despre rolul chimiei în obținerea și producerea materialelor contemporane.
4. Ce reprezintă un poluant ? Enumeră tipurile de poluare a mediului.
5. Dă exemple de poluare chimică.
6. Care este rolul chimiei în protejarea mediului ambiant ?
7. Explică procesul de poluare cauzat de unitățile de transport și propune modalități de reducere a emisiilor nocive.

6.6. Chimia și viața cotidiană

În acest subcapitol sînt propuse cîteva probleme și rezolvările lor, care reflectă legătura directă dintre chimie și viața cotidiană.

Problema nr. 1

Trebuie înlăturate diferite pete: de rugină, unt, cafea, iod, suc de morcov, suc de vișine, sos de carne. La dispoziție aveți următoarele mijloace: înălbitor, detergent de rufe, bec cu raze ultraviolete, pastă de dinți, acid citric, acetonă. Selectați mijloacele adecvate pentru scoaterea fiecărui tip de pete.

Răspuns:

- Pata de rugină poate fi înlăturată cu acid citric, care o decolorează.
- Pata proaspătă de unt poate fi scoasă ușor cu acetonă sau cu pastă de dinți.
- Petele de cafea, suc de morcov, suc de vișine pot fi scoase cu înălbitor.
- Sosul de carne poate fi scos cu detergent de rufe, care conține fermenți.
- Petele de suc de morcov mai pot fi înlăturate la soare, deoarece conțin caroten, un pigment natural foarte sensibil (petele se scot cu raze ultraviolete).
- Petele de iod se scot cu benzină, dar și la încălzire, prin sublimare.

Problema nr. 2

De ce toate tipurile de aranjare a părului într-o coafură se realizează, de regulă, la încălzire ?

Răspuns: Interacțiunea dintre lanțurile proteice reprezintă o reacție chimică, a cărei viteză crește odată cu ridicarea temperaturii.

Problema nr. 3

După ce mîncăm fructe, în special mere, dinții devin foarte sensibili la alimentele reci și fierbinți. Această senzație poate fi înlăturată dacă ne spălăm de două ori pe zi pe dinți cu pastă ce conține fluor. Cum poate fi explicat fenomenul din punctul de vedere al chimiei, dacă se știe că smalțul dentar are o compoziție asemănătoare cu cea a mineralului $Ca_5(OH)(PO_4)_3$?

Răspuns: Smalțul dentar, după compoziția sa, se referă la clasa sărurilor bazice, deoarece conține gruparea OH. Toate sărurile bazice se dizolvă ușor în acizi, chiar și în acizii slabi, precum acidul citric sau acidul oxalic, ce se găsește în fructele acre. Anume dizolvarea parțială a smalțului face dinții mai sensibili la fierbinte și la rece. Ionul-fluorură, ce se găsește în pasta de dinți, substituie ionul-hidroxil din compoziția smalțului dentar:

$$Ca_5(OH)(PO_4)_3 + Na_2F(PO_3) \rightarrow Ca_5F(PO_4)_3 + Na_2(OH)(PO_3)$$

În acest caz, se formează fluoroapatita de calciu, mai puțin solubilă în acizi.

Problema nr. 4

Un preparat cu o toxicitate scăzută, care poate fi folosit în agricultură, pentru combaterea bolilor la plante, poate fi pregătit din cenușă de lemn: 1 litru de cenușă se fierbe în 4 l de apă în decurs de 1 oră, se lasă să se răcească, după care se filtrează și se adaugă 10-20 g de săpun.

Cum acționează acest preparat și din ce grupă de pesticide face parte: organice sau anorganice?

Răspuns: Cenușa constă din compuși anorganici, în special din carbonați de potasiu, magneziu și calciu. Principalul component este K_2CO_3, de aceea preparatul obținut face parte din pesticidele anorganice.

Problema nr. 5

Una din problemele creșterii animalelor este curățarea aerului la fermele de animale, poluat cu vapori de apă, dioxid de carbon (IV), amoniac și sulfură de hidrogen. Poluarea aerului duce la micșorarea productivității animalelor și influențează asupra sănătății crescătorilor de animale. Într-o astfel de atmosferă, ventilatoarele electrice se defectează și conduc la apariția curenților de aer. Se știe însă că aerul din aceste încăperi poate fi curățat și cu alte mijloace. Poate oare văruirea frecventă a pereților și gardurilor să influențeze compoziția aerului?

Răspuns: Da, poate.

Varul absoarbe CO_2 și H_2S prin reacțiile:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + H_2S = CaS + 2H_2O$$

Problema nr. 6

În ultimul timp, pe piața produselor cosmetice a apărut o bogată ofertă de balsamuri pentru păr. Multe reclame promit creșterea volumului și a densității părului. Este oare posibil acest lucru din punctul de vedere al chimiei?

Răspuns: Da, datorită activității chimice a cheratinei din compoziția părului. Aplicînd pe păr preparatele respective, în apa fierbinte, se rup anumite legături chimice din moleculele proteice. În locul unde legăturile se rup, are loc interacțiunea cu substanțele asemănătoare. De exemplu, balsamul „Sunsilk“ conține particule hidrolizante de proteine de mătase naturală. Aceste particule interacționează cu cheratina din păr, mărindu-i volumul și densitatea pentru un timp, pînă la următoarea spălare a părului.

LUCRU ÎN ECHIPĂ

1. Aduceți de acasă cutii sau flacoane în care au fost medicamente. Citiți informația de pe ele. Determinați din ce clasă fac parte componenții fiecărui medicament. Încercați să găsiți informații suplimentare despre aceştia (utilizare, formula moleculară și de structură etc.).

2. Indicați cîte un exemplu de utilizare a substanțelor chimice în viața cotidiană. Descrieți acțiunea lor.

ANEXE

Anexa 1

Normele de lucru în cabinetul (laboratorul) de chimie

1. Înainte de a începe lucrul în cabinetul de chimie, verificați starea recipientelor și aparatelor.

2. Îmbrăcați halatele; la indicația profesorului, pot fi folosite și alte mijloace de protecție (ochelari, mănuși speciale etc.).

3. Citiți atent eticheta de pe vasul din care urmează a se lua reactivul necesar.

4. Vasele cu reactivi nu se lasă deschise. Nu trebuie să schimbați locul dopurilor și pipetelor pentru reactivi .

5. Luați doar cantitatea de reactiv indicată în instrucțiune.

Notă. În scopul economisirii materialelor din laborator şi protejării mediului ambiant, toate experiențele se vor efectua cu cantități mici de reactivi.

6. Resturile de reactivi nu se toarnă înapoi în recipient, ci se varsă într-un balon special pentru resturi sau se predau laborantului.

7. Reactivii nu se iau cu mîna, ci cu un instrument special (linguriță, spatulă).

8. Se interzice ca reactivii să fie gustați, deoarece majoritatea lor sînt otrăvitori.

9. Mirosul reactivilor se determină în felul următor: prin mișcări ușoare ale mîinii deasupra vasului, gazul se îndreaptă spre nas.

10. Dacă, întîmplător, ați vărsat reactivi pe piele sau pe haine, se spală locul cu apă și se anunță imediat profesorul (sau laborantul).

11. Obiectele fierbinți nu se pun pe masă, ci pe un suport special.

12. Se interzice efectuarea experiențelor în afara celor prevăzute de lucrarea dată.

13. Fiți precauți cu focul! Nu se lucrează cu reactivi inflamabili la foc direct. În caz de incendiu, flacăra se acoperă cu nisip, cu o bucată de stofă sau cu un prosop, pentru a opri accesul aerului (în lipsa aerului focul se va stinge).

14. La încheierea experienței, faceți ordine la locul de lucru.

15. Spălați-vă pe mîini cu apă.

Toți elevii sînt obligați să respecte aceste reguli; nerespectarea lor poate avea urmări grave: arsuri, răniri, intoxicații.

Anexa 2

Indicații privind pregătirea și efectuarea lucrărilor practice

Pentru a înțelege și a însuși cursul de chimie, este necesar ca, treptat, pe parcursul studierii materialului teoretic, să fie îndeplinite toate lucrările practice și experiențele de laborator din manual. Pentru a efectua experiențele chimice cu succes, trebuie să rețineți și să respectați cu strictețe tehnica securității muncii în cabinetul de chimie.

Elevii se vor pregăti din timp pentru fiecare lucrare practică:

a) vor repeta tema corespunzătoare din manual;

b) vor citi cu atenție conținutul lucrării;

c) în caietul de lucrări practice, vor face notițe privitoare la conținutul lucrării (utilajul și reactivii necesari, mersul lucrării, desenul aparatului), lăsînd loc pentru observații și concluzii asupra experimentului efectuat;

d) vor repeta normele de protecție a muncii (*Anexa nr. 1*), vor memora atenționările speciale pentru lucrarea dată (dacă există).

Fiecare elev va îndeplini toate experiențele la locul său de lucru, folosind utilajul și reactivii puși la dispoziție.

Solubilitatea în apă a acizilor, bazelor și sărurilor

Ioni	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ag^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Al^{3+}	Fe^{3+}
OH^-		S↑	S	S	–	S	P	P	I	I	–	I	I	I	I
NO_3^-	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S
Cl^-	S	S	S	S	I	S	S	S	S	S	S	P	S	S	S
S^{2-}	S↑	S	S	S	I	P	–	–	I	I	I	I	I	–	–
SO_3^{2-}	S↑	S	S	S	P	I	I	P	P	–	–	I	P	–	–
SO_4^{2-}	S	S	S	S	P	I	P	S	S	S	–	P	S	S	S
CO_3^{2-}	S↑	S	S	S	P	I	I	P	I	I	–	I	I	–	–
SiO_3^{2-}	I	–	S	S	I	I	I	I	I	–	–	I	I	–	–
PO_4^{3-}	S	–	S	S	I	I	I	P	I	I	I	I	I	I	I
CH_3COO^-	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	–	–

S – solubil (mai mult de 1g în 100 g de apă); P – puțin solubil (de la 1 g pînă la 0,01 g în 100 g de apă) ; I – insolubil (mai puțin de 0,01 g în 100 g de apă); „–“ – se descompune în apă sau nu există; ↑ – se descompune degajînd gaz sau este gaz.

Anexa 3

Identificarea cationilor și anionilor

H^+	turnesol	OH^-
H^+	metiloranj	OH^-
H^+	fenolftaleină	OH^-

acizi		H^+	OH^-	alcalii	
flacără violetă		K^+	Cl^-	AgCl	⇩
flacără galbenă		Na^+	Br^-	+ Cl_2+amidon ↛	
amoniac NH_3	⇧	NH_4^+	I^-	+Cl_2+amidon →	●
AgCl	⇩	Ag^+	S^{2-}	H_2S; CdS; PbS	⇧ ⇩ ⬇
CdS	⇩	Cd^{2+}	SO_3^{2-}	SO_2 miros înțepător	⇧
flacără galben-verzuie; $BaSO_4$	⇩	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	$BaSO_4$	⇩
$NaAlO_2 \xleftarrow{NaOH} Al(OH)_3$	⇩	Al^{3+}	NO_3^-	+Cu+H_2SO_4 → NO_2	⬆
PbS	⬇	Pb^{2+}	PO_4^{3-}	Ag_3PO_4	⇩
flacără cărămizie CaC_2O_4	⇩	Ca^{2+}	CO_3^{2-}	CO_2	⇧
$CuO \xleftarrow{t^O} Cu(OH)_2$	⬇ ← ⇩	Cu^{2+}	SiO_3^{2-}	H_2SiO_3 gelatinos	⇩
$Fe(OH)_2$	⬇	Fe^{2+}	$C_2O_4^{2-}$	CaC_2O_4	⇩
$Fe(CNS)_3$; $Fe(OH)_3$	● ⇩	Fe^{3+}	CNS^-	$Fe(CNS)_3$	●

1. de privit prin sticlă albastră
2. inel de nicrom
3. ⇧ gaz incolor
4. ⬆ gaz brun
5. ⇩ precipitat alb
6. ⬇ precipitat color
7. ⇩ precipitat gelatinos
8. ⬇ precipitat negru
9. substanța devine roșie ●
10. substanța devine albastră ●
11. turnesol cu acid devine roșu, ● cu alcalii – albastru ●
12. metiloranj cu acid devine roz, ● cu alcalii – galben ●
13. fenolftaleina cu acid ↛ cu alcalii – zmeurie ●
14. nu au loc schimbări ↛

Anexa 4

Sistemul periodic

PERIOADE	GRUPE DE							
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb
I	1 **H** HIDROGEN 1,008							
II	3 **Li** LITIU 6,939	4 **Be** BERILIU 9,012						
III	11 **Na** SODIU 22,990	12 **Mg** MAGNEZIU 24,312						
IV	19 **K** POTASIU 39,10	20 **Ca** CALCIU 40,08	21 **Sc** SCANDIU 44,96	22 **Ti** TITAN 47,88	23 **V** VANADIU 50,94	24 **Cr** CROM 52,00	25 **Mn** MANGAN 54,94	26 **Fe** FIER 55,85 / 27 **Co** COBALT 58,93
V	37 **Rb** RUBIDIU 85,47	38 **Sr** STRONȚIU 87,62	39 **Y** YTRIU 88,91	40 **Zr** ZIRCONIU 91,22	41 **Nb** NIOBIU 92,91	42 **Mo** MOLIBDEN 95,94	43 **Tc** TECNEȚIU [98,91]	44 **Ru** RUTENIU 101,07 / 45 **Rh** RODIU 102,91
VI	55 **Cs** CESIU 132,91	56 **Ba** BARIU 137,33	57 **La*** LANTAN 138,91	72 **Hf** HAFNIU 178,49	73 **Ta** TANTAL 180,95	74 **W** WOLFRAM 183,85	75 **Re** RENIU 186,21	76 **Os** OSMIU 190,20 / 77 **Ir** IRIDIU 192,22
VII	87 **Fr** FRANCIU [223,02]	88 **Ra** RADIU [226,03]	89 **Ac**** ACTINIU [227,03]	104 **Rf** RUTHERFORDIUM [261,11]	105 **Db** DUBNIUM [262,11]	106 **Sg** SEABORGIUM [263,12]	107 **Bh** BOHRIUM [264,12]	108 **Hs** HASSIUM [267,13] / 109 **Mt** MEITNERIUM [268,14]
Oxizi superiori	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Compuşi cu hidrogen								

* LANTANIDE	58 **Ce** CERIU 140,12	59 **Pr** PRASEODIM 140,91	60 **Nd** NEODIM 144,24	61 **Pm** PROMEȚIU [144,91]	62 **Sm** SAMARIU 150,36	63 **Eu** EUROPIU 151,96	64 **Gd** GADOLINIU 157,25	65 **Tb** TERBIU 158,93	66 **Dy** DISPROSIU 162,50	67 **Ho** HOLMIU 164,93	68 **Er** ERBIU 167,26
** ACTINIDE	90 **Th** TORIU 232,04	91 **Pa** PROTACTINIU [231,04]	92 **U** URANIU 238,03	93 **Np** NEPTUNIU [237,05]	94 **Pu** PLUTONIU [239,10]	95 **Am** AMERICIU [243,06]	96 **Cm** CURIU [247,07]	97 **Bk** BERKELIU [247,07]	98 **Cf** CALIFORNIU [251,08]	99 **Es** EINSTEINIU [252,08]	100 **Fm** FERMIU [257,01]

al elementelor

ELEMENTE

VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
							(H)	2 He HELIU 4,003
			5 B BOR 10,811	6 C CARBON 12,011	7 N AZOT 14,007	8 O OXIGEN 15,999	9 F FLUOR 18,998	10 Ne NEON 20,183
			13 Al ALUMINIU 26,982	14 Si SILICIU 28,086	15 P FOSFOR 30,974	16 S SULF 32,064	17 Cl CLOR 35,453	18 Ar ARGON 39,948
Ni 28 NICHEL 58,69	Cu 29 CUPRU 63,55	Zn 30 ZINC 65,39	31 Ga GALIU 69,72	32 Ge GERMANIU 72,61	33 As ARSEN 74,92	34 Se SELENIU 78,96	35 Br BROM 79,90	36 Kr KRIPTON 83,80
Pd 46 PALADIU 106,42	Ag 47 ARGINT 107,87	Cd 48 CADMIU 112,41	49 In INDIU 114,82	50 Sn STANIU 118,71	51 Sb STIBIU 121,75	52 Te TELUR 127,60	53 I IOD 126,90	54 Xe XENON 131,29
Pt 78 PLATINĂ 195,09	Au 79 AUR 196,97	Hg 80 MERCUR 200,59	81 Tl TALIU 204,37	82 Pb PLUMB 207,19	83 Bi BISMUT 208,98	84 Po POLONIU [208,98]	85 At ASTATINIU [209,99]	86 Rn RADON [222,02]
Ds 110 DAMSTADIUM [281]	Rg 111 ROENTGENIUM [280]	Cn 112 COPERNICUM [285]	113 Uut UNUNTRIUM [284]	114 Fl FLEROVIUM [289]	115 Uup UNUNPENTIUM [288]	116 Lv LIVERMORIUM [293]	117 Uus UNUNSEPTIUM [294]	118 Uuo UNUNOCTIUM [294]
	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
				RH_4	RH_3	H_2R	HR	

Tm 69 TULIU 168,93	Yb 70 YTERBIU 173,04	Lu 71 LUTEȚIU 174,97
Md 101 MENDELEEVIU [258,10]	No 102 NOBELIU [259,10]	Lr 103 LAWRENCIU [261,11]

Simbolurile metalelor sînt date în tabel cu culoare neagră, simbolurile nemetalelor – cu bordo, simbolurile elementelor ce formează compuși amfoteri – cu roz. Cu gri-închis sînt marcate elementele *d*, cu gri-deschis – elementele *f*.

Descrierea CIP a Camerei Naţionale a Cărţii din RM

Chimie: manual pentru cl. a 9-a/ Galina Dragalina, Nadejda Velişco, Svetlana Kudriţcaia [et.al.]; comisia de evaluare: Violeta Druţă [et.al.]; Min. Educaţiei al Rep. Moldova. – Ed. a 3-a – Chişinău: Arc, 2016 (Tipogr. „Balacron") – 164 p.
Apare cu sprijinul financiar Fondului Special pentru Manuale.

ISBN 978-9975-61-998-1

54(075.3)
C 42

Editura ARC, str. G. Meniuc nr. 3, Chişinău;
Tel.: (3732) 73-36-19, 73-53-29; fax: (3732) 73-36-23;
e-mail: info.edituraarc@gmail.com;
www.edituraarc.md

Editura ARC se obligă să achite deţinătorilor de copyright care încă nu au fost contactaţi costurile de reproducere a imaginilor folosite în prezenta ediţie.

Reproducerea integrală sau parţială a textului şi ilustraţiilor din această carte este posibilă numai cu acordul prealabil scris al deţinătorilor de copyright.

Imprimat la Tipogrfia „Balacron". Com. nr. 666.

Sistemul periodic al elementelor

PERIOADE	RÎNDURI	GRUPE DE ELEMENTE I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	1	1 **H** HIDROGEN 1,008						**(H)**	2 **He** HELIU 4,003
II	2	3 **Li** LITIU 6,939	4 **Be** BERILIU 9,012	5 **B** BOR 10,811	6 **C** CARBON 12,011	7 **N** AZOT 14,007	8 **O** OXIGEN 15,999	9 **F** FLUOR 18,998	10 **Ne** NEON 20,183
III	3	11 **Na** SODIU 22,990	12 **Mg** MAGNEZIU 24,312	13 **Al** ALUMINIU 26,982	14 **Si** SILICIU 28,086	15 **P** FOSFOR 30,974	16 **S** SULF 32,064	17 **Cl** CLOR 35,453	18 **Ar** ARGON 39,948
IV	4	19 **K** POTASIU 39,10	20 **Ca** CALCIU 40,08	21 **Sc** SCANDIU 44,96	22 **Ti** TITAN 47,88	23 **V** VANADIU 50,94	24 **Cr** CROM 52,00	25 **Mn** MANGAN 54,94	26 **Fe** FIER 55,85; 27 **Co** COBALT 58,93; 28 **Ni** NICHEL 58,69
	5	29 **Cu** CUPRU 63,55	30 **Zn** ZINC 65,39	31 **Ga** GALIU 69,72	32 **Ge** GERMANIU 72,61	33 **As** ARSEN 74,92	34 **Se** SELENIU 78,96	35 **Br** BROM 79,90	36 **Kr** KRIPTON 83,80
V	6	37 **Rb** RUBIDIU 85,47	38 **Sr** STRONȚIU 87,62	39 **Y** YTRIU 88,91	40 **Zr** ZIRCONIU 91,22	41 **Nb** NIOBIU 92,91	42 **Mo** MOLIBDEN 95,94	43 **Tc** TECNEȚIU 98,91	44 **Ru** RUTENIU 101,07; 45 **Rh** RODIU 102,91; 46 **Pd** PALADIU 106,42
	7	47 **Ag** ARGINT 107,87	48 **Cd** CADMIU 112,41	49 **In** INDIU 114,82	50 **Sn** STANIU 118,71	51 **Sb** STIBIU 121,75	52 **Te** TELUR 127,60	53 **I** IOD 126,90	54 **Xe** XENON 131,29
VI	8	55 **Cs** CESIU 132,91	56 **Ba** BARIU 137,33	57 **La*** LANTAN 138,91	72 **Hf** HAFNIU 178,49	73 **Ta** TANTAL 180,95	74 **W** WOLFRAM 183,85	75 **Re** RENIU 186,21	76 **Os** OSMIU 190,20; 77 **Ir** IRIDIU 192,22; 78 **Pt** PLATINĂ 195,09
	9	79 **Au** AUR 196,97	80 **Hg** MERCUR 200,59	81 **Tl** TALIU 204,38	82 **Pb** PLUMB 207,19	83 **Bi** BISMUT 208,98	84 **Po** POLONIU [208,98]	85 **At** ASTATINIU [209,99]	86 **Rn** RADON [222,02]
VII	10	87 **Fr** FRANCIU [223,02]	88 **Ra** RADIU [226,03]	89 **Ac**** ACTINIU [227,03]	104 **Rf** RUTHERFORDIUM [261,11]	105 **Db** DUBNIUM [262,11]	106 **Sg** SEABORGIUM [263,12]	107 **Bh** BOHRIUM [264,12]	108 **Hs** HASSIUM [267,13]; 109 **Mt** MEITNERIUM [268,14]; 110 **Ds** DAMSTADIUM [281]
	11	111 **Rg** ROENTGENIUM [280]	112 **Cn** COPERNICUM [285]	113 **Uut** UNUNTRIUM [284]	114 **Fl** FLEROVIUM [289]	115 **Uup** UNUNPENTIUM [288]	116 **Lv** LIVERMORIUM [293]	117 **Uus** UNUNSEPTIUM [294]	118 **Uuo** UNUNOCTIUM [294]
OXIZI SUPERIORI		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
COMPUȘI CU HIDROGENUL					RH_4	RH_3	H_2R	HR	

* LANTANIDE	58 **Ce** CERIU 140,12	59 **Pr** PRASEODIM 140,91	60 **Nd** NEODIM 144,24	61 **Pm** PROMETIU [144,91]	62 **Sm** SAMARIU 150,36	63 **Eu** EUROPIU 151,96	64 **Gd** GADOLINIU 157,25	65 **Tb** TERBIU 158,93	66 **Dy** DISPROSIU 162,50	67 **Ho** HOLMIU 164,93	68 **Er** ERBIU 167,26	69 **Tm** TULIU 168,93	70 **Yb** YTERBIU 173,04	71 **Lu** LUTEȚIU 174,97
** ACTINIDE	90 **Th** TORIU 232,04	91 **Pa** PROTACTINIU [231,04]	92 **U** URANIU 238,03	93 **Np** NEPTUNIU [237,05]	94 **Pu** PLUTONIU [239,10]	95 **Am** AMERICIU [243,06]	96 **Cm** CURIU [247,07]	97 **Bk** BERKELIU [247,07]	98 **Cf** CALIFORNIU [251,08]	99 **Es** EINSTEINIU [252,08]	100 **Fm** FERMIU [257,10]	101 **Md** MENDELEVIU [258,10]	102 **No** NOBELIU [259,10]	103 **Lr** LAWRENCIU [261,11]

SERIA ELECTRONEGATIVITĂȚII ELEMENTELOR CHIMICE

4,0	F	O	N	Cl	Br	I	S	C	Se	P	H	As	B	Si	Al	Mg	Ca	K	Na
3,5	3,07	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,5	2,4	2,2	2,1	2,0	2,0	1,8	1,5	1,2	1,0	0,9	0,8

SERIA TENSIUNII METALELOR

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au

ISBN 978-9975-61-998-1