

LBRIS

We know
books

Alina Maiereanu

**Memorator de
CHIMIE**
pentru clasele 9-12

 **Booklet**

1. Legile chimiei.....	3
2. Calcule chimice.....	10
2.1. Mărimi utilizate în chimie	10
2.2. Calcule pe baza formulelor chimice.....	12
2.3. Calcule pe baza ecuațiilor reacțiilor chimice	14
3. Structura atomului.....	16
3.1. Nucleul atomic. Izotopi	16
3.2. Structura învelișului de electroni.....	19
3.3. Configurația electronică.....	21
3.4. Corelația dintre structura învelișului electronic și poziția în sistemul periodic	22
3.5. Corelația dintre poziția unui element în sistemul periodic și proprietățile lui fizice și chimice.....	24
4. Legături chimice.....	30
4.1. Legătura ionică	30
4.2. Legătura covalentă	32
4.3. Legătura covalent-coordinativă	38
5. Interacții intermoleculare	40
6. Soluții.....	43
6.1. Concentrația procentuală	44
6.2. Concentrația molară	45

7. Reacții cu transfer de electroni	46
7.1. Oxidare și reducere	46
7.2. Număr de oxidare (N.O.)	47
7.3. Calculul coeficienților într-o reacție redox.....	49
8. Elemente galvanice	50
8.1. Elemente constructive	50
8.2. Potențiale standard de electrod.....	51
8.3. Seria electrochimică a elementelor	54
9. Electroliza	56
10. Efecte termice în reacțiile chimice	60
10.1. Căldura de reacție	60
10.2. Căldura de formare.....	61
10.3. Calculul căldurii de reacție.....	63
11. Viteza de reacție	65
12. Echilibrul chimic.....	67
13. Reacții cu transfer de protoni.....	71
13.1. Teoria protolitică a acizilor și bazelor.....	71
13.2. Produsul ionic al apei. pH.....	74
13.3. Echilibre în soluții apoase de acizi și baze....	75
13.4. Calculul pH-ului în soluții de acizi și baze...76	
13.5. Hidroliza sărurilor.....	77
14. Structura compușilor organici	80
14.1. Legături chimice în compușii organici.....	80
14.2. Catene de atomi de carbon	83
14.3. Nesaturarea echivalentă.....	84
14.4. Izomeria compușilor organici.....	85
14.5. Clasificarea compușilor organici.....	89

15. Alcani.....	91
16. Alchene.....	97
17. Alcadiene (Diene).....	103
18. Alchine.....	106
19. Hidrocarburi aromatice (arene).....	112
20. Derivați halogenați.....	121
21. Alcoolii.....	126
22. Fenoli.....	131
23. Amine.....	135
24. Compușii carbonilici.....	140
25. Acizii carboxilici.....	148
26. Derivați funcționali ai acizilor carboxilici.....	152
27. Aminoacizi.....	157
28. Proteine.....	162
29. Zaharide.....	164
29.1. Monozaharide.....	164
29.2. Dizaharide.....	169
29.3. Polizaharide.....	170

Descrierea CIP a Bibliotecii Naționale a României

MAIEREANU, ALINA

Memorator de chimie pentru clasele 9-12 / Alina Maiereanu.

Ed. a 3-a - București : Booklet, 2019

ISBN 978-606-590-809-3

54(075)

1. LEGILE CHIMIEI

■ Legea conservării masei substanțelor (M. V. Lomonosov, A. L. Lavoisier - 1774)

Într-un proces chimic, suma maselor substanțelor care intră în reacție este egală cu suma maselor substanțelor care rezultă din reacție.

Legea conservării masei se verifică numai cu unități de masă și stă la baza stabilirii formulelor, ecuațiilor și calculelor chimice.

Această lege este valabilă pentru reacții chimice obișnuite. În reacțiile nucleare în care se degajă energii mari se aplică **legea conservării masei și energiei:**

Suma maselor reactanților este egală cu suma maselor produșilor de reacție plus deficitul de masă, dat de relația lui Einstein: $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$

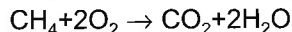
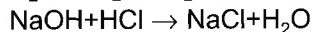
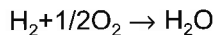
unde: ΔE este variația de energie

Δm este variația de masă (deficitul de masă)
 c este viteza luminii ($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$)

■ **Legea proporțiilor definite (J. L. Proust - 1799)**

Fiecare substanță are o compoziție constantă, indiferent de calea prin care a fost obținută. Elementele care o compun se combină în proporții de masă constante.

De exemplu, apa se poate obține prin mai multe reacții:



dar în toate cazurile raportul de combinare este $\text{H}:\text{O}=2:16=1:8$.

⇒ 1g hidrogen se combină cu 8g oxigen formând 9g apă.

⇒ un exces de hidrogen sau de oxigen în amestecul de reacție rămâne necombinat.

Cantitatea în grame dintr-un element, care se combină cu 1g hidrogen sau 8g oxigen, se numește echivalent chimic al elementului respectiv.

Relația de calcul a echivalentului chimic:

$E = \frac{A}{n}$ unde: **A** este masa atomică a elementului
n este numărul de oxidare al elementului în combinația chimică.

■ **Legea proporțiilor echivalente (J. B. Richter și K. F. Wenzel - 1791)**

Dacă m_A grame de A (cu masa atomică A_A) se combină cu m_B grame de B (cu masa atomică A_B) pentru a forma un compus A_xB_y , atunci:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{x \cdot A_A}{y \cdot A_B} = \frac{E_A}{E_B}$$

Substanțele reacționează în cantități proporționale cu echivalenții lor chimici.

Calculul echivalentului chimic:

Substanța	Relația de calcul	Exemplu
Element	$E_{\text{element}} = \frac{A}{n}$	$E_{\text{Na}} = \frac{23}{1} = 23$
Oxid	$E_{\text{oxid}} = \frac{M_{\text{oxid}}}{\text{nr. atomi element} \times N.O._{\text{element}}}$	$E_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{102}{2 \cdot 3} = 17$
Acid	$E_{\text{acid}} = \frac{M_{\text{acid}}}{\text{nr. H}^+ \text{cedați}}$	$E_{\text{HCl}} = \frac{36,5}{1} = 36,5$ $E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{2} = 49$
Bază	$E_{\text{bază}} = \frac{M_{\text{bază}}}{\text{nr. H}^+ \text{acceptați}}$ sau $E_{\text{bază}} = \frac{M_{\text{bază}}}{\text{nr. grupări OH}}$	$E_{\text{NaOH}} = \frac{40}{1} = 40$ $E_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{74}{2} = 37$
Sare	$E_{\text{sare}} = \frac{M_{\text{sare}}}{\text{nr. atomi metal} \times N.O._{\text{metal}}}$	$E_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{400}{2 \cdot 3} = 66,66$
Oxidant sau Reducător	$E_{\text{ox(red)}} = \frac{M}{\text{nr. electroni transferați}}$	$\text{Fe}^{2+} \xrightarrow{-1e^-} \text{Fe}^{3+}$ $E_{\text{Fe}} = \frac{56}{1} = 56$

■ Legea proporțiilor multiple

Dacă două elemente reacționează între ele pentru a forma mai multe combinații, atunci diferitele cantități ale unui element care se combină cu aceeași cantitate din al doilea element, se găsesc între ele în rapoarte exprimate prin numere întregi și mici.

Exemplu:

Oxizii azotului	Masa azotului	Masa oxigenului	Raportul N:O
N ₂ O	28	16	7 : 4
NO	14	16	7 : 8
N ₂ O ₃	28	48	7 : 12
N ₂ O ₄	28	64	7 : 16
N ₂ O ₅	28	80	7 : 20

Astfel, pentru 7g de azot, cantitățile de oxigen se află în raportul masic 4:8:12:16:20 sau 1:2:3:4:5.

■ Legea combinării în volume a gazelor

Volumele substanțelor simple, gazoase, care se combină, se află între ele și față de volumul substanței compuse gazoase rezultate din reacție, într-un raport de numere întregi și mici, dacă sunt măsurate în aceleași condiții de presiune și temperatură.

Exemple: 1 volum de hidrogen reacționează cu 1 volum de clor și rezultă 2 volume acid clorhidric;

2 volume de hidrogen reacționează cu 1 volum de oxigen și rezultă 2 volume de vapori de apă;

3 volume de hidrogen reacționează cu 1 volum de azot și rezultă 2 volume de amoniac.

■ Legea lui Avogadro (1811)

Volume egale de gaze diferite, aflate în aceleași condiții de presiune și temperatură, conțin același număr de molecule.

Volumul ocupat de 1mol gaz în condiții normale ($p=1\text{atm}$ și $t=0^\circ\text{C}$) se numește **volum molar** și are valoarea:

$$V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ sau } V_m = 22,4 \text{ m}^3\cdot\text{kmol}^{-1}.$$

Numărul lui Avogadro, N_A , reprezintă numărul de particule (atomi, molecule, ioni pozitivi, ioni negativi) conținute într-un mol de substanță:

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ particule/mol.}$$

Legile gazelor ideale

■ Legea Boyle - Mariotte (legea compresibilității izoterme)

La temperatură constantă, produsul dintre presiune și volumul unei mase determinate de gaz este constant.

$$\text{La } T \text{ constant } (T_1 = T_2): p_1 V_1 = p_2 V_2$$

■ **Legea Gay-Lussac (legea dilatabilității izobare)**

La presiune constantă, volumul ocupat de o masă determinată de gaz variază direct proporțional cu temperatura absolută.

La p constant ($p_1=p_2$):
$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Relația dintre temperatura absolută, T, măsurată în grade Kelvin, și temperatura măsurată în grade Celsius, t, este dată de relația: $T=273+t$.

■ **Legea Charles (legea dilatabilității izocore)**

La volum constant, presiunea unei mase determinate de gaz variază direct proporțional cu temperatura absolută.

• La V constant ($V_1=V_2$):
$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

■ **Ecuția de stare a gazului ideal**

Forma generală a legilor gazelor este:
$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0}$$

Pentru 1 mol gaz, $\frac{p_0V_0}{T_0} = R$, relația de mai sus devine $pV=RT$.

Produsul dintre presiunea și volumul unui mol de gaz este proporțional cu temperatura absolută a gazului.

R este constanta generală a gazelor perfecte și are diferite valori în funcție de unitățile parametrilor p, V, T:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L/mol}}{273 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{760 \text{ mm Hg} \cdot 22400 \text{ cm}^3}{273 \text{ K}} = 62400 \frac{\text{cm}^3 \cdot \text{mm Hg}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2 \cdot 22,4 \text{ m}^3/\text{kmol}}{273 \text{ K}} = 8,31 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}$$

Pentru n moli de gaz:
$$pV=nRT$$

Ecuția de stare a gazelor ideale permite să se determine prin calcul:

- masa molară a unui gaz:

$$\left. \begin{array}{l} n = \frac{pV}{RT} \\ n = \frac{m}{M} \end{array} \right\} \Rightarrow pV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow M = \frac{mRT}{pV}$$

- densitatea unui gaz:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{pM}{RT}$$

■ **Legea amestecurilor de gaze (J. Dalton, 1806)**

La volum constant, presiunea totală a unui amestec de gaze (P) este egală cu suma presiunilor parțiale ale gazelor componente:

$$P=p_1+p_2+\dots+p_n$$

Presiunea parțială a unui gaz din amestec depinde de presiunea totală și de fracția sa molară: $p_1=x_1 \cdot P$; $p_2=x_2 \cdot P$ etc.

2.1. Mărimi utilizate în chimie

- **Unitatea atomică de masă**, u , reprezintă a douăsprezecea parte din masa izotopului $^{12}_6\text{C}$:

$$1u = \frac{1}{12} m^{12}_6\text{C} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

- **Masa atomică relativă**, A , este numărul care arată de câte ori masa atomului respectiv este mai mare decât unitatea atomică de masă.

Exemplu: $m_{\text{H}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $A_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{1u} = 1,008 \approx 1$

O substanță se reprezintă prescurtat prin formula chimică. Formula chimică indică:

- simbolurile elementelor chimice componente;
- raportul numeric al particulelor constituente (atomi sau ioni).
- **Masa moleculară** a unei substanțe, M , se calculează pe baza formulei chimice ca sumă a maselor atomice ale elementelor componente, ținând seama de indicii numerici. În calcul se utilizează valorile rotunjite ale maselor atomice, cu excepția masei atomice a clorului $A_{\text{Cl}} = 35,5$.
Exemple: $M_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = A_{\text{Ca}} + 2(A_{\text{N}} + 3A_{\text{O}}) = 164$
 $M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = A_{\text{Cu}} + A_{\text{S}} + 4A_{\text{O}} + 5(2A_{\text{H}} + A_{\text{O}}) = 250$
- **Molul** reprezintă cantitatea de substanță exprimată în grame care conține $6,023 \cdot 10^{23}$ particule (atomi, ioni, molecule).

- **Masa molară**, M , reprezintă masa unui mol de substanță, este numeric egală cu masa moleculară și este exprimată în g/mol.

Exemplu: $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g/mol}$

$$M_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 164 \text{ g/mol}$$

- **Numărul de moli** de substanță, n , se calculează:

$$n = \frac{m}{M}$$

unde: m - masa de substanță (g)

M - masa molară a substanței (g/mol)

$1 \text{ kmol} = 10^3 \text{ moli}$; $1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ moli}$

Numărul de particule, N , din n moli de substanță se calculează: $N = n \cdot N_A$.

Volumul ocupat de n moli de gaz se calculează: $V = n \cdot V_m$.

- **Densitatea**, ρ , se calculează: $\rho = \frac{m}{V}$
- **Densitatea absolută** a unui gaz, ρ_0 , reprezintă densitatea gazului aflat în condiții normale și se calculează:

$$\rho_0 = \frac{M}{V_m}$$

- **Densitatea relativă** a unui gaz A față de alt gaz B se calculează: $d_B = \frac{M_A}{M_B}$.
- **Masa molară medie**, \bar{M} , caracteristică unui amestec de gaze se calculează:

$$1. \quad \bar{M} = \frac{a_1}{100} \cdot M_1 + \frac{a_2}{100} \cdot M_2 + \dots + \frac{a_n}{100} \cdot M_n$$

unde: a_1, a_2, \dots, a_n sunt procentele molare (procentele de volum) în care se găsesc gazele 1, 2, ..., n în amestec;

- M_1, M_2, \dots, M_n sunt masele molare ale gazelor.

$$2. \bar{M} = x_1 M_1 + x_2 M_2 + \dots + x_n M_n$$

unde: x_1, x_2, \dots, x_n sunt fracțiile molare ale gazelor

$$x_i = \frac{v_i}{v_1 + v_2 + \dots + v_n} \quad i = \overline{1, n} \quad \sum_{i=1}^n x_i = 1.$$

Exemplu: $\bar{M}_{\text{aer}} = 28,96 \text{ g/mol}$.

2.2. Calcule pe baza formulelor chimice

■ Calculul raportului de masă pentru o substanță AxBy:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{x \cdot A_A}{y \cdot A_B}$$

unde: A_A, A_B sunt masele atomice relative ale elementelor A și B.

■ Calculul compoziției procentuale a unei substanțe:

Etape: - se calculează masa molară a substanței M;
- se calculează masa fiecărui element din 100g substanță.

Exemplu: $M_{\text{CuSO}_4} = 64 + 32 + 64 = 160 \text{ g/mol}$
 $160 \text{ g CuSO}_4 \dots 64 \text{ g Cu} \dots 32 \text{ g S} \dots 64 \text{ g O}$
 $100 \text{ g CuSO}_4 \dots a\% \text{ Cu} \dots b\% \text{ S} \dots c\% \text{ O}$

$$a = \frac{64}{160} \cdot 100 = 40\% \text{ Cu}; \quad b = \frac{32}{160} \cdot 100 = 20\% \text{ S};$$

$$c = \frac{64}{160} \cdot 100 = 40\% \text{ O}$$

■ Calculul formulei chimice pe baza compoziției procentuale:

Etape: - se împarte fiecare procent la masa atomică a elementului respectiv obținându-se numărul de atomi-gram din 100g substanță;
- numerele obținute se împart la cel mai mic număr dintre acestea obținându-se formula substanței.

Exemplu: 40% Cu, 20% S, 40% O. Se consideră formula:

$$\left. \begin{array}{ll} \text{Cu: } \frac{40}{64} = 0,625 \text{ atomi - gram Cu} & \text{Cu: } x = \frac{0,625}{0,625} = 1 \\ \text{S: } \frac{20}{32} = 0,625 \text{ atomi - gram S} & \text{S: } y = \frac{0,625}{0,625} = 1 \\ \text{O: } \frac{40}{16} = 2,5 \text{ atomi - gram O} & \text{O: } z = \frac{2,5}{0,625} = 4 \end{array} \right\} \Rightarrow \text{CuSO}_4$$

În cazul substanțelor organice prin aplicarea algoritmului prezentat se determină formula brută. Pentru calculul formulei moleculare este necesară cunoașterea masei moleculare.

Exemplu: Se cere formula substanței cu compoziția procentuală 60%C; 13,33%H; 26,67%O cunoscând masa moleculară a acesteia $M=60$.
Se consideră formula $C_x H_y O_z$.

$$M_{(C_3H_8O)_n} = n(3 \cdot 12 + 8 + 16) = 60n \Rightarrow 60n = 60 \Rightarrow n = 1 \Rightarrow C_3H_8$$

■ Calculul formulei chimice pe baza raportului de masă a elementelor componente

Se procedează în modul prezentat mai sus.

Exemplu: Determinarea formulei chimice a substanței caracterizată prin raportul de masă Ca:C:O=10:3:12.

$$\left. \begin{array}{l} \text{Ca: } \frac{10}{40} = 0,25 \text{ atomi-gram Ca; } x = \frac{0,25}{0,25} = 1 \\ \text{C: } \frac{3}{12} = 0,25 \text{ atomi-gram C; } y = \frac{0,25}{0,25} = 1 \\ \text{O: } \frac{12}{16} = 0,75 \text{ atomi-gram O; } z = \frac{0,75}{0,25} = 3 \end{array} \right\} \Rightarrow \text{CaCO}_3$$

2.3. Calcule pe baza ecuațiilor reacțiilor chimice

Aceste calcule se bazează pe interpretarea ecuației chimice în grame sau în moli.

Exemplu: Pentru ecuația reacției: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

- interpretarea în moli:

2 moli Na reacționează cu 1 mol Cl_2 rezultând 2 moli NaCl;

- interpretarea în grame se realizează utilizând masele molare ale substanțelor participante la reacție:

$M_{\text{Na}}=23\text{g/mol}$; $M_{\text{Cl}_2}=71\text{g/mol}$; $M_{\text{NaCl}}=58,5\text{g/mol}$.

2·23g Na reacționează cu 71g Cl_2 rezultând 2·58,5g NaCl.

În calculele pe baza ecuației reacției chimice se utilizează regula de trei simplă pornind de la interpretarea ecuației chimice în grame sau moli (în funcție de datele problemei) și de la datele cunoscute.

Exemplu: Determinarea masei de hidroxid de sodiu format în reacția a 4,6g Na cu apa.

Rezolvare:

- se scrie ecuația reacției: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
- se calculează masele molare ale substanțelor implicate în calcul pe baza maselor atomice:

$M_{\text{Na}}=23\text{g/mol}$; $M_{\text{NaOH}}=40\text{g/mol}$

- se scrie regula de trei simplă și se calculează ceea ce se cere:

2·23gNa.....2·40gNaOH

4,6gNa.....xgNaOH

$$x = \frac{4,6 \cdot 2 \cdot 40}{2 \cdot 23} = 4\text{gNaOH}$$

- **Puritatea substanțelor**, p, se exprimă procentual și se calculează:

$$p = \frac{m_p}{m_i} \cdot 100$$

unde: p - puritatea substanței; m_p - masa pură;

m_i - masa impură; $m_i = m_p + m_{\text{impurități}}$

În calculele stoichiometrice efectuate în probleme se utilizează mase de substanțe pure.

- **Randamentul** unei reacții se referă la gradul de transformare a reactanților în produși de reacție. Randamentul (η) se exprimă procentual și se calculează:

$$\eta = \frac{m_p}{m_t} \cdot 100$$

unde: m_p - masa de produs obținută practic; m_t - masa de produs calculată teoretic pe baza ecuației reacției.