

# CHIMIE

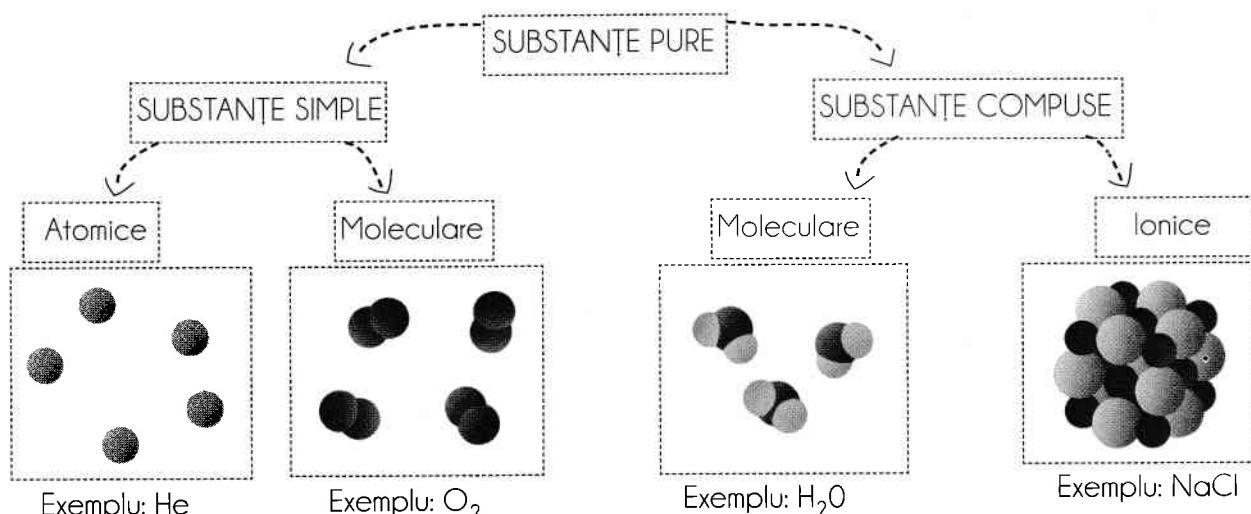
---

**culegere de exerciții și probleme**  
pentru clasa a IX-a

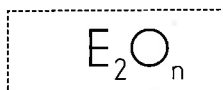
1. REACȚII CHIMICE .....	3
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	13
2. STRUCTURA ATOMULUI. TABELUL PERIODIC AL ELEMENTELOR .....	21
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	28
3. VARIAȚIA PROPRIETĂȚILOR ELEMENTELOR ÎN TABELUL PERIODIC .....	37
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	42
4. LEGĂTURI CHIMICE. INTERACȚIUNI INTERMOLECULARE .....	51
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	57
5. STAREA GAZOASĂ .....	68
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	72
6. SOLUȚII .....	80
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	84
7. ECHILIBRUL CHIMIC .....	95
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	98
8. ACIZI ȘI BAZE .....	105
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	110
9. REACȚII REDOX .....	119
EXERCIȚII ȘI PROBLEME.....	127
RĂSPUNSURI .....	135



**SUBSTANȚELE COMPUSE** sunt formate din atomii a două sau mai multe elemente chimice. Substanțele compuse pot fi moleculare (alcătuite din atomii a două sau mai multe nemetale) sau ionice (alcătuite, de obicei, din ioni de metale și ioni de nemetale).



**OXIZII** sunt compuși binari ai oxigenului cu alte elemente, metale sau nemetale. Formula generală a unui oxid al unui element E cu valența n este:



Oxizii metalelor care au o singură valență se denumesc după regula:

oxid + de + numele metalului

Exemple:  $Na_2O$  – oxid de sodiu

$K_2O$  – oxid de potasiu

$Al_2O_3$  – oxid de aluminiu

$MgO$  – oxid de magneziu

$CaO$  – oxid de calciu

$ZnO$  – oxid de zinc

Oxizii metalelor care au mai multe valențe se denumesc după regula:

oxid + de + numele metalului + (valența metalului)

Exemple:  $Cu_2O$  – oxid de cupru (I) sau oxid cupros

$FeO$  – oxid de fier (II) sau oxid feros

$CuO$  – oxid de cupru (II) sau oxid cupric

$Fe_2O_3$  – oxid de fier (III) sau oxid feric

Compușii metalelor care au mai multe valențe se pot denumi utilizând sufixul -os pentru o valență inferioară a metalului și sufixul -ic pentru o valență superioară.

Oxizii de nemetale se denumesc după regula:

prefix + oxid + de + numele nemetalului

Prefixele sunt determinate de numărul de atomi de oxigen:

mono = 1

tri = 3

penta = 5

hepta = 7

nona = 9

di = 2

tetra = 4

hexa = 6

octa = 8

deca = 10

Exemple: CO – monoxid de carbon

N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – trioxid de azot

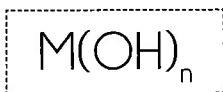
SO<sub>2</sub> dioxid de sulf

P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> pentaoxid de fosfor

HIDROXIZII sunt substanțe compuse alcătuite din ioni pozitivi de metal și ioni hidroxid, HO<sup>-</sup>.

Hidroxizii sunt BAZE anorganice.

Formula generală a unui hidroxid ce conține ioni de metal M<sup>n+</sup> este:



Hidroxizii metalelor care au o singură valență se denumesc după regula:

hidroxid + de + numele metalului

Exemple: NaOH – hidroxid de sodiu

KOH – hidroxid de potasiu

Al(OH)<sub>3</sub> – hidroxid de aluminiu

Mg(OH)<sub>2</sub> – hidroxid de magneziu

Ca(OH)<sub>2</sub> – oxid de calciu

Zn(OH)<sub>2</sub> – oxid de zinc

Hidroxizii metalelor care au mai multe valențe se denumesc după regula:

hidroxid + de + numele metalului + (valența metalului)

Exemple: Cu(OH)<sub>2</sub> – hidroxid de cupru (II)

Fe(OH)<sub>2</sub> – hidroxid de fier (II)

Fe(OH)<sub>3</sub> – hidroxid de fier (III)

ACIZII sunt substanțe compuse care pot ceda ioni H<sup>+</sup>. Moleculele acizilor sunt alcătuite din atomi de hidrogen, atomi de nemetal și uneori din atomi de oxigen.

Acizii se clasifică în hidracizi (acizi care nu conțin oxigen în moleculă) și oxiacizi (acizi care conțin oxigen în moleculă).

Hidracizii și anionii corespunzători se denumesc după următoarele reguli:

HIDRACIZI

acid + numele nemetalului + sufixul „hidric”

Exemple: HF – acid fluorhidric

HCl – acid clorhidric

HBr – acid bromhidric

HI – acid iodhidric

H<sub>2</sub>S – acid sulfhidric

ANIONI (radicali acizi)

numele nemetalului + sufixul „-ură”

Exemple: F<sup>-</sup> – fluorură

Cl<sup>-</sup> – clorură

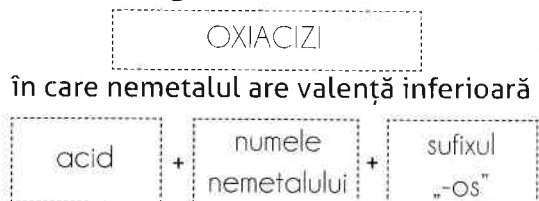
Br<sup>-</sup> – bromură

I<sup>-</sup> – iodură

S<sup>2-</sup> – sulfură

HS<sup>-</sup> – sulfură acidă / hidrogeno sulfură

Oxiacizii au molecule alcătuite din hidrogen și radicali acizi (oxianioni) care conțin oxigen. Oxiacizii în care nemetalul are valență inferioară și anionii corespunzători se denumesc după următoarele reguli:



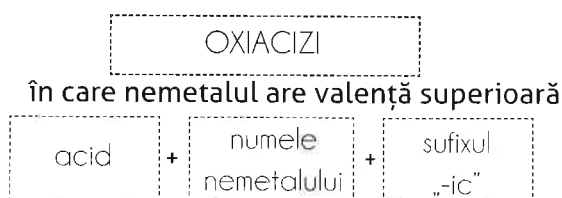
Exemple:  $\text{HNO}_2$  – acid azotos  
 $\text{H}_2\text{SO}_3$  – acid sulfuros  
 $\text{H}_3\text{PO}_3$  – acid fosforos



numele nemetalului	+	sufixul „-it”
-----------------------	---	------------------

Exemple:  $\text{NO}_2^-$  – azotit  
 $\text{SO}_3^{2-}$  – sulfid  
 $\text{HSO}_3^-$  – sulfid acid / hidrogenosulfid  
 $\text{PO}_3^{3-}$  – fosfit

Oxiacizii în care nemetalul are valență superioară și anionii corespunzători se denumesc după următoarele reguli:



Exemple:  $\text{H}_2\text{CO}_3$  – acid carbonic

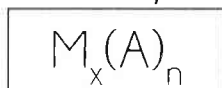
$\text{HNO}_3$  – acid azotic  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$  – acid sulfuric  
 $\text{H}_3\text{PO}_4$  – acid fosforic



numele nemetalului	+	sufixul „-at”
-----------------------	---	------------------

Exemple:  $\text{CO}_3^{2-}$  – carbonat  
 $\text{HCO}_3^-$  – carbonat acid / bicarbonat / hidrogenocarbonat  
 $\text{NO}_3^-$  – azotat  
 $\text{SO}_4^{2-}$  – sulfat  
 $\text{HSO}_4^-$  – sulfat acid / hidrogenosulfat  
 $\text{PO}_4^{3-}$  – fosfat  
 $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  – fosfat diacid / dihidrogenofosfat  
 $\text{HPO}_4^{2-}$  – fosfat acid / hidrogenofosfat

SĂRURILE sunt substanțe compuse alcătuite, de obicei, din ioni pozitivi de metal și anioni (radicali acizi). Formula generală pentru sărurile care conțin ioni de metal  $\text{M}^{n+}$  și anioni  $\text{A}^{x-}$  este:



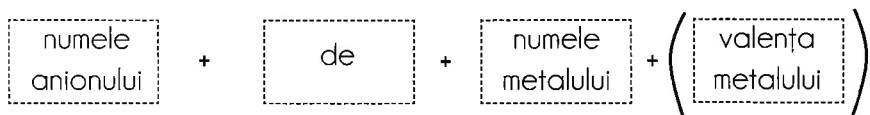
Sărurile metalelor care au o singură valență și formează un singur ion se denumesc conform regulii următoare:



Exemple:  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  – azotat de magneziu  
 $\text{K}_2\text{SO}_4$  – sulfat de potasiu  
 $\text{NaHCO}_3$  – carbonat acid de sodiu, bicarbonat de sodiu

$\text{CaCO}_3$  – carbonat de calciu  
 $\text{AlCl}_3$  – clorură de aluminiu

Sărurile metalelor care au mai multe valențe și formează ioni cu sarcini diferite se denumesc conform regulii următoare:



Exemple:  $\text{Cu}_2\text{S}$  – sulfură de cupru (I)

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – sulfat de fier (III)

$\text{FeCl}_2$  – clorură de fier (II)

Unele săruri nu conțin ioni pozitivi de metale, ci ionul amoniu  $\text{NH}_4^+$ .

Exemplu:  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  – azotat de amoniu

## CALCULE PE BAZA FORMULELOR CHIMICE

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: masa relativă a hidrogenului

$$A_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{1u} = 1,008 \approx 1$$

**Masa moleculară** a unei substanțe se calculează pe baza formulei chimice, prin însumarea maselor atomice relative ale atomilor din moleculă. În calcul se utilizează valorile rotunjite ale maselor atomice, cu excepția masei atomice a clorului  $A_{\text{Cl}}=35,5$ .

Exemple:  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 A_{\text{H}} + A_{\text{O}}$

$$= 2 \cdot 1 + 16 = 18$$

$M_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = A_{\text{Ca}} + 2(A_{\text{N}} + 3A_{\text{O}})$

$$= 40 + 2(14 + 3 \cdot 16) = 164$$

**Numărul lui Avogadro** se notează  $N_{\text{A}}$  și se exprimă  $N_{\text{A}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

**Molul** reprezintă cantitatea de substanță exprimată în grame care conține  $6,022 \cdot 10^{23}$  particule (atomi, ioni sau molecule).

Exemple: 1 mol de atomi  $^{12}\text{C}$  conține  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomi  $^{12}\text{C}$

1 mol de molecule  $\text{H}_2\text{O}$  conține  $6,022 \cdot 10^{23}$  molecule  $\text{H}_2\text{O}$

1 mol de ioni  $\text{SO}_4^{2-}$  conține  $6,022 \cdot 10^{23}$  ioni  $\text{SO}_4^{2-}$

1 mol de  $\text{BaCl}_2$  conține  $\left\{ \begin{array}{l} 6,022 \cdot 10^{23} \text{ ioni } \text{Ba}^{2+} \text{ și} \\ 2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ ioni } \text{Cl}^- \end{array} \right.$

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

Exemple: masa molară pentru  $H_2O$  este  $M_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$   
 masa molară a azotatului de calciu este  $M_{Ca(NO_3)_2} = 164 \text{ g/mol}$

**Numărul de moli** de substanță se notează cu  $n$ . Numărul de moli se poate determina dacă se cunoaște masa substanței,  $m$ .

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

unde:  $m$  – masa de substanță (g)  
 $M$  – masa molară a substanței (g/mol)

**Numărul de particule,  $N$ ,** din  $n$  moli de substanță se calculează:

$$N = n \cdot N_A$$

Pentru a calcula numărul de atomi dintr-o anumită masă de substanță se calculează mai întâi numărul de moli.



**Raportul de masă în care se combină elementele** într-o substanță compusă se determină pe baza masei molare. În raportul de masă se utilizează pentru fiecare element masa care intervine în calculul masei molare.

De exemplu, raportul de masă în care se combină hidrogenul și oxigenul în apă se calculează pe baza masei molare a apei:

$$M_{H_2O} = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol} \Rightarrow H:O = 2:16 = 1:8$$

**Compoziția procentuală de masă** a unei substanțe compuse indică procentul cu care contribuie fiecare element la masa substanței respective. Compoziția procentuală de masă exprimă masa fiecărui element în 100 g de substanță.

Compoziția procentuală de masă se determină pe baza masei molare, printr-o regulă de trei compusă:

- în primul rând se scrie masa molară a substanței și masele elementelor care intervin în calculul masei molare;
- în al doilea rând se trece masa de 100 g substanță și necunoscutele care exprimă procentele elementelor;

De exemplu, pentru a calcula compoziția procentuală de masă a sulfatului de cupru,  $CuSO_4$ :

- se calculează masa molară

$$M_{CuSO_4} = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 64 + 32 + 64 = 160 \text{ g/mol}$$

- se scrie regula de trei compusă, în care se trec masa molară și masele elementelor:

$$160 \text{ g } CuSO_4 \dots\dots\dots 64 \text{ g } Cu \dots\dots\dots 32 \text{ g } S \dots\dots\dots 64 \text{ g } O$$

$$100 \text{ g } CuSO_4 \dots\dots\dots a\% \text{ } Cu \dots\dots\dots b\% \text{ } S \dots\dots\dots c\% \text{ } O$$

$$a = \frac{64}{160} \cdot 100 = 40\% Cu$$

$$b = \frac{32}{160} \cdot 100 = 20\% S$$

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

**Masa unui element conținută într-o anumită masă de substanță** se determină pe baza masei molare, printr-o regulă de trei simplă:

- în primul rând se scrie masa molară a substanței și masa elementului care intervine în calculul masei molare;

- în al doilea rând se trece masa substanței și necunoscuta care exprimă masa elementului.

De exemplu, pentru a determina masa de cupru conținută în 32 g  $\text{CuSO}_4$ , se scrie:

$$M_{\text{CuSO}_4} = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160 \text{ g/mol} \Rightarrow \begin{array}{l} 160 \text{ g CuSO}_4 \dots\dots\dots 64 \text{ g Cu} \\ 32 \text{ g CuSO}_4 \dots\dots\dots x \text{ g Cu} \Rightarrow x = 12,8 \text{ g Cu} \end{array}$$

**Masa de substanță ce conține o anumită masă dintr-un element** se determină pe baza masei molare, printr-o regulă de trei simplă:

- în primul rând se scrie masa molară a substanței și masa elementului care intervine în calculul masei molare;

- în al doilea rând se trece necunoscuta care exprimă masa substanței și masa elementului.

De exemplu, pentru a determina masa de sulfat de cupru ce conține 16 g S, se scrie:

$$M_{\text{CuSO}_4} = 64 + 32 + 4 \cdot 16 = 160 \text{ g/mol} \Rightarrow \begin{array}{l} 160 \text{ g CuSO}_4 \dots\dots\dots 32 \text{ g S} \\ x \text{ g CuSO}_4 \dots\dots\dots 16 \text{ g S} \Rightarrow x = 80 \text{ g CuSO}_4 \end{array}$$

**Determinarea formulei chimice pe baza compoziției procentuale de masă** se bazează pe un algoritm compus din două etape:

- se împarte fiecare procent la masa atomică a elementului respectiv;

- numerele obținute se împart la cel mai mic număr dintre acestea obținându-se indicii din formula substanței.

De exemplu, cunoscând că o substanță conține 20% Mg, 26,66% S, 53,33% O, se poate determina formula acesteia:

$$\begin{array}{l} \text{Mg: } \frac{20}{24} = 0,833 \\ \text{S: } \frac{26,66}{32} = 0,833 \\ \text{O: } \frac{53,33}{16} = 3,333 \end{array} \quad \begin{array}{l} \xrightarrow{:0,833} \\ \xrightarrow{:0,833} \\ \xrightarrow{:0,833} \cong 4 \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{Mg: } \frac{0,833}{0,833} = 1 \\ \text{S: } \frac{0,833}{0,833} = 1 \\ \text{O: } \frac{3,333}{0,833} \cong 4 \end{array} \quad \longrightarrow \quad \text{MgSO}_4$$

În cazul unor compuși anorganici și în cazul substanțelor organice, prin algoritmul prezentat se determină formula brută a substanței care este exprimată printr-un raport de numere întregi și mici între atomi. Formula moleculară poate fi aceeași cu formula brută sau poate fi un multiplu al acesteia. Pentru calculul formulei moleculare este necesară cunoașterea masei moleculare.

Exemplu: cunoscând că o substanță conține 5,88 %H și 94,12%O, se poate determina formula brută a acesteia:

$$\begin{array}{l}
 \text{H: } \frac{5,88}{1} = 5,88 \\
 \text{O: } \frac{94,12}{16} = 5,88
 \end{array}
 \xrightarrow{: 5,88}
 \begin{array}{l}
 \frac{5,88}{5,88} = 1 \\
 \frac{5,88}{5,88} = 1
 \end{array}
 \longrightarrow \text{formula brută este HO}$$

⇒ formula moleculară se exprimă ca multiplu al formulei brute (HO)<sub>n</sub>. Știind că masa molară a substanței este M = 34 g/mol, se poate determina formula moleculară egalând masa molară calculată conform formulei brute cu valoarea cunoscută:

$$M_{(\text{HO})n} = (1 + 16)n = 17n \text{ g/mol}$$

$$M = 34 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow 17n = 34 \Rightarrow n=2 \Rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 \text{ formula moleculară}$$

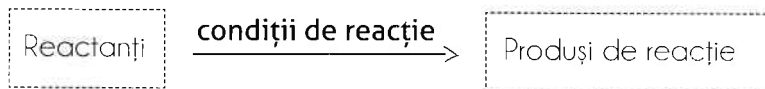
Determinarea formulei chimice pe baza raportului de masă a elementelor componente se bazează pe algoritmul prezentat.

Exemplu: cunoscând că o substanță se caracterizează prin raportul de masă Ca:C:O = 10:3:12, se poate determina formula acesteia:

$$\begin{array}{l}
 \text{Ca: } \frac{10}{40} = 0,25 \\
 \text{C: } \frac{3}{12} = 0,25 \\
 \text{O: } \frac{12}{16} = 0,75
 \end{array}
 \xrightarrow{: 0,25}
 \begin{array}{l}
 \frac{0,25}{0,25} = 1 \\
 \frac{0,25}{0,25} = 1 \\
 \frac{0,75}{0,25} \cong 3
 \end{array}
 \Rightarrow \text{CaCO}_3$$

## CALCULE PE BAZA ECUAȚIILOR CHIMICE

Reacțiile chimice sunt procese prin care substanțele se transformă unele în altele. Substanțele care reacționează între ele se numesc reactanți, iar cele care rezultă din reacție se numesc produși de reacție. Schema generală a unei reacții chimice:



Într-o reacție chimică suma maselor reactanților este egală cu suma maselor produșilor de reacție conform legii conservării masei substanțelor.

Exemplu: prin reacția dintre aluminiu și oxigen se formează oxidul de aluminiu, conform ecuației chimice:

