

ALINA MAIEREANU

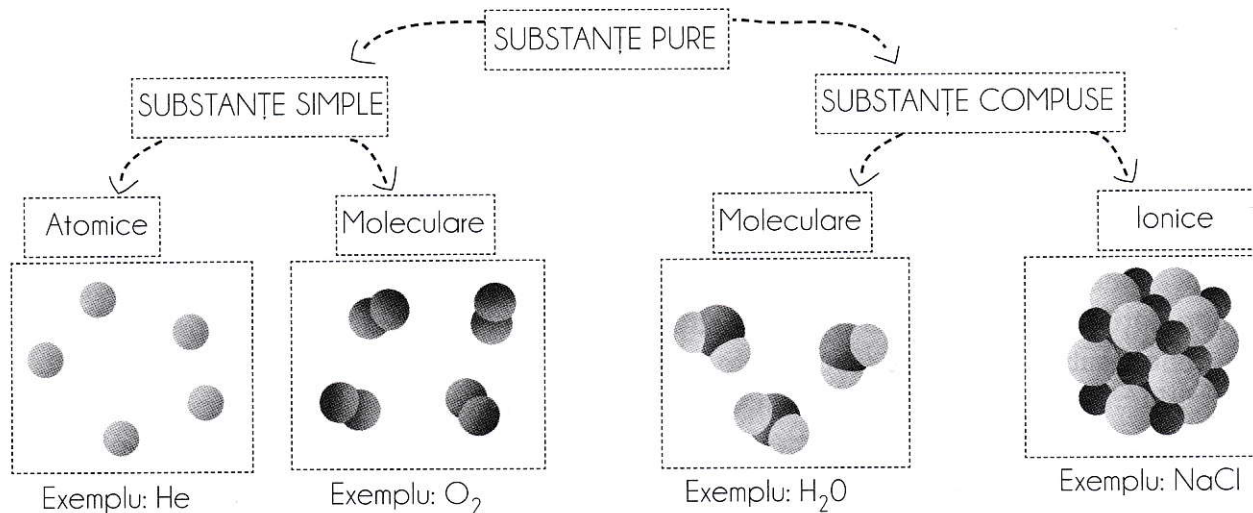
CHIMIE

exerciții și probleme
pentru clasa a IX-a

CUPRINS

1. REACȚII CHIMICE	3
EXERCIIȚII ȘI PROBLEME	15
2. REACȚII REDOX.....	23
EXERCIIȚII ȘI PROBLEME	32
3. STRUCTURA ATOMULUI. TABELUL PERIODIC AL ELEMENTELOR	40
EXERCIIȚII ȘI PROBLEME	47
4. VARIATIA PROPRIETĂȚILOR ELEMENTELOR ÎN TABELUL PERIODIC	56
EXERCIIȚII ȘI PROBLEME	61
5. LEGĂTURI CHIMICE. INTERACȚIUNI INTERMOLECULARE.....	70
EXERCIIȚII ȘI PROBLEME	80
6. STAREA GAZOASĂ	91
EXERCIIȚII ȘI PROBLEME	95
7. SOLUȚII	103
EXERCIIȚII ȘI PROBLEME	107
8. ACIZI ȘI BAZE	118
EXERCIIȚII ȘI PROBLEME	122
TEST DE EVALUARE FINALĂ 1	132
TEST DE EVALUARE FINALĂ 2	133
RĂSPUNSURI	134

SUBSTANȚELE COMPUSE sunt formate din mai multe tipuri de atomi. 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 CuO – oxid de cupru (II) sau oxid cupric
 FeO – oxid de fier (II) sau oxid feros 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_2O_3 – trioxid de azot

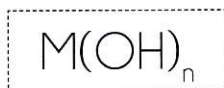
SO_2 dioxid de sulf

P_2O_5 pentaoxid de fosfor

HIDROXIZII sunt substanțe compuse alcătuite din ioni pozitivi de metal și ioni hidroxid, HO^- .

Hidroxizii sunt BAZE anorganice.

Formula generală a unui hidroxid ce conține ioni de metal M^{n+} 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

$Al(OH)_3$ – hidroxid de aluminiu

$Mg(OH)_2$ – hidroxid de magneziu

$Ca(OH)_2$ – oxid de calciu

$Zn(OH)_2$ – oxid de zinc

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

hidroxid + de + numele metalului + (valența metalului)

Exemple: $Cu(OH)_2$ – hidroxid de cupru (II)

$Fe(OH)_2$ – hidroxid de fier (II)

$Fe(OH)_3$ – hidroxid de fier (III)

ACIZII sunt substanțe compuse care pot ceda ioni H^+ . 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_2S – acid sulfhidric

ANIONI (radicali acizi)

numele nemetalului + sufixul „-ură”

Exemple: F^- – fluorură

Cl^- – clorură

Br^- – bromură

I^- – iodură

S^{2-} – sulfură

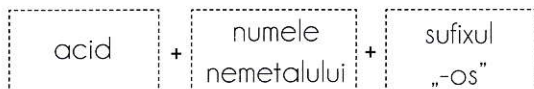
HS^- – sulfură acidă / hidrogeno sulfură

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:

OXIACIZI

în care nemetalul are valență inferioară



Exemple: HNO_2 – acid azotos

H_2SO_3 – acid sulfuros

H_3PO_3 – acid fosforos

ANIONI (radicali acizi)



Exemple: NO_2^- – azotit

SO_3^{2-} – sulfat

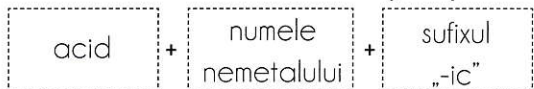
HSO_3^- – sulfat acid / hidrogenosulfat

PO_3^{3-} – fosfit

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

OXIACIZI

în care nemetalul are valență superioară



Exemple: H_2CO_3 – acid carbonic

HNO_3 – acid azotic

H_2SO_4 – acid sulfuric

H_3PO_4 – acid fosforic

ANIONI (radicali acizi)



Exemple: CO_3^{2-} – carbonat

HCO_3^- – carbonat acid / bicarbonat / hidrogenocarbonat

NO_3^- – azotat

SO_4^{2-} – sulfat

HSO_4^- – sulfat acid / hidrogenosulfat

PO_4^{3-} – fosfat

H_2PO_4^- – fosfat diacid / dihidrogenofosfat

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 M^{n+} și anioni 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

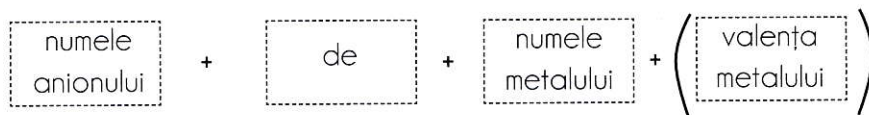
K_2SO_4 – sulfat de potasiu

NaHCO_3 – hidrogenocarbonat de sodiu, carbonat acid de sodiu, bicarbonat de sodiu

CaCO_3 – carbonat de calciu

AlCl_3 – clorură de aluminiu

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



Exemple: Cu_2S – sulfură de cupru (I)
 FeCl_2 – clorură de fier (II)

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

Unele săruri nu conțin ioni pozitivi de metale, ci ionul amoniu NH_4^+ .

Exemplu: NH_4NO_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 $A_{\text{Cl}} = 35,5$.

$$\begin{aligned} \text{Exemple: } M_{\text{H}_2\text{O}} &= 2 A_{\text{H}} + A_{\text{O}} \\ &= 2 \cdot 1 + 16 = 18 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} &= A_{\text{Ca}} + 2(A_{\text{N}} + 3A_{\text{O}}) \\ &= 40 + 2(14 + 3 \cdot 16) = 164 \end{aligned}$$

Numărul lui Avogadro se notează N_{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}C conține $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi ^{12}C

1 mol de molecule H_2O conține $6,022 \cdot 10^{23}$ molecule H_2O

1 mol de ioni SO_4^{2-} conține $6,022 \cdot 10^{23}$ ioni SO_4^{2-}

1 mol de BaCl_2 conține $\begin{cases} 6,022 \cdot 10^{23} \text{ ioni } \text{Ba}^{2+} \text{ și} \\ 2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ ioni } \text{Cl}^- \end{cases}$

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 de substanță și necunoscutele care exprimă procentele elementelor;

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

- se calculează masa molară

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

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

$$\begin{array}{l} 160 \text{ g } CuSO_4 \dots\dots\dots 64 \text{ g } Cu \dots\dots\dots 32 \text{ g } S \dots\dots\dots 64 \text{ g } O \\ 100 \text{ g } CuSO_4 \dots\dots\dots a \text{ g } Cu \dots\dots\dots b \text{ g } S \dots\dots\dots c \text{ g } O \end{array} \quad b = \frac{32}{160} \cdot 100 = 20 \text{ g } S$$

$$a = \frac{64}{160} \cdot 100 = 40 \text{ g } Cu \quad c = \frac{64}{160} \cdot 100 = 40 \text{ g } O$$

Compoziția procentuală de masă a sulfatului de cupru (II) este: 40% Cu, 20% S, 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 de CuSO_4 , se scrie:

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

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 de S, se scrie:

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

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:

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

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:

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

⇒ formula moleculară se exprimă ca multiplu al formulei brute $(\text{HO})_n$. Știind că masa molară a substanței este $M = 34 \text{ g/mol}$, se poate determina formula moleculară egalând masa molară calculată conform formulei brute cu valoarea cunoscută:

$$\begin{aligned} M_{(\text{HO})_n} &= (1 + 16)n = 17n \text{ g/mol} \\ M &= 34 \text{ g/mol} \end{aligned} \Rightarrow 17n = 34 \Rightarrow n = 2 \Rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 \text{ formula moleculară}$$

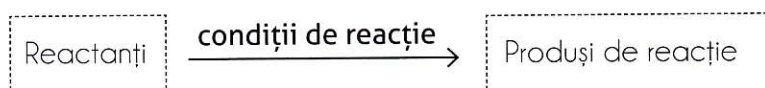
Determinarea formulei chimice pe baza raportului de masă a elementelor componente se bazează pe algoritmul prezentat.

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

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

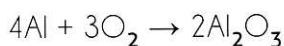
CLASIFICAREA REACȚIILOR CHIMICE ÎN CHIMIA ANORGANICĂ

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:



Conform legii conservării numărului de atomi, numărul de atomi din fiecare tip care intră în reacție este egal cu numărul atomilor de același tip care rezultă din reacție.

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

• După numărul și tipul de substanțe participante, reacțiile chimice pot fi încadrate în patru tipuri:

Reacția de combinare este reacția chimică prin care doi sau mai mulți reactanți formează un singur produs de reacție. Într-o reacție de combinare, reactanții pot fi substanțe simple sau compuse, iar produsul de reacție este o substanță compusă.	Schema generală: $\textcircled{A} + \textcircled{B} \rightarrow \textcircled{C}$ Exemple: $4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$ $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
Reacția de descompunere este reacția chimică prin care un singur reactant se descompune în doi sau mai mulți produși de reacție. Într-o reacție de descompunere, reactantul este substanță compusă, iar produșii de reacție pot fi substanțe simple sau compuse.	Schema generală: $\textcircled{A} \rightarrow \textcircled{B} + \textcircled{C}$ Exemple: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$ $\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{CO}_2\uparrow$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Reacția de substituție (înlocuire) este reacția chimică în care o substanță simplă înlocuiește un element dintr-o substanță compusă. La reacția de substituție participă doi reactanți, o substanță simplă și o substanță compusă, și se formează doi produși de reacție, o substanță simplă și o substanță compusă.	Schema generală: $\textcircled{A} + \textcircled{B} \textcircled{C} \rightarrow \textcircled{A} \textcircled{C} + \textcircled{B}$ Exemple: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}\uparrow$
Reacția de schimb este reacția chimică prin care două substanțe compuse formează alte două substanțe compuse. Într-o reacție de schimb, atât reactanții, cât și produșii de reacție sunt substanțe compuse.	Schema generală: $\textcircled{A} \textcircled{B} + \textcircled{C} \textcircled{D} \rightarrow \textcircled{C} \textcircled{B} + \textcircled{A} \textcircled{D}$ Exemple: $\text{NaBr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + \text{CuCl}_2$ $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

• După efectul termic care le însoțește reacțiile chimice se clasifică:

Reacții exoterme – reacții care au loc cu degajare de căldură (Q) Schema generală: Reactanți → Produși de reacție + Q	Exemple: $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{Q}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{Al}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{l}) + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Q}$ $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Q}$
--	---

Reacții endoterme – reacții care au loc cu degajare de căldură (Q) Schema generală: Reactanți + Q → Produși de reacție	Exemple: $\text{MgCO}_3(\text{s}) + \text{Q} \rightarrow \text{MgO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ $2\text{KNO}_3(\text{s}) + \text{Q} \rightarrow 2\text{KNO}_2(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ $2\text{AgNO}_3(\text{s}) + \text{Q} \rightarrow 2\text{Ag}(\text{s}) + 2\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
--	--

• După viteza cu care se desfășoară reacțiile chimice se clasifică:

Reacții rapide – reacții chimice caracterizate printr-o viteză mare de reacție. Produșii de reacție se formează imediat ce reactanții vin în contact.	Exemple: $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
Reacții lente – reacții chimice caracterizate printr-o viteză mică de reacție, produșii de reacție se formează într-un timp îndelungat, de la minute până la ani.	Exemple: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{FeO}(\text{OH})$ $2\text{Cu} + \text{O}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$

• După sensul de desfășurare:

Reacții ireversibile – reacții chimice care se desfășoară într-un singur sens. Schema generală: Reactanți → Produși de reacție	Exemple: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 2\text{CaO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
Reacții reversibile – reacții chimice care se desfășoară în ambele sensuri Schema generală: Reactanți $\rightleftharpoons$ Produși de reacție	Exemple: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$ $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HOCl}$

O reacție reversibilă are loc simultan în ambele sensuri. După un anumit timp, viteza reacției în sens direct devine egală cu viteza reacției în sens invers și sistemul se află într-o stare de echilibru: concentrațiile reactanților și ale produșilor rămân constante în timp. Această stare de echilibru se menține atât timp cât condițiile externe rămân neschimbate. Modificarea temperaturii, a presiunii sau a concentrației uneia dintre substanțe determină schimbarea compoziției amestecului de reacție.

Calcululele stoechiometrice se referă la relația numerică dintre cantitatea de reactanți care se consumă în reacție și cantitatea de produși care se formează într-o reacție chimică.

Interpretarea cantitativă a ecuației chimice în moli este dată de coeficienții stoechiometrici ai substanțelor în ecuația chimică.

Exemplu: pentru ecuația reacției de oxidare a aluminiului:



se poate stabili că

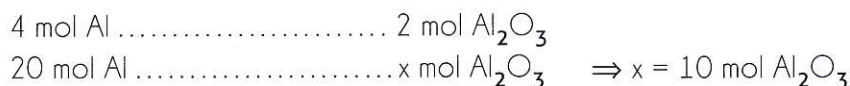
4 mol Al reacționează cu 3 mol O_2 formând 2 mol Al_2O_3

sau că

raportul stoechiometric este 4 mol Al : 3 mol O_2 : 2 mol Al_2O_3

Raportul stoechiometric se poate utiliza pentru a determina câți moli de produs se formează dintr-o anumită cantitate de reactant.

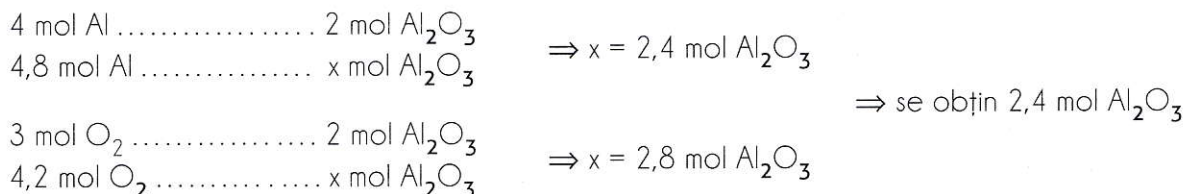
Exemplu: Câți moli de Al_2O_3 rezultă prin arderea a 20 mol de aluminiu?



În cazul în care reactanții se introduc în reacție într-un raport diferit de cel stoechiometric, unul dintre aceștia se consumă integral (reactant limitativ) și o cantitate din celălalt reactant rămâne netransformată, fiind în exces. Reactantul limitativ este cel care conduce la obținerea unei cantități mai mici de produs de reacție.

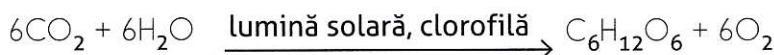
Exemplu: Câți moli de Al_2O_3 rezultă prin arderea a 4,8 mol de aluminiu în 4,2 mol de oxigen?

Se determină cantitatea de Al_2O_3 care se formează din fiecare cantitate de reactant:



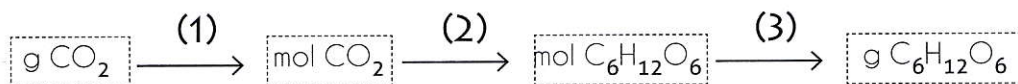
În cazul în care în enunț sunt date masele de substanțe, exprimate în grame sau în kilograme, acestea se pot transforma în moli și apoi se poate lucra în modul prezentat mai sus.

Exemplu: În procesul de fotosinteză, plantele transformă dioxidul de carbon și apa în glucoză ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) conform ecuației:



Ce masă de glucoză, exprimată în grame, se poate forma din 26,4 g de CO_2 ?

Etape de rezolvare:



(1) calculul numărului de moli de CO_2

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{26,4 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 0,6 \text{ mol}$$