

Université Constantine 1 — Faculté des Sciences Exactes

Département de Chimie

Module : Structure de la Matière (Chimie I) | L1 Chimie | 2025/2026

Travaux Dirigés N° 2

Les constituants de la matière

Enseignante : Dr. ZERDOUM Radia

Données numériques (valables pour l'ensemble du TD) $M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(O) = 16$; $M(Al) = 27$; $M(S) = 32$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.Volume molaire des gaz (CNTP) : $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.**Exercice 1 — Identification d'espèces chimiques**

Compléter le tableau suivant en indiquant, pour chaque espèce, le nombre de protons, de neutrons et d'électrons, puis classer l'espèce en : atome neutre, cation ou anion.

Espèce	Z	A	Protons	Neutrons	Électrons	Nature
^{23}Na	11	23				
$^{23}\text{Na}^+$	11	23				
^{35}Cl	17	35				
$^{24}\text{Mg}^{2+}$	12	24				
$^{56}\text{Fe}^{3+}$	26	56				
$^{32}\text{S}^{2-}$	16	32				

Exercice 2 — Formation des ions à partir de la règle de l'octet

Pour les éléments suivants, prédire l'ion le plus stable formé et écrire sa configuration électronique : Na ($Z = 11$), Mg ($Z = 12$), Al ($Z = 13$), O ($Z = 8$), F ($Z = 9$), S ($Z = 16$).

- Identifier le gaz noble le plus proche pour chaque élément.
- En déduire le nombre d'électrons à perdre ou à gagner.
- Donner la formule de l'ion stable et sa configuration électronique.

Exercice 3 — Masse atomique moyenne du chlore

Le chlore naturel est constitué de deux isotopes stables : ^{35}Cl d'abondance 75,77 % (masse 34,9689 u) et ^{37}Cl d'abondance 24,23 % (masse 36,9659 u).

- Calculer la masse atomique moyenne du chlore naturel.
- Comparer la valeur obtenue à la masse atomique tabulée (35,45 u). Commenter.

Exercice 4 — Masse atomique moyenne du magnésium

Le magnésium naturel comporte trois isotopes : ^{24}Mg (78,99 % ; 23,9850 u), ^{25}Mg (10,00 % ; 24,9858 u) et ^{26}Mg (11,01 % ; 25,9826 u).

- Vérifier que la somme des abondances vaut bien 100 %.
- Calculer la masse atomique moyenne du magnésium.

Exercice 5 — Interprétation d'un spectre de masse

Le spectre de masse simplifié d'un échantillon de magnésium présente trois pics aux rapports $m/z = 24, 25$ et 26 , d'intensités relatives respectives 79, 10 et 11.

1. Identifier les isotopes correspondant à chaque pic.
2. Estimer leurs abondances relatives en pourcentage.
3. Recalculer la masse atomique moyenne à partir du spectre et comparer à la valeur tabulée.

Exercice 6 — Classification de systèmes

Classer chacun des systèmes suivants en : (i) corps pur simple, (ii) corps pur composé, (iii) mélange homogène, ou (iv) mélange hétérogène. Pour chaque mélange, proposer une technique de séparation adaptée.

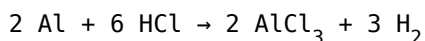
- a) Eau de mer | b) Dioxygène O_2 | c) Sulfate de cuivre pentahydraté $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
| d) Granit
e) Air filtré et sec | f) Suspension de bentonite dans l'eau | g) Vin rouge | h)
Sirop de menthe

Exercice 7 — Carte conceptuelle des mélanges

Élaborer une carte conceptuelle (à main levée ou à l'aide d'un logiciel de mind mapping) reliant les notions suivantes : matière, corps pur, mélange, simple, composé, homogène, hétérogène, technique de séparation, exemples concrets.

Exercice 8 — Réaction aluminium - acide chlorhydrique

On fait réagir 5,40 g d'aluminium métallique avec une solution d'acide chlorhydrique en excès. Il se forme du chlorure d'aluminium et du dihydrogène :



1. Vérifier que l'équation est correctement équilibrée.
2. Calculer la quantité de matière d'aluminium engagée.
3. Calculer la masse de $AlCl_3$ formée et le volume de H_2 dégagé.
4. Vérifier explicitement la conservation de la masse totale.

Exercice 9 — Équilibrer et appliquer la conservation

Équilibrer les équations chimiques suivantes, puis vérifier la conservation des atomes :

1. Combustion du méthane : $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
2. Combustion du butane : $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
3. Synthèse de l'ammoniac : $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
4. Réaction du fer avec l'acide sulfurique : $Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$

Exercice 10 — Compte rendu d'application

À partir des exercices 8 et 9, rédiger une mini-synthèse d'une demi-page expliquant pourquoi la loi de conservation de la masse est un principe fondateur de la chimie quantitative. Mentionner au moins un exemple historique.