

Université Constantine 1 — Faculté des Sciences Exactes

Département de Chimie

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

Corrigé du Travaux Dirigés N° 2

Les constituants de la matière

Enseignante : Dr. ZERDOUM Radia

Ce corrigé propose une démarche détaillée pour chacun des exercices du TD 2. Les étapes de raisonnement, les formules utilisées et les calculs intermédiaires sont explicités afin de permettre une auto-correction et une révision efficaces.

Exercice 1 — Identification d'espèces chimiques

Rappel de cours

Nombre de neutrons :  $N = A - Z$ .

Nombre d'électrons :  $Z - \text{charge}$  (la charge est nulle pour un atome neutre).

Un cation a perdu des électrons, un anion en a gagné ;  $Z$ , lui, ne change jamais.

| Espèce                | Z  | A  | Protons | Neutrons | Électrons | Nature       |
|-----------------------|----|----|---------|----------|-----------|--------------|
| $^{23}\text{Na}$      | 11 | 23 | 11      | 12       | 11        | Atome neutre |
| $^{23}\text{Na}^+$    | 11 | 23 | 11      | 12       | 10        | Cation       |
| $^{35}\text{Cl}$      | 17 | 35 | 17      | 18       | 17        | Atome neutre |
| $^{24}\text{Mg}^{2+}$ | 12 | 24 | 12      | 12       | 10        | Cation       |
| $^{56}\text{Fe}^{3+}$ | 26 | 56 | 26      | 30       | 23        | Cation       |
| $^{32}\text{S}^{2-}$  | 16 | 32 | 16      | 16       | 18        | Anion        |

Attention : l'espèce  $^{35}\text{Cl}$  de l'énoncé est un atome neutre (aucune charge indiquée) et non l'ion  $\text{Cl}^-$  ; elle possède donc 17 électrons et non 18.

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

Rappel de cours

Un élément tend à acquérir la configuration électronique du gaz noble le plus proche : les métaux perdent leurs électrons de valence, les non-métaux en gagnent.

| Élément | Z  | Gaz noble proche | Ion stable       | Configuration électronique |
|---------|----|------------------|------------------|----------------------------|
| Na      | 11 | Ne ( $Z = 10$ )  | $\text{Na}^+$    | $1s^2 2s^2 2p^6$           |
| Mg      | 12 | Ne ( $Z = 10$ )  | $\text{Mg}^{2+}$ | $1s^2 2s^2 2p^6$           |
| Al      | 13 | Ne ( $Z = 10$ )  | $\text{Al}^{3+}$ | $1s^2 2s^2 2p^6$           |
| O       | 8  | Ne ( $Z = 10$ )  | $\text{O}^{2-}$  | $1s^2 2s^2 2p^6$           |
| F       | 9  | Ne ( $Z = 10$ )  | $\text{F}^-$     | $1s^2 2s^2 2p^6$           |
| S       | 16 | Ar ( $Z = 18$ )  | $\text{S}^{2-}$  | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ |

Tous ces ions atteignent une configuration en octet (ou en duet pour les premiers éléments) : c'est le critère de stabilité recherché.

### Exercice 3 — Masse atomique moyenne du chlore

#### Rappel de cours

$M = \sum (\text{abondance}_i \times \text{masse isotopique}_i)$ , les abondances étant exprimées en fractions décimales et non en pourcentages.

#### Question 1 — Calcul de la moyenne pondérée

$$M = 0,7577 \times 34,9689 + 0,2423 \times 36,9659 = 26,496 + 8,958$$

$$M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$$

#### Question 2 — Comparaison à la valeur tabulée

La concordance avec la valeur du tableau périodique (35,45 u) est exacte : la masse atomique tabulée est bien la moyenne pondérée par les abondances naturelles, et non la masse d'un isotope particulier.

### Exercice 4 — Masse atomique moyenne du magnésium

#### Question 1 — Vérification des abondances

$$78,99 \% + 10,00 \% + 11,01 \% = 100,00 \% \checkmark$$

#### Question 2 — Masse atomique moyenne

$$M = 0,7899 \times 23,9850 + 0,1000 \times 24,9858 + 0,1101 \times 25,9826 \\ = 18,946 + 2,499 + 2,861$$

$$M(\text{Mg}) = 24,31 \text{ u} \text{ — identique à la masse tabulée } \checkmark$$

### Exercice 5 — Interprétation d'un spectre de masse

#### Question 1 — Identification des pics

$$m/z = 24 \rightarrow {}^{24}\text{Mg} ; m/z = 25 \rightarrow {}^{25}\text{Mg} ; m/z = 26 \rightarrow {}^{26}\text{Mg}.$$

#### Question 2 — Abondances relatives

$$\text{Intensité totale} = 79 + 10 + 11 = 100$$

$${}^{24}\text{Mg} = 79 \% ; {}^{25}\text{Mg} = 10 \% ; {}^{26}\text{Mg} = 11 \%$$

#### Question 3 — Masse moyenne recalculée

$$M = 0,79 \times 23,9850 + 0,10 \times 24,9858 + 0,11 \times 25,9826 = 18,948 + 2,499 + 2,858$$

$$M(\text{Mg}) = 24,30 \text{ u}$$

Valeur cohérente avec la masse tabulée (24,31 u) ; le léger écart provient de l'arrondi des abondances lues sur le spectre (79 / 10 / 11 au lieu de 78,99 / 10,00 / 11,01).

### Exercice 6 — Classification de systèmes

| Système                              | Classification     | Technique de séparation          |
|--------------------------------------|--------------------|----------------------------------|
| Eau de mer                           | Mélange homogène   | Distillation, évaporation        |
| Dioxygène O <sub>2</sub>             | Corps pur simple   | —                                |
| CuSO <sub>4</sub> ·5H <sub>2</sub> O | Corps pur composé  | —                                |
| Granit                               | Mélange hétérogène | Triage manuel, tri densimétrique |
| Air filtré et sec                    | Mélange homogène   | Distillation fractionnée         |

| Système              | Classification     | Technique de séparation |
|----------------------|--------------------|-------------------------|
| Bentonite dans l'eau | Mélange hétérogène | Décantation, filtration |
| Vin rouge            | Mélange homogène   | Distillation (éthanol)  |
| Sirop de menthe      | Mélange homogène   | Évaporation             |

*Critère de distinction : un mélange hétérogène laisse apparaître plusieurs phases à l'œil nu ou au microscope ; un mélange homogène présente une phase unique.*

## Exercice 7 — Carte conceptuelle des mélanges

Exercice ouvert : aucune correction unique n'est attendue. La carte doit relier :

Matière → corps pur / mélange ; corps pur → simple (ex.  $O_2$ ) / composé (ex.  $H_2O$ ) ;  
mélange → homogène (ex. eau salée) / hétérogène (ex. granit) ; chaque type de  
mélange étant relié à une ou plusieurs techniques de séparation (filtration,  
décantation, distillation, chromatographie).

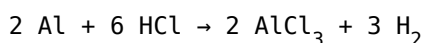
## Exercice 8 — Réaction aluminium - acide chlorhydrique

### Rappel de cours

Une équation équilibrée conserve le nombre d'atomes de chaque élément.

Les coefficients stœchiométriques donnent les rapports entre quantités de matière :  $n(H_2) / 3 = n(Al) / 2$ .

### Question 1 — Vérification de l'équilibrage



Al :  $2 = 2$  ; Cl :  $6 = 6$  ; H :  $6 = 6$  → équation correctement équilibrée ✓

### Question 2 — Quantité de matière d'aluminium

$$n(Al) = m / M = 5,40 / 27$$

$$n(Al) = 0,200 \text{ mol}$$

### Question 3 — Masse de $AlCl_3$ et volume de $H_2$

$$n(AlCl_3) = n(Al) = 0,200 \text{ mol} ; M(AlCl_3) = 27 + 3 \times 35,5 = 133,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(AlCl_3) = 0,200 \times 133,5 = 26,7 \text{ g}$$

$$n(H_2) = (3/2) \times n(Al) = 0,300 \text{ mol}$$

$$V(H_2) = n \times V_m = 0,300 \times 22,4 = 6,72 \text{ L}$$

### Question 4 — Conservation de la masse

$$n(HCl) = 3 \times n(Al) = 0,600 \text{ mol} \rightarrow m(HCl) = 0,600 \times 36,5 = 21,90 \text{ g}$$

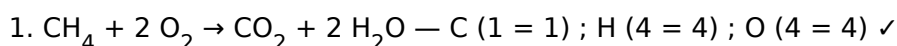
$$m(\text{réactifs}) = 5,40 + 21,90 = 27,30 \text{ g}$$

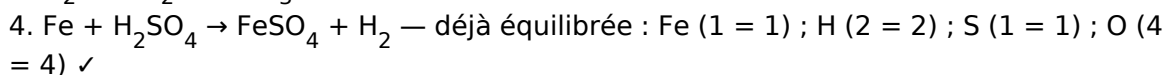
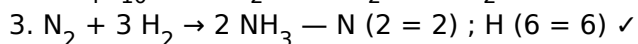
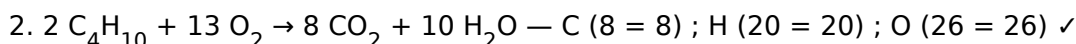
$$m(\text{produits}) = 26,7 + 0,60 = 27,30 \text{ g}$$

**$m(\text{réactifs}) = m(\text{produits})$  : la masse totale est conservée (loi de Lavoisier) ✓**

*L'acide étant en excès, seule la fraction de HCl effectivement consommée (0,600 mol) intervient dans le bilan de masse.*

## Exercice 9 — Équilibrer et appliquer la conservation





Pour le butane, le coefficient 2 devant  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  est indispensable : il évite un coefficient demi-entier (13/2) devant  $\text{O}_2$ .

## Exercice 10 — Compte rendu d'application

Exercice ouvert (rédaction libre). Points attendus dans la synthèse :

1. Énoncé de Lavoisier (1789) : « Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » — la masse totale et le nombre d'atomes de chaque élément sont conservés au cours d'une réaction.
2. Illustration par l'exercice 8 :  $m(\text{réactifs}) = m(\text{produits}) = 27,30 \text{ g}$ , vérifiée par le calcul.
3. Cette loi fonde les calculs stœchiométriques (bilans de matière, rendements industriels, dosages) indispensables à la chimie quantitative.
4. Exemple historique : les expériences de Lavoisier sur la combustion en vase clos (pesées avant et après), qui ont réfuté la théorie du phlogistique et fondé la chimie moderne.

## Annexe — Méthodes générales à retenir

1. Z identifie l'élément et ne change ni par ionisation ni par changement d'isotope ; seuls N (isotopes) et le nombre d'électrons (ions) varient.
2. Une masse atomique tabulée est toujours une moyenne pondérée par les abondances isotopiques naturelles.
3. Avant tout calcul stœchiométrique, vérifier l'équilibrage de l'équation.
4. Un bilan de masse doit être vérifié explicitement : c'est le meilleur contrôle d'un calcul de stœchiométrie.
5. Soigner les chiffres significatifs : le résultat ne peut en comporter plus que la donnée la moins précise.