

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° 1

Notions fondamentales — Atome, masse, mole

Enseignante : Dr. ZERDOUM Radia

Ce corrigé propose une démarche détaillée pour chacun des exercices du TD 1. 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 — Calcul de masses molaires

Rappel de cours

La masse molaire d'un composé est la somme des masses molaires atomiques de tous les atomes qui le constituent, chacune multipliée par le nombre d'atomes correspondant.

Formule générale : $M(\text{composé}) = \sum n_i \times M(i)$.

a) Acide sulfurique H_2SO_4

$$M = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 2 + 32 + 64$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

b) Carbonate de calcium CaCO_3

$$M = M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + 3 \times M(\text{O}) = 40 + 12 + 48$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

c) Sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$M = 2 \times M(\text{Al}) + 3 \times M(\text{S}) + 12 \times M(\text{O}) = 54 + 96 + 192$$

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Attention : l'indice 3 porte sur le groupement entier (SO_4) , d'où $3 \times 4 = 12$ atomes d'oxygène.

d) Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

$$M = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 72 + 12 + 96$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

e) Chlorure de sodium NaCl

$$M = M(\text{Na}) + M(\text{Cl}) = 23 + 35,5$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

f) Montmorillonite sodique $\text{Na}_{0,33}(\text{Al}_{1,67}\text{Mg}_{0,33})\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$

Cas plus délicat à cause des coefficients non entiers ; la règle reste la même.

$$M = 0,33 \times M(\text{Na}) + 1,67 \times M(\text{Al}) + 0,33 \times M(\text{Mg}) + 4 \times M(\text{Si}) + 10 \times M(\text{O}) + 2 \times [M(\text{O}) + M(\text{H})]$$

$$= 0,33 \times 23 + 1,67 \times 27 + 0,33 \times 24 + 4 \times 28 + 10 \times 16 + 2 \times 17$$

$$= 7,59 + 45,09 + 7,92 + 112 + 160 + 34$$

$$M \approx 366,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Remarque : cette formule correspond à une demi-maille (2 sites octaédriques occupés par Al et Mg, 4 sites tétraédriques occupés par Si). Selon les substitutions isomorphes, la masse molaire effective varie entre 360 et 380 g·mol⁻¹ dans la littérature.

Exercice 2 — Conversions mole / masse / nombre d'entités

Rappel de cours

$$n = m / M ; N = n \times N_A ; N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}.$$

Toute conversion masse ↔ nombre d'entités passe obligatoirement par la mole.

Données : m = 4,90 g de H₂SO₄ ; M = 98 g·mol⁻¹ (exercice 1.a).

Question 1 — Quantité de matière

$$n = m / M = 4,90 / 98$$

$$n = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Question 2 — Nombre de molécules

$$N = n \times N_A = 5,00 \times 10^{-2} \times 6,022 \times 10^{23}$$

$$N = 3,01 \times 10^{22} \text{ molécules de H}_2\text{SO}_4$$

Question 3 — Nombre d'atomes d'oxygène

Chaque molécule contient 4 atomes d'oxygène :

$$N(O) = 4 \times N = 4 \times 3,01 \times 10^{22}$$

$$N(O) = 1,20 \times 10^{23} \text{ atomes d'oxygène}$$

Question 4 — Masse correspondant à 3,01 × 10²² molécules d'eau

On inverse la démarche : N → n → m, avec M(H₂O) = 2 × 1 + 16 = 18 g·mol⁻¹.

$$n = N / N_A = 3,01 \times 10^{22} / 6,022 \times 10^{23} = 0,0500 \text{ mol}$$

$$m = n \times M = 0,0500 \times 18$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,90 \text{ g}$$

Exercice 3 — Composition centésimale et formule empirique

Rappel de cours — démarche en 3 étapes

- (1) Raisonner sur 100 g de composé : chaque pourcentage devient une masse en grammes.
- (2) Calculer les quantités de matière $n_i = m_i / M_i$.
- (3) Diviser tous les n_i par la plus petite valeur pour obtenir des rapports entiers (à arrondir judicieusement).

Question 1 — Formule empirique

Pour 100 g de composé : 40,0 g de C ; 6,7 g de H ; 53,3 g de O.

$$n(C) = 40,0 / 12 = 3,33 \text{ mol}$$

$$n(H) = 6,7 / 1 = 6,70 \text{ mol}$$

$$n(O) = 53,3 / 16 = 3,33 \text{ mol}$$

Division par la plus petite valeur (3,33) :

$$C : 1,00 \quad H : 6,70 / 3,33 = 2,01 \approx 2 \quad O : 1,00$$

$$\text{Formule empirique : CH}_2\text{O}$$

Question 2 — Formule brute

$$M(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 + 16 = 30 \text{ g·mol}^{-1}$$

$$k = M_{\text{réelle}} / M_{\text{emp}} = 180 / 30 = 6$$

Formule brute : $C_6H_{12}O_6$

Question 3 — Identification

On retrouve la masse molaire calculée à l'exercice 1.d. La formule $C_6H_{12}O_6$ correspond à plusieurs hexoses isomères :

Glucose (autres possibilités : fructose, galactose, mannose...)

La composition centésimale seule ne permet pas de distinguer des isomères : elle donne la formule brute, jamais la structure.

Exercice 4 — Concentration d'une solution

Rappel de cours

Concentration molaire : $C = n / V$ ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$).

Concentration massique : $C_m = m / V$ ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$), avec $C_m = C \times M$.

Fraction molaire : $x_i = n_i / n_{\text{totale}}$ (sans unité, entre 0 et 1).

Le volume est toujours celui de la solution, jamais celui du solvant.

Données : $m(\text{NaCl}) = 5,85 \text{ g}$; $V = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$; $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Question 1 — Concentration molaire

$$n = m / M = 5,85 / 58,5 = 0,100 \text{ mol}$$

$$C = n / V = 0,100 / 0,500$$

$$\mathbf{C = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Question 2 — Concentration massique

$$C_m = m / V = 5,85 / 0,500$$

$$\mathbf{C_m = 11,7 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$\text{Vérification : } C_m = C \times M = 0,200 \times 58,5 = 11,7 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \checkmark$$

Question 3 — Fraction molaire du soluté

La solution étant diluée, la masse du solvant est assimilée à celle de 500 mL d'eau pure ($\rho \approx 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$) :

$$m(\text{H}_2\text{O}) \approx 500 \times 1,00 = 500 \text{ g}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 500 / 18 = 27,8 \text{ mol}$$

$$x(\text{NaCl}) = 0,100 / (0,100 + 27,8)$$

$$\mathbf{x(\text{NaCl}) = 3,58 \times 10^{-3}, \text{ soit } 0,358 \%}$$

Cette valeur très faible confirme l'hypothèse de dilution. Rappelons que le calcul traite NaCl comme une entité unique : en tenant compte de la dissociation ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, soit 0,200 mol de particules), on obtiendrait $x \approx 7,1 \times 10^{-3}$. La convention retenue doit toujours être précisée.

Exercice 5 — Application : les adsorbants minéraux (bentonite)

Rappel de cours

Cet exercice transpose les méthodes des exercices 1 et 2 à un cas réel issu de la chimie environnementale. La bentonite, à base de montmorillonite, est utilisée pour adsorber les métaux lourds et les colorants dans le traitement des eaux.

Données : $m = 2,50 \text{ g}$; $M \approx 366,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (exercice 1.f) ; $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; surface spécifique $750 \text{ m}^2 \cdot \text{g}^{-1}$.

Question 1 — Quantité de matière

$$n = m / M = 2,50 / 366,6$$

$$n \approx 6,82 \times 10^{-3} \text{ mol} = 6,82 \text{ mmol}$$

Question 2 — Nombre de motifs formulaires et d'atomes de silicium

$$N(\text{motifs}) = n \times N_A = 6,82 \times 10^{-3} \times 6,022 \times 10^{23}$$

$$N(\text{motifs}) \approx 4,11 \times 10^{21} \text{ motifs formulaires}$$

Chaque motif contient 4 atomes de silicium :

$$N(\text{Si}) = 4 \times 4,11 \times 10^{21}$$

$$N(\text{Si}) \approx 1,64 \times 10^{22} \text{ atomes de silicium}$$

Question 3 — Surface totale développée

$$S = \text{surface spécifique} \times \text{masse} = 750 \times 2,50$$

$$S \approx 1,88 \times 10^3 \text{ m}^2$$

Surface d'un terrain de basket-ball : $28 \times 15 = 420 \text{ m}^2$. Le rapport vaut $1875 / 420 \approx 4,5$.

2,50 g d'argile développent l'équivalent d'environ 4 terrains et demi de basket-ball.

Question 4 — Surface par motif formulaire

$$s = S / N(\text{motifs}) = 1,88 \times 10^3 / 4,11 \times 10^{21}$$

$$s \approx 4,6 \times 10^{-19} \text{ m}^2 = 0,46 \text{ nm}^2 \text{ par motif}$$

Cet ordre de grandeur correspond bien à la section d'une demi-maille de montmorillonite (quelques dixièmes de nm²) : la valeur expérimentale de 750 m²·g⁻¹ n'est donc atteinte que si tous les feuillets sont accessibles au fluide, c'est-à-dire si l'argile est parfaitement délaminee. En pratique, l'empilement des feuillets réduit fortement la surface accessible — d'où l'intérêt des traitements d'activation et des argiles pontées en dépollution des eaux (Cr(VI), Pb²⁺, Cd²⁺, colorants).

Annexe — Méthodes générales à retenir

1. Toute conversion masse ↔ mole ↔ nombre d'entités passe par les deux relations : $n = m / M$ et $N = n \times N_A$.
2. Pour une formule empirique : raisonner sur 100 g, convertir les pourcentages en moles, puis chercher les rapports entiers en divisant par la plus petite valeur.
3. Une concentration se rapporte toujours au volume de solution (et non de solvant). Veiller aux unités (L et non mL).
4. Toujours contrôler la cohérence des ordres de grandeur : un nombre d'entités se situe entre 10^{20} et 10^{24} , une masse molaire moléculaire entre 1 et $\sim 1000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
5. Soigner les chiffres significatifs : le résultat ne peut en comporter plus que la donnée la moins précise (ici 2 à 3 chiffres).
6. Préciser systématiquement les hypothèses de travail (dilution, non-dissociation, pureté de l'échantillon) : elles conditionnent la validité du résultat.