

Devoir bilan De l'atome à l'élément chimique

Synthèse des chapitres 1 à 3 : mélanges, solutions aqueuses, atomes et ions

Durée : 1 h 30 · calculatrice autorisée · 3 exercices indépendants · barème sur 20

Nom : Prénom : Classe : Note : / 20

★ CONSIGNES

Les trois exercices sont indépendants. Toute réponse doit être justifiée ; une expression littérale est attendue avant chaque application numérique, et les résultats sont donnés avec un nombre adapté de chiffres significatifs et leur unité.

Exercice 1 Questions de cours et automatismes

5 pts ●○○

■ DONNÉES $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

- 1.1 Quelques gouttes d'un liquide incolore font bleuir du sulfate de cuivre anhydre. Que peut-on en conclure ? Quel test permettrait de mettre en évidence du dioxyde de carbone ?
- 1.2 Un volume $V = 25,0 \text{ mL}$ d'un liquide a une masse $m = 19,7 \text{ g}$. Calculer sa masse volumique en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$, puis identifier ce liquide parmi : eau ($1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$) ; huile d'olive ($0,91 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$) ; éthanol ($0,79 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$).
- 1.3 Une salle de classe contient 180 m^3 d'air. Quel volume de dioxygène contient-elle ? Quel est le gaz majoritaire de l'air ?
- 1.4 Certains dentifrices contiennent des ions fluorure F^- , dont le noyau est $^{19}_9\text{F}$. Donner le nombre de protons, de neutrons et d'électrons de cet ion, puis sa charge.
- 1.5 Les ions fluorure sont apportés par du fluorure de sodium, constitué d'ions Na^+ et F^- . Écrire sa formule. Écrire aussi la formule du fluorure de calcium, constitué d'ions Ca^{2+} et F^- .

Exercice 2 Du cuivre à la bouillie bordelaise

8 pts ●●○

Le sulfate de cuivre, utilisé par exemple dans la bouillie bordelaise qui protège la vigne, est obtenu à partir du cuivre métallique.

■ DONNÉES $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ • $m_{\text{nucléon}} \approx 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$ • $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$

Partie A — Identifier un métal

Un élève dispose d'un petit cylindre de métal rougeâtre, de masse $m = 26,9 \text{ g}$. Il l'immerge dans une éprouvette graduée contenant $50,0 \text{ mL}$ d'eau : le niveau monte à $53,0 \text{ mL}$.

Métal	aluminium	zinc	fer	cuivre	argent
$\rho \text{ (g} \cdot \text{cm}^{-3}\text{)}$	2,70	7,13	7,87	8,96	10,5

- 2.1 Déterminer le volume du cylindre, puis sa masse volumique. Identifier le métal.

Partie B — Les atomes de cuivre

On considère que tous les atomes de cuivre sont des atomes $^{63}_{29}\text{Cu}$.

- 2.2 Donner la composition d'un atome de cuivre. Justifier qu'il est électriquement neutre.
- 2.3 Calculer la masse d'un atome de cuivre, puis le nombre d'atomes de cuivre du cylindre.

- 2.4** Dans le sulfate de cuivre, le cuivre est présent sous forme d'ions Cu^{2+} . Donner le nombre d'électrons de cet ion et calculer sa charge.
- 2.5** Le sulfate de cuivre anhydre est un solide ionique constitué d'ions Cu^{2+} et d'ions sulfate SO_4^{2-} . Écrire sa formule.

Partie C — Une solution de sulfate de cuivre

On prépare une solution S_0 en dissolvant $m_0 = 4,00 \text{ g}$ de sulfate de cuivre anhydre dans de l'eau distillée, dans une fiole jaugée de $250,0 \text{ mL}$. La solution obtenue est bleue.

- 2.6** Nommer le soluté et le solvant. Calculer la concentration en masse $c_{m,0}$ de la solution S_0 .
- 2.7** On veut préparer $100,0 \text{ mL}$ d'une solution S_1 de concentration en masse $1,60 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ par dilution de S_0 . Calculer le facteur de dilution et le volume de S_0 à prélever. Décrire le protocole en nommant la verrerie utilisée.
- 2.8** On réalise une échelle de teintes avec plusieurs solutions de sulfate de cuivre de concentrations connues. Expliquer comment elle permet d'estimer la concentration d'une solution inconnue de sulfate de cuivre.

Exercice 3 Le sel de la mer

7 pts ●●○

L'eau de mer contient des ions dissous : principalement des ions sodium Na^+ et chlorure Cl^- , mais aussi des ions magnésium Mg^{2+} , sulfate SO_4^{2-} , calcium Ca^{2+} et potassium K^+ . Dans les marais salants, l'évaporation de l'eau de mer fait cristalliser ces ions sous forme de solides ioniques.

Partie A — Déterminer la salinité par étalonnage

Pour estimer la masse de sels dissous par litre d'eau de mer, on assimile ces sels à du chlorure de sodium. On mesure la masse volumique de solutions de chlorure de sodium de concentrations en masse connues (figure 1). Un volume $V = 50,0 \text{ mL}$ d'eau de mer a une masse de $51,1 \text{ g}$.

- 3.1** Calculer la masse volumique ρ de l'eau de mer, en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 3.2** À l'aide de la figure 1, déterminer la concentration en masse c_m de sels dissous dans l'eau de mer. Faire apparaître la construction sur la copie.
- 3.3** Calculer le pourcentage massique de sels dans l'eau de mer.
- 3.4** Quelle masse de sels peut-on récolter, au maximum, par évaporation de $1,0 \text{ m}^3$ d'eau de mer ?

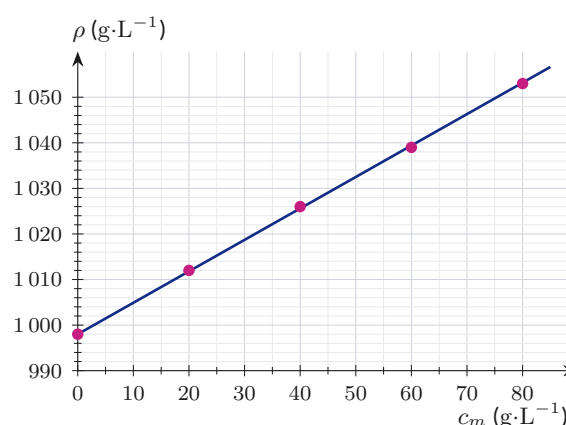


Figure 1 — Masse volumique de solutions de chlorure de sodium en fonction de leur concentration en masse (20°C)

Partie B — Les ions de l'eau de mer

■ **DONNÉES** $m_{\text{nucéon}} \approx 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$

- 3.5** Parmi les ions cités, lesquels sont des cations ? des anions ? Lequel est polyatomique ? Écrire la formule des solides ioniques suivants, qui cristallisent dans les marais salants : chlorure de sodium ; chlorure de magnésium ; sulfate de calcium (gypse).
- 3.6** Donner la composition de l'ion Mg^{2+} (noyau $^{24}_{12}\text{Mg}$). L'eau de mer contient $1,3 \text{ g}$ d'ions magnésium par litre : calculer le nombre d'ions magnésium contenus dans un litre d'eau de mer.