

Devoir bilan Avancement d'une réaction

Quantité de matière, absorbance, oxydoréduction et avancement

Durée : 1 h 30 · calculatrice autorisée · 4 exercices indépendants · barème sur 20

Nom : Prénom : Classe : Note : / 20

★ CONSIGNES

Les quatre 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. Toute démarche, même partielle, sera valorisée.

Exercice 1 Questions de cours et automatismes

4 pts ●○○○

■ **DONNÉES** $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • masse volumique de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$: $\rho = 0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

- 1.1 Un comprimé contient 500 mg de vitamine C, de formule brute $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$. Calculer la masse molaire de la vitamine C, puis la quantité de matière contenue dans le comprimé.
- 1.2 Calculer la quantité de matière d'éthanol contenue dans un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ d'éthanol pur.
- 1.3 Une solution de sulfate de cuivre(II) absorbe principalement dans le rouge-orangé. Quelle est sa couleur ? Justifier.
- 1.4 On plonge une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre(II) : la lame se recouvre d'un dépôt rouge de cuivre et la solution se décolore. Les couples mis en jeu sont $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$. Écrire les demi-équations électroniques et l'équation de la réaction. Préciser l'oxydant et le réducteur qui réagissent.
- 1.5 La lame contient 0,100 mol de zinc et la solution 0,080 mol d'ions cuivre(II). La transformation étant totale, déterminer l'avancement maximal et la composition de l'état final.

Exercice 2 Un comprimé effervescent

7 pts ●●○○

Un comprimé effervescent de vitamine C contient, entre autres, de l'acide citrique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ et de l'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 . Lorsqu'on le plonge dans l'eau, l'hydrogénocarbonate de sodium se dissout (ions Na^+ et HCO_3^-) et les ions hydrogénocarbonate réagissent avec l'acide citrique; il se dégage du dioxyde de carbone. La transformation, totale, est modélisée par la réaction d'équation :



D'après le fabricant, un comprimé contient $m_1 = 1,152 \text{ g}$ d'acide citrique et $m_2 = 1,260 \text{ g}$ d'hydrogénocarbonate de sodium.

■ **DONNÉES** $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Partie A — Préviation

- 2.1 Calculer les masses molaires de l'acide citrique et de l'hydrogénocarbonate de sodium, puis les quantités de matière initiales n_1 d'acide citrique et n_2 d'ions hydrogénocarbonate.
- 2.2 Construire le tableau d'avancement de la transformation. Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant.

2.3 Montrer que la masse de dioxyde de carbone qui devrait se dégager vaut $m_{\text{CO}_2} = 0,660 \text{ g}$.

Partie B — Expérience

On pose sur une balance un verre contenant 100 mL d'eau à 20 °C et le comprimé à côté, puis on fait la tare. On plonge le comprimé dans l'eau ; quand l'effervescence cesse, la balance indique une valeur négative, opposée de la perte de masse Δm . Cinq groupes d'élèves ont obtenu les résultats suivants.

Groupe	1	2	3	4	5
$\Delta m \text{ (g)}$	0,61	0,59	0,63	0,60	0,62

■ **DONNÉES** Pour N mesures indépendantes d'écart-type s (donné par la calculatrice), l'incertitude-type sur la moyenne $\bar{x}$ vaut $u = s/\sqrt{N}$ • le résultat est compatible avec une valeur de référence $x_{\text{réf}}$ si $|\bar{x} - x_{\text{réf}}| < 2u$

2.4 À quoi la perte de masse Δm est-elle due ?

2.5 Calculer la valeur moyenne $\overline{\Delta m}$ et l'incertitude-type $u(\Delta m)$ associée. Écrire le résultat de la mesure.

2.6 En déduire l'avancement final x_f de la transformation mesuré par ces élèves et le comparer à x_{max} .

2.7 Le résultat de la mesure est-il compatible avec la valeur attendue de 0,660 g ?

2.8 Un élève conclut que la transformation n'est pas totale. Un autre fait remarquer que le dioxyde de carbone est assez soluble dans l'eau, d'autant moins que l'eau est chaude. En plongeant le comprimé dans de l'eau à 50 °C, en agitant, un groupe obtient $\Delta m = 0,65 \text{ g}$. Quelle interprétation retenir ? Justifier.

Exercice 3 Ions fer(II) et ions permanganate

5 pts ●●○

On étudie la réaction entre les ions fer(II) Fe^{2+} , pratiquement incolores, et les ions permanganate MnO_4^- , violets, en milieu acide. Les ions Mn^{2+} et Fe^{3+} formés sont très peu colorés : on admet qu'à la longueur d'onde de travail, $\lambda = 525 \text{ nm}$, seuls les ions permanganate absorbent la lumière.

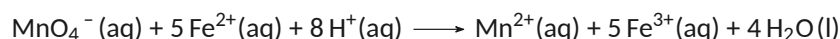
Partie A — Préparation de la solution d'ions fer(II)

3.1 On dissout $m = 1,96 \text{ g}$ de sel de Mohr (solide ionique apportant les ions Fe^{2+} , de masse molaire $M = 392,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, un ion Fe^{2+} par « unité » de sel) dans une fiole jaugée de 100,0 mL. Montrer que la concentration de la solution obtenue S_0 est $c_0 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions Fe^{2+} .

3.2 On prépare une solution S_1 de concentration $c_1 = 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ par dilution de S_0 . Calculer le facteur de dilution et choisir, parmi la verrerie suivante, celle à utiliser : pipettes jaugées de 5,0, 10,0 et 20,0 mL ; fioles jaugées de 100,0, 200,0 et 250,0 mL.

Partie B — La transformation

3.3 Écrire les demi-équations électroniques des couples $\text{MnO}_4^- (\text{aq})/\text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ et $\text{Fe}^{3+} (\text{aq})/\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$, puis montrer que l'équation de la réaction s'écrit :



3.4 On mélange $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de solution S_1 et $V_2 = 10,0 \text{ mL}$ de solution de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, acidifiée (ions H^+ en excès). Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant. Quelle couleur le mélange doit-il avoir dans l'état final si la transformation est totale ?

Partie C — Contrôle de l'état final par spectrophotométrie

On mesure l'absorbance de solutions étalons de permanganate de potassium (figure 1). L'absorbance du mélange dans l'état final est $A_f = 0,72$.

- 3.5** Déterminer à l'aide de la figure 1 la concentration en ions permanganate dans l'état final, en expliquant la méthode. En déduire la quantité d'ions permanganate restant.
- 3.6** En déduire l'avancement final x_f . La transformation est-elle totale ?

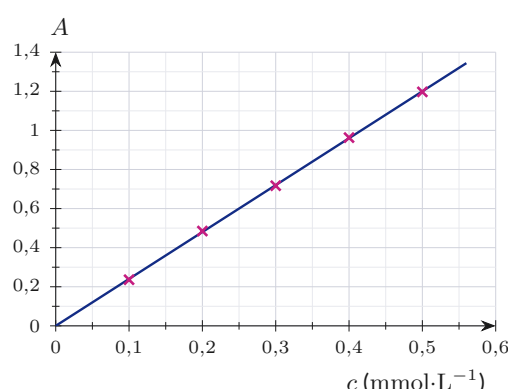


Figure 1 — Droite d'étalonnage à 525 nm

- 3.7** On verse maintenant progressivement la solution de permanganate de potassium dans $V_1 = 10,0$ mL de solution S_1 acidifiée. Quel volume minimal de cette solution faut-il verser pour que tous les ions fer(II) soient oxydés ? Comment repérer ce moment à l'œil ?

Exercice 4 Les sulfates d'une eau minérale

4 pts ●●○

L'étiquette d'une eau minérale indique une concentration en masse d'ions sulfate SO_4^{2-} égale à $1\,120\text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Pour la contrôler, on ajoute à $V = 250,0$ mL de cette eau un volume $V' = 20,0$ mL de solution de chlorure de baryum de concentration $c' = 0,200\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions Ba^{2+} . Il se forme un précipité blanc de sulfate de baryum, selon la réaction d'équation $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$, considérée comme totale. Après filtration, rinçage et séchage, le précipité a une masse $m = 0,672$ g.

■ **DONNÉES** $M(\text{SO}_4^{2-}) = 96,1\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{BaSO}_4) = 233,4\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 4.1** Calculer la quantité initiale d'ions baryum, ainsi que la quantité d'ions sulfate attendue d'après l'étiquette.
- 4.2** Construire le tableau d'avancement en notant n la quantité initiale inconnue d'ions sulfate. Vérifier que les ions baryum sont bien en excès. Pourquoi ce choix est-il indispensable ?
- 4.3** Déduire de la masse du précipité la valeur de x_{max} , puis celle de n .
- 4.4** Calculer la concentration en masse d'ions sulfate de l'eau et son écart relatif avec la valeur de l'étiquette. Conclure, sachant que le fabricant garantit cette valeur à 5 % près.