

Exercices 2 Réactions d'oxydoréduction

Applications : observations, équations de réaction et quantités de matière

5 exercices · niveau ●●○ · durée conseillée : 2 h · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Exploiter des observations (dépôt, couleur, gaz, test d'ion) pour identifier l'espèce oxydée et l'espèce réduite.
- Écrire les demi-équations électroniques et l'équation de la réaction, y compris avec des couples non usuels fournis.
- Relier les quantités de matière des réactifs et des produits grâce aux nombres stœchiométriques ; repérer le réactif limitant en comparant les rapports $n/\text{nombre stœchiométrique}$.

Exercice 1 L'arbre de Diane

●●○

Dans un tube à essais contenant $V = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution incolore de nitrate d'argent, de concentration $c = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions argent Ag^+ , on plonge un fil de cuivre de masse $m = 1,27 \text{ g}$ enroulé en spirale. En quelques heures, de fines aiguilles grises et brillantes se développent sur le fil, comme les branches d'un arbre, et la solution prend une teinte bleue (figure 1).

■ **DONNÉES** Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: Cu : 63,5 ; Ag : 107,9 • avec la soude, les ions Cu^{2+} donnent un précipité bleu

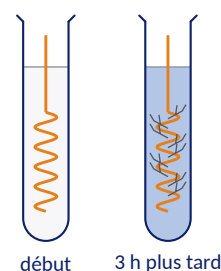


Figure 1 — Croissance de l'« arbre »

- 1.1 Identifier le solide qui se forme et l'ion responsable de la couleur bleue. Proposer un test pour confirmer la présence de cet ion.
- 1.2 Écrire les demi-équations électroniques des couples $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$, puis l'équation de la réaction. Quelle espèce est oxydée ? Quelle espèce est réduite ?
- 1.3 Calculer les quantités initiales $n(\text{Ag}^+)$ et $n(\text{Cu})$. En comparant les rapports $\frac{n(\text{Ag}^+)}{2}$ et $\frac{n(\text{Cu})}{1}$, déterminer le réactif limitant, sachant que la transformation est totale. Le fil de cuivre disparaît-il ?
- 1.4 Calculer la masse maximale d'argent qui peut se déposer et la masse de cuivre consommée.
- 1.5 Montrer que la concentration finale en ions cuivre(II) vaut $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (le volume de la solution ne varie pas).

Exercice 2 Du zinc dans l'acide chlorhydrique

●●○

On introduit $m = 0,327 \text{ g}$ de grenaille de zinc dans $V = 20,0 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique de concentration $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en ions H^+ . Il se produit une effervescence ; le gaz recueilli détone légèrement à l'approche d'une flamme. À la fin, il ne reste plus de zinc et la soude versée dans la solution donne un précipité blanc.

■ **DONNÉES** Masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: Zn : 65,4 • $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ • avec la soude, les ions Zn^{2+} donnent un précipité blanc
• le dihydrogène produit une légère détonation à l'approche d'une flamme

- 2.1 Identifier le gaz formé et l'ion mis en évidence par la soude à la fin. En déduire les couples mis en jeu et écrire l'équation de la réaction.
- 2.2 Calculer les quantités initiales de zinc et d'ions H^+ . En comparant $\frac{n(\text{Zn})}{1}$ et $\frac{n(\text{H}^+)}{2}$, vérifier que le zinc est le réactif limitant, puis calculer le volume de gaz dégagé.

Exercice 3 La vitamine C, un antioxydant



Une pomme coupée brunit à l'air : des espèces qu'elle contient sont oxydées par le dioxygène. Un filet de jus de citron, riche en vitamine C (acide ascorbique $C_6H_8O_6$), retarde ce brunissement. L'acide ascorbique est le réducteur du couple $C_6H_6O_6(aq)/C_6H_8O_6(aq)$.

■ **DONNÉES** Masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$: H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0

- 3.1 Écrire la demi-équation électronique de ce couple en milieu acide.
- 3.2 Écrire l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique et le dioxygène (couple $O_2(g)/H_2O(l)$). Expliquer pourquoi le jus de citron protège la pomme.
- 3.3 Pour mettre en évidence la vitamine C d'un jus d'orange, on y verse goutte à goutte une solution brune de diiode I_2 : la couleur brune disparaît tant qu'il reste de la vitamine C. Écrire l'équation de la réaction (couple $I_2(aq)/I^-(aq)$) et justifier la décoloration.
- 3.4 Ce jus contient $0,440 g \cdot L^{-1}$ de vitamine C. Quel volume maximal de solution de diiode à $1,00 \times 10^{-2} mol \cdot L^{-1}$ un échantillon de 20,0 mL de jus peut-il décolorer ?

Exercice 4 L'argenterie ternie



Au contact de l'air, qui contient des traces de sulfure d'hydrogène H_2S , l'argent noircit : il se couvre d'une fine couche de sulfure d'argent Ag_2S , noir. On donne les couples $O_2(g)/H_2O(l)$ et $Ag_2S(s)/Ag(s)$, de demi-équation $Ag_2S(s) + 2 H^+(aq) + 2 e^- = 2 Ag(s) + H_2S(g)$.

■ **DONNÉES** Masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$: Al : 27,0 ; S : 32,1 ; Ag : 107,9

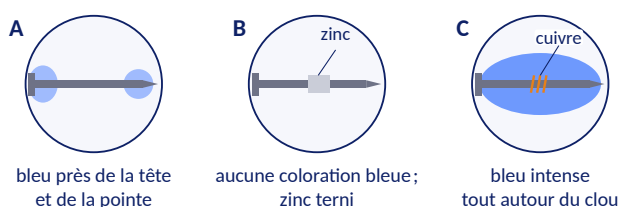
- 4.1 Dans le noircissement, l'argent est-il oxydé ou réduit ? Montrer que l'équation de la réaction s'écrit :

$$4 Ag(s) + 2 H_2S(g) + O_2(g) \longrightarrow 2 Ag_2S(s) + 2 H_2O(l)$$
- 4.2 Pour nettoyer une fourchette, on la pose sur une feuille d'aluminium au fond d'une bassine d'eau chaude additionnée de bicarbonate et de sel. La fourchette redevient brillante, une odeur d'œuf pourri se dégage et l'aluminium est attaqué. Identifier l'oxydant et le réducteur, puis écrire l'équation de la réaction (couple $Al^{3+}(aq)/Al(s)$; on l'écrira avec des ions H^+).
- 4.3 Pour toute une ménagère (une soixantaine de pièces), la couche noire contenait au total 0,248 g de sulfure d'argent. Calculer la masse d'argent régénéré et celle d'aluminium consommé.

Exercice 5 Corrosion du fer et protection par le zinc



On place trois clous en fer dans des boîtes contenant de l'eau salée gélifiée, additionnée d'un réactif qui devient bleu en présence d'ions fer(II) Fe^{2+} . Le clou A est seul, le clou B est entouré d'un ruban de zinc, le clou C d'un fil de cuivre. Le lendemain, on observe la figure 2 ; seule la boîte B contient des ions Zn^{2+} .



■ **DONNÉES** Masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$:
Zn : 65,4

Figure 2 — Les trois boîtes, vues de dessus, le lendemain

- 5.1 Dans la boîte A, quelle espèce a été oxydée ? Le dioxygène dissous est l'oxydant : en modélisant le milieu comme acide, écrire l'équation de la réaction (couple $Fe^{2+}(aq)/Fe(s)$ et $O_2(g)/H_2O(l)$).
- 5.2 Dans la boîte B, quelle espèce a été oxydée à la place du fer ? Écrire l'équation de la réaction correspondante. Expliquer le nom de « protection par anode sacrificielle » (l'anode est ici le métal oxydé). Que dire du cuivre, d'après la boîte C ?
- 5.3 Une plaque de zinc de 3,27 kg fixée sur la coque d'un bateau est entièrement consommée en deux ans. Calculer la quantité de dioxygène qu'elle a réduite.