

Exercices 2 Transformations chimiques

Applications : bouilloire, comprimé effervescent, cuisinière, chaufferette, ballon

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

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

- Modéliser une transformation de la vie courante par une réaction ; écrire et ajuster son équation.
- Trouver le réactif limitant, les quantités consommées, formées ou restantes ; exploiter un effet thermique.

➤ MÉTHODE — Déterminer le réactif limitant, sans tableau

- Calculer les quantités de matière initiales des réactifs ($n = N/N_A$, N : nombre d'entités).
- Diviser chaque quantité par son nombre stœchiométrique : le plus petit rapport désigne le réactif limitant.
- Quantités consommées et formées sont proportionnelles aux nombres stœchiométriques : pour $A + 2B \longrightarrow 3C$, si 0,10 mol de A réagit, 0,20 mol de B réagit et 0,30 mol de C se forme.

Exercice 1 Détartre une bouilloire

●●○

Le tartre d'une bouilloire est essentiellement du carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$. Une bouilloire contient $m = 5,0 \text{ g}$ de tartre. On y verse un sachet de détartrant dissous dans de l'eau : il apporte $n(\text{H}^+) = 0,080 \text{ mol}$ d'ions hydrogène, accompagnés d'ions spectateurs. Une vive effervescence se produit : il se forme des ions calcium Ca^{2+} , du dioxyde de carbone et de l'eau.

■ DONNÉES $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ • $m_{\text{CaCO}_3} = 1,66 \times 10^{-25} \text{ kg}$ (masse d'une entité)

- 1.1 Écrire et ajuster l'équation de la réaction. Décrire le test qui permet d'identifier le gaz formé.
- 1.2 Calculer le nombre N d'entités CaCO_3 présentes dans le tartre, puis la quantité de matière $n(\text{CaCO}_3)$.
- 1.3 Déterminer le réactif limitant. Tout le tartre est-il éliminé ?
- 1.4 Calculer la quantité de matière de carbonate de calcium restante, puis la masse de tartre restante.
- 1.5 Combien de sachets de détartrant faut-il utiliser, au minimum, pour éliminer tout le tartre ?

Exercice 2 Un comprimé effervescent

●●○

Un comprimé effervescent contient de l'hydrogénocarbonate de sodium (ions Na^+ et HCO_3^-) et de l'acide citrique, qui libère des ions H^+ dans l'eau. On pose sur une balance un verre d'eau et le comprimé à côté, puis on plonge le comprimé dans l'eau. Lorsque l'effervescence a cessé, la masse affichée est passée de 152,36 g à 151,92 g et la température de l'eau de $20,0^\circ\text{C}$ à $18,6^\circ\text{C}$; on admet que tout le dioxyde de carbone formé s'est échappé du verre. La réaction a pour équation $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

■ DONNÉES $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ • $m_{\text{CO}_2} = 7,31 \times 10^{-26} \text{ kg}$ (masse d'une entité)

- 2.1 Vérifier que l'équation est ajustée et citer une espèce spectatrice. La transformation est-elle endothermique ou exothermique ?
- 2.2 Pourquoi la masse affichée diminue-t-elle ? Qu'aurait-on observé si le verre avait été fermé hermétiquement ?
- 2.3 Calculer la masse, puis la quantité de matière de dioxyde de carbone libéré.
- 2.4 Le comprimé contenait $n(\text{HCO}_3^-) = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Quel est le réactif limitant ? En déduire la quantité de matière d'ions H^+ libérée par l'acide citrique, puis la quantité d'ions HCO_3^- restante.

Exercice 3 La cuisinière au gaz



Le gaz naturel qui alimente une cuisinière est essentiellement du méthane CH_4 . Si l'arrivée d'air est bien réglée, la flamme est bleue : la combustion est complète. On admet qu'à température et pression données, des quantités de matière égales de gaz occupent des volumes égaux ; l'air contient 20 % de dioxygène en volume.

- 3.1 Écrire et ajuster l'équation de la combustion complète du méthane.
- 3.2 Un verre froid tenu au-dessus de la flamme se couvre de buée. Quel test montre que c'est de l'eau ? Quel test identifie l'autre produit ?
- 3.3 Quel volume de dioxygène faut-il pour brûler complètement 1,0 L de méthane ? Quel volume d'air cela représente-t-il ?
- 3.4 Si l'air manque, la flamme devient jaune : il se forme du monoxyde de carbone CO , gaz toxique et inodore, et de l'eau. Écrire et ajuster l'équation de cette combustion incomplète. Pourquoi une cuisine doit-elle être aérée ?
- 3.5 Pour faire bouillir l'eau des pâtes, l'eau doit recevoir $5,0 \times 10^5 \text{ J}$. La combustion complète d'une mole de méthane libère $8,0 \times 10^5 \text{ J}$, dont la moitié seulement est reçue par l'eau. Calculer la quantité de matière de méthane brûlée, puis celles de dioxygène consommé et de dioxyde de carbone rejeté.

Exercice 4 Une chauffelette à usage unique



Une chauffelette pour les mains contient de la poudre de fer et un peu d'eau salée dans un sachet perméable à l'air, vendu dans un emballage étanche. Une fois celui-ci ouvert, le fer réagit lentement avec le dioxygène de l'air pour former de l'oxyde de fer $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$: la chauffelette reste chaude pendant environ 8 h. Elle contient $N = 2,41 \times 10^{23}$ atomes de fer, entièrement consommés à la fin.

■ DONNÉES $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

- 4.1 Écrire et ajuster l'équation de la réaction. Pourquoi la chauffelette est-elle vendue dans un emballage étanche ?
- 4.2 Calculer la quantité de matière de fer. Quelle quantité de dioxygène la chauffelette consomme-t-elle ? Quelle quantité d'oxyde de fer forme-t-elle ?
- 4.3 La formation d'une mole d'oxyde de fer libère $8,2 \times 10^5 \text{ J}$. Calculer l'énergie libérée par la chauffelette. La transformation est-elle endothermique ou exothermique ?
- 4.4 Le fabricant veut une chauffelette qui chauffe deux fois plus longtemps, au même rythme. Quelle modification doit-il apporter ? Justifier.

Exercice 5 Un ballon qui se gonfle tout seul



Dans un erlenmeyer, on verse de l'acide chlorhydrique contenant $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ d'ions hydrogène H^+ et autant d'ions chlorure Cl^- . On y laisse tomber un ruban de magnésium Mg contenant $N = 2,41 \times 10^{21}$ atomes, puis on coiffe aussitôt l'erlenmeyer d'un ballon de baudruche (figure 1). Le ruban disparaît peu à peu, le ballon se gonfle et l'erlenmeyer devient tiède. Il se forme des ions magnésium Mg^{2+} et du dihydrogène.

■ DONNÉES $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

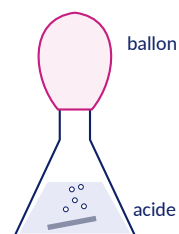


Figure 1 — Le ballon se gonfle

- 5.1 Écrire et ajuster l'équation de la réaction. Quelle est l'espèce spectatrice ? Comment identifier le gaz contenu dans le ballon ?
- 5.2 Calculer la quantité de matière initiale de magnésium, puis déterminer le réactif limitant.
- 5.3 Calculer la quantité de dihydrogène formé et la quantité d'ions H^+ restante.
- 5.4 On ajoute un second ruban identique. Le ballon se gonfle-t-il autant ? Calculer la quantité de dihydrogène supplémentaire formé et la quantité de magnésium restante.