

Exercices bilan de matière

Exercice expérience de Lavoisier

En 1775, Antoine-Laurent Lavoisier montra par une expérience que le dioxygène est l'un des constituants de l'air. Pour réaliser cette expérience, il utilisa une masse $m_{\text{Hg},i} = 122,0 \text{ g}$ de mercure (Hg) et un volume d'air qui comprenait une masse $m_{\text{O}_2,i} = 0,18 \text{ g}$ de dioxygène.

Il obtint une masse $m = 2,38 \text{ g}$ d'oxyde de mercure (II) (HgO).

L'équation de la réaction s'écrit : $2 \text{ Hg}(\ell) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ HgO}(\text{s})$.

- 1 Calculer les quantités initiales de mercure et de dioxygène.
- 2 Déterminer le réactif limitant. On peut s'aider d'un tableau d'avancement.
- 3 Calculer la quantité d'oxyde de mercure (II) formée puis la masse correspondante et montrer que le résultat est conforme à celui obtenu par Lavoisier.

DONNÉES Masses molaires : $M(\text{Hg}) = 200,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Quantités initiales de mercure :

$$n_{\text{Hg}} = \frac{m_{\text{Hg}}}{M_{\text{Hg}}} \quad \text{A.N.} \quad n_{\text{Hg}} = \frac{122,0}{200,6} = 6,096 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Quantité initiale de dioxygène :

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} \quad \text{A.N.} \quad n_{\text{O}_2} = \frac{0,18}{32} = 5,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Détermination du réactif limitant à l'aide d'un tableau d'avancement

| | $2 \text{ Hg}(\ell) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ HgO}(\text{s})$ | | |
|------------------|---------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------|-------------------|
| x=0 | n_{Hg} | n_{O_2} | 0 |
| x | $n_{\text{Hg}} - 2x$ | $n_{\text{O}_2} - x$ | $2x$ |
| x_{max} | $n_{\text{Hg}} - 2x_{\text{max}}$ | $n_{\text{O}_2} - x_{\text{max}}$ | $2x_{\text{max}}$ |

Détermination de x_{max} :

- Si Hg est limitant : $n_{\text{Hg}} - 2x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = \frac{n_{\text{Hg}}}{2}$ A.N. $x_{\text{max}} = 3,045 \times 10^{-1} \text{ mol}$
 - Si O_2 est limitant : $n_{\text{O}_2} - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = n_{\text{O}_2}$ A.N. $x_{\text{max}} = 5,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- O_2 est le réactif limitant et on garde $x_{\text{max}} = 5,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$

3. Masse d'oxyde de mercure formée :

$$m_{\text{HgO}} = n_{\text{HgO}} \cdot M_{\text{HgO}}$$

or $n_{\text{HgO}} = 2x_{\text{max}}$ d'après le tableau d'avancement

d'où $m_{\text{HgO}} = 2x_{\text{max}} \cdot M_{\text{HgO}}$ A.N. $m_{\text{HgO}} = 2 \times 5,6 \times 10^{-3} \times 216,6 = 2,4 \text{ g}$

La masse calculée coïncide avec la masse expérimentale.

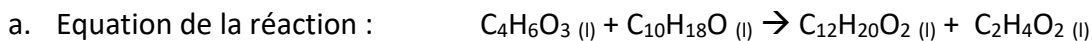
Exercice synthèse de 'éthanoate de linalyle

L'éthanoate de linalyle est l'un des principaux composés de l'huile essentielle de lavande, très utilisée en parfumerie.

Dans un ballon, on introduit un volume $V = 10,0$ mL d'anhydride éthanoïque (de formule brute $C_4H_6O_3$), un volume $V' = 5,0$ mL de linalol (de formule brute $C_{10}H_{18}O$) et quelques grains de pierre ponce. On chauffe à reflux pendant trente minutes. On obtient de l'acétate de linalyle (de formule brute $C_{12}H_{20}O_2$) et de l'acide acétique (de formule brute $C_2H_4O_2$).

- a. Écrire l'équation de la réaction.
- b. Calculer les quantités de matière initiales.
- c. Déterminer le réactif limitant.
- d. Déterminer le volume d'éthanoate de linalyle obtenu.

DONNÉES Masses volumiques en $g \cdot mL^{-1}$: anhydride éthanoïque $\rho_A = 1,08$; linalol : $\rho_L = 0,87$; éthanoate de linalyle : $\rho_E = 0,89$.



b. Quantité d'anhydride initiale :

$$n_A = \frac{m_A}{M_A} \text{ or } m_A = \rho_A \cdot V_A \quad \text{d'où} \quad n_A = \frac{\rho_A \cdot V_A}{M_A} \quad \text{A.N.} \quad n_A = \frac{1,08 \times 10,0}{102} = 1,06 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Quantité de linalol initiale :

$$n_L = \frac{\rho_L \cdot V_L}{M_L} \quad \text{A.N.} \quad n_L = \frac{0,87 \times 5,0}{154} = 2,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

c. Tableau d'avancement :

| | | | | | | | |
|-----------|-----------------|---|---------------------|---------------|-----------------------|---|-----------------|
| | $C_4H_6O_3 (l)$ | + | $C_{10}H_{18}O (l)$ | \rightarrow | $C_{12}H_{20}O_2 (l)$ | + | $C_2H_4O_2 (l)$ |
| x=0 | n_A | | n_L | | 0 | | 0 |
| x | $n_A - x$ | | $n_L - x$ | | x | | x |
| x_{max} | $n_A - x_{max}$ | | $n_L - 2x_{max}$ | | x_{max} | | x_{max} |

- Si l'anhydride acétique est limitant : $n_A - x_{max} = 0$ d'où $x_{max} = n_A$ A.N. $x_{max} = 106$ mmol
- Si le linalol est limitant : $n_L - x_{max} = 0$ d'où $x_{max} = n_L$ A.N. $x_{max} = 28$ mmol

On garde $x_{max} = 28$ mmol ; le linalol est le réactif limitant.

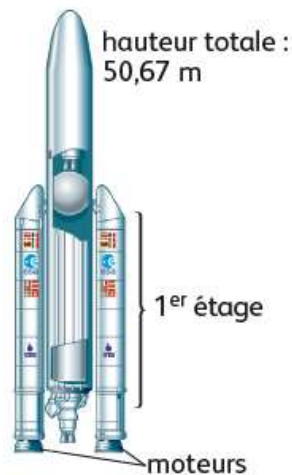
d. Il se forme $x_{max} = 28$ mmol d'éthanoate de linalyle.

Masse correspondante : $m_E = x_{max} \cdot M_E$

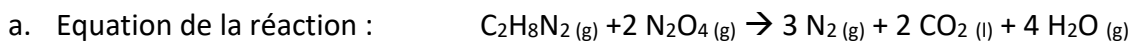
Volume correspondant : $V_E = \frac{m_E}{\rho_E} = x_{max} \cdot \frac{M_E}{\rho_E}$ A.N. $V_E = 2,8 \times 10^{-2} \times \frac{196}{0,89} = 6,2 \text{ mL}$

Exercice propulsion d'une fusée

Le premier étage de la fusée Ariane IV est équipé de moteurs qui utilisent la diméthylhydrazine $C_2H_8N_2$ (DMHA), comme combustible et le tétraoxyde de diazote N_2O_4 comme comburant. Ces espèces chimiques réagissent entre elles à l'état gazeux. Les produits de cette réaction sont du diazote, de l'eau et du dioxyde de carbone, tous à l'état gazeux. La fusée emporte une masse $m = 50,0$ tonnes de DMHA et une masse m' de N_2O_4 .



- a. Écrire l'équation de la réaction.
- b. Calculer la quantité initiale de DMHA.
- c. On note $n_{N_2O_4,i}$ la quantité de matière initiale de N_2O_4 . En déduire la valeur de $n_{N_2O_4,i}$ pour que le mélange initial soit stœchiométrique. Décrire, dans ces conditions, le système dans l'état final.



b. Quantité initiale de DMHA :

$$n_{DMHA} = \frac{m_{DMHA}}{M_{DMHA}} \quad \text{A.N.} \quad n_{DMHA} = \frac{50,0 \times 10^6}{60} = 8,33 \times 10^5 \text{ mol}$$

c. Tableau d'avancement :

| | $C_2H_8N_2 (g)$ | + | $2 N_2O_4 (g)$ | \rightarrow | $3 N_2 (g)$ | + | $2 CO_2 (l) + 4 H_2O (g)$ |
|-----------|--------------------------|---|-----------------------------|---------------|-------------|---|---------------------------|
| x=0 | n_{DMHA} | | $n_{N_2O_4}$ | | 0 | | 0 |
| x | $n_{DMHA} - x$ | | $n_{N_2O_4} - 2x$ | | 3x | | 2x |
| x_{max} | $n_{DMHA} - x_{max} = 0$ | | $n_{N_2O_4} - 2x_{max} = 0$ | | $3x_{max}$ | | $2x_{max}$ |

Les quantités de DMHA et N_2O_4 sont en proportions stœchiométriques : les 2 réactifs sont donc limitants.

Détermination de x_{max} : d'après la colonne concernant la DMHA : $n_{DMHA} - x_{max} = 0$
 D'où $x_{max} = n_{DMHA} = 8,33 \times 10^5 \text{ mol}$

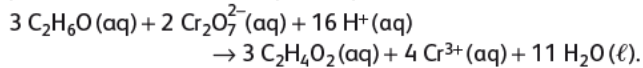
D'après la colonne concernant N_2O_4 : $n_{N_2O_4} - 2x_{max} = 0$ d'où $n_{N_2O_4} = 2x_{max} = 1,67 \times 10^6 \text{ mol}$
 (Masse correspondante : $m_{N_2O_4} = n_{N_2O_4} \cdot M_{N_2O_4}$ A.N. $m_{N_2O_4} = 1,54 \times 10^8 \text{ g} = 154 \text{ tonnes}$)

Il se forme alors : $3x_{max} = 2,50 \times 10^6 \text{ mol}$ de N_2 ; $1,67 \times 10^6 \text{ mol}$ de CO_2 ; $3,33 \times 10^6 \text{ mol}$ de H_2O
 (soit en masse : 70,0 tonnes de N_2 ; 74 tonnes de CO_2 ; 60 tonnes d'eau)

Exercice Alcolémie

Pour mesurer la quantité d'alcool (éthanol, de formule brute C_2H_6O) dans le sang, on réalise un prélèvement, puis on décolore le sang.

On détermine alors la quantité d'alcool présente dans le sang à partir de la réaction chimique d'équation suivante :



Doc. 1 Couleur

| Espèces chimiques | C_2H_6O | $Cr_2O_7^{2-}$ | Cr^{3+} | $C_2H_4O_2$ |
|-----------------------------|-----------|----------------|-----------|-------------|
| Couleur en solution aqueuse | incolore | orangé | vert | incolore |

Doc. 2 Protocole expérimental

Mélanger un volume $V_1 = 2,0$ mL de sang avec un volume $V_2 = 10,0$ mL d'une solution aqueuse acidifiée de dichromate de potassium ($2 K^+(aq)$, $Cr_2O_7^{2-}(aq)$) de concentration molaire $c_{Cr_2O_7^{2-}} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Le volume total du mélange réactionnel est :

$$V = V_1 + V_2 = 12,0 \text{ mL}.$$

Agiter et placer rapidement un prélèvement du mélange réactionnel dans une cuve du spectrophotomètre.

Doc. 3 Spectrophotométrie

La longueur d'onde de travail est déterminée grâce aux spectres d'absorption ; elle est égale à 420 nm.

La préparation d'une gamme d'étalonnage a permis d'établir une relation entre l'absorbance A_{420} et la concentration $c'_{Cr_2O_7^{2-}}$: $A_{420} = k \times c'_{Cr_2O_7^{2-}}$ avec $k = 150 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Expliquer pourquoi on peut suivre l'évolution du système par spectrophotométrie.
- Construire le tableau d'avancement en désignant par n_0 la quantité initiale d'alcool présent dans les 2,0 mL de sang et par n_1 la quantité initiale en ions dichromate introduits dans le mélange réactionnel.
- Calculer la valeur de n_1 .
- Calculer l'avancement maximal x_{\max} en supposant que $Cr_2O_7^{2-}$ est le réactif limitant.
- Quelle relation existe entre l'avancement x de la réaction, la concentration en ions dichromate $c'_{Cr_2O_7^{2-}}$ dans le mélange, le volume V du mélange réactionnel, et la quantité de matière n_1 ?
- Déduire de la relation établie précédemment que l'avancement x est lié à l'absorbance A_{420} par la relation : $x = (10 - 4 \times A_{420}) \times 10^{-5} \text{ mol}$.
- La valeur de l'absorbance dans l'état final est 2,39. Calculer l'avancement maximal. Conclure que le réactif limitant est l'éthanol.
- Calculer la quantité d'éthanol, puis la masse d'éthanol présente dans 2,0 mL de sang du conducteur.

- a. Les ions $Cr_2O_7^{2-}$ sont colorés. Etant orange en solution aqueuse, ils absorbent des radiations dans le visible (bleues et vertes) ce qui permet de mesurer l'absorbance d'une solution. Or d'après la loi de Beer Lambert, l'absorbance est proportionnelle à la concentration. On peut donc suivre l'évolution de la concentration en suivant l'absorbance de la solution.

- b. Tableau d'avancement :

| | $3 C_2H_6O(aq)$ | $+ 2 Cr_2O_7^{2-}(aq)$ | $+ 16 H^+(aq)$ | \rightarrow | $3 C_2H_4O_2(aq)$ | $+ 4 Cr^{3+}(aq)$ | $+ 11 H_2O(l)$ |
|------------|-------------------|------------------------|----------------|---------------|-------------------|-------------------|----------------|
| x=0 | n_0 | n_1 | | | | | |
| x | $n_0 - 3x$ | $n_1 - 2x$ | | | | | |
| x_{\max} | $n_0 - 3x_{\max}$ | $n_1 - 2x_{\max}$ | | | | | |

- c. Calcul de n_1 :

$$n_1 = C_{Cr_2O_7^{2-}} \cdot V_2 \quad \text{A.N.} \quad n_1 = 2,0 \times 10^{-2} \times 10,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

- d. Si les ions dichromates sont limitants, alors : $n_1 - 2x_{\max} = 0$ soit $x_{\max} = \frac{n_1}{2}$
 A.N. $x_{\max} = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$

- e. On peut exprimer la concentration en ion dichromate de la solution pour un avancement x quelconque :

$$C' = \frac{n_1 - 2x}{V} \quad \text{d'où} \quad x = \frac{n_1 - C' \cdot V}{2}$$

- f. D'après la loi de Beer Lambert : $C' = \frac{A}{k}$

$$\text{D'où} \quad x = \frac{n_1 - \frac{A}{k} \cdot V}{2}$$

$$\text{soit} \quad x = \frac{2,0 \times 10^{-4} - \frac{A}{150} \times 12,0 \times 10^{-3}}{2} = 1,0 \times 10^{-4} - A \times \frac{6,0 \times 10^{-3}}{150} = 1,0 \times 10^{-4} - A \times 4,0 \times 10^{-5}$$

$$\text{Ce qui est conforme à la relation :} \quad x = (10 - 4,0 \times A) \times 10^{-5}$$

g. On a $x = x_{max}$ lorsque $A = 2,39$ soit $x_{max} = (10 - 4,0 \times 2,39) \times 10^{-5} = 4,4 \times 10^{-6} \text{ mol}$

On constate que cette nouvelle valeur de x_{max} est inférieure à celle calculée précédemment. Ce ne sont donc pas les ions dichromates qui sont limitant mais l'éthanol.

h. Masse d'éthanol présente dans 2 mL de sang :

$$m = n_0 \cdot M_{eth}$$

or d'après le tableau d'avancement

$$n_0 = 3x_{max}$$

d'où

$$m = 3x_{max} \cdot M_{eth}$$

A.N.

$$m = 1,8 \text{ mg}$$

L'alcoolémie est donc de

$$t = \frac{1,8 \times 10^{-3}}{2,0 \times 10^{-3}} = 0,91 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$