

EXERCICE TYPE BAC N° 1 - MISSION APOLLO

1. On dispose de la masse de dihydrogène, donc la quantité de matière peut être calculée à l'aide de la masse volumique du dihydrogène : $M(\text{H}_2) = 2 \times M(\text{H}) = 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$n_0(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{24000}{2} = 12000 \text{ mol} \quad (\text{après conversion de la masse en grammes}).$$

2.a. Le tableau d'avancement n'est pas demandé, il est donné ici à titre de complément.

| | | | | | |
|-----------------------|--|---|------------------------------------|---------------|-------------------------------------|
| | $2 \text{H}_{2(\text{g})}$ | + | $\text{O}_{2(\text{g})}$ | \rightarrow | $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ |
| $t=0, x=0$ | $n_0(\text{H}_2)$ | | $n_0(\text{O}_2)$ | | 0 |
| t, x | $n_0(\text{H}_2) - 2 \cdot x$ | | $n_0(\text{O}_2) - x$ | | $2 \cdot x$ |
| t_f, x_{max} | $n_0(\text{H}_2) - 2 \cdot x_{\text{max}}$ | | $n_0(\text{O}_2) - x_{\text{max}}$ | | $2 \cdot x_{\text{max}}$ |

Dans les proportions stœchiométriques, les deux réactifs sont consommés complètement en fin de réaction.

$$x \quad n_0(\text{H}_2) - 2 \cdot x_{\text{max}} = 0 \quad \text{et}$$

$$x \quad n_0(\text{O}_2) - x_{\text{max}} = 0.$$

En isolant x_{max} dans chaque équation, on obtient deux expressions correspondant à la même valeur de x_{max} , donc la relation entre les quantités de matière dans un mélange stœchiométrique est :

$$\frac{n_0(\text{H}_2)}{2} = \frac{n_0(\text{O}_2)}{1}$$

2.b. On commence par calculer la quantité de matière initiale de dioxygène dans le mélange stœchiométrique à l'aide de la relation précédente.

$$n_0(\text{O}_2) = \frac{12000}{2} = 6000 \text{ mol}.$$

La masse correspondante se calcule en utilisant la masse molaire : $M(\text{O}_2) = 2 \times M(\text{O}) = 32,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

On a donc $m_0(\text{O}_2) = n_0(\text{O}_2) \times M(\text{O}_2) = 32 \times 6000 = 192000 \text{ g} = 192 \text{ kg}$.

3. La quantité de dioxygène embarqué n'est pas seulement utilisée pour la production d'électricité mais aussi pour constituer de l'air respirable par les astronautes.

Complément : le surplus de dioxygène est-il suffisant pour les 3 astronautes lors de la mission ?

Un adulte au repos dans les conditions normales inspire environ 5 litres d'air par minute. Cet air étant composé à 20 % de dioxygène, chaque adulte inspire environ 1 L de dioxygène chaque minute.

En une journée, il faut donc 1440 L de dioxygène à un adulte.

En 14 jours de mission : 20160 L de dioxygène.

Et donc pour 3 astronautes : 60480 L.

Le surplus embarqué est de 102 kg, soit une quantité de matière $n(\text{O}_2) = \frac{102000}{32} = 3,19 \times 10^3 \text{ mol}$.

Si on considère un volume molaire $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, on obtient un volume de dioxygène disponible une fois détendu : $V(\text{O}_2) = V_m \times n(\text{O}_2) = 24 \times 3,19 \times 10^3 = 76560 \text{ L}$.

Ce complément semble donc suffisant pour la totalité de la mission.

4. Dans un mélange stœchiométrique, $\frac{n_0(\text{H}_2)}{2} = n_0(\text{O}_2) = x_{\text{max}}$.

Donc $x_{\text{max}} = 6000 \text{ mol}$.

La quantité de matière d'eau formée est $n_f(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot x_{\text{max}} = 12000 \text{ mol}$.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La masse d'eau formée est donc : $m_f(\text{H}_2\text{O}) = n_f(\text{H}_2\text{O}) \times M(\text{H}_2\text{O}) = 12000 \times 18 = 216000 \text{ g} = 216 \text{ kg}$.

Les besoins en eau des 3 astronautes sont estimés à $14 \times 4,0 \times 3 = 168 \text{ kg}$.

La PAC peut donc subvenir aux besoins en eau des astronautes pour la mission.



Or_Code 1: Cliquer ou scanner pour accéder aux deux énoncés

EXERCICE TYPE BAC N° 2 - ÉTUDE D'UNE RÉACTION D'OXYDO-RÉDUCTION PAR SPECTROPHOTOMÉTRIE

Les réactions d'oxydo-réduction seront étudiées dans un prochain chapitre mais cet exercice ne nécessite aucune connaissance sur la particularité de ces réactions.

1. On constate que la solution prend une teinte jaune-orangé de plus en plus dense au cours du temps. Le diiode étant la seule espèce chimique responsable de cette teinte, on peut en conclure que sa concentration augmente au cours de la réaction, ce qui est cohérent avec l'équation bilan de la réaction.

2. Par définition de la quantité de matière d'une espèce chimique en solution :

$$x \quad n_1 = C_1 \times V_1 = 9,0 \times 10^{-3} \times 50 \times 10^{-3} = 4,50 \times 10^{-4} \text{ mol} ;$$

$$x \quad n_2 = C_2 \times V_2 = 5,0 \times 10^{-2} \times 25 \times 10^{-3} = 1,25 \times 10^{-3} \text{ mol} .$$

3. Les quantités de matière des espèces chimique en très large excès par rapport à celles des aux autres espèces chimiques ne sont pas étudiées dans le tableau d'avancement.

| | $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})}$ | + | $2\text{I}^-_{(\text{aq})}$ | + | $2\text{H}^+_{(\text{aq})}$ | → | $\text{I}_{2(\text{aq})}$ | + | $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ |
|------------|-------------------------------------|---|-----------------------------|---|-----------------------------|---|---------------------------|---|------------------------------------|
| $t=0, x=0$ | n_1 | | n_2 | | | | 0 | | |
| t, x | $n_1 - x$ | | $n_2 - 2 \cdot x$ | | Excès | | x | | Excès |
| t_f, x_f | $n_1 - x_f$ | | $n_2 - 2 \cdot x_f$ | | | | x_f | | |

4. On détermine le réactif limitant en comparant les valeurs de n_1 et de $\frac{n_2}{2}$. La plus faible correspond à la valeur de x_{max} et le réactif concerné est le réactif limitant.

$$n_1 = 4,50 \times 10^{-4} \text{ mol} \text{ et } \frac{n_2}{2} = \frac{1,25 \times 10^{-3}}{2} = 6,25 \times 10^{-4} \text{ mol} .$$

On a donc $x_{\text{max}} = 4,50 \times 10^{-4} \text{ mol} = 0,45 \text{ mmol}$ et le réactif limitant est le peroxyde d'hydrogène.

5. Graphiquement, on lit $A_f = 0,36$.

6. D'après la relation de Beer-Lambert fournie dans l'énoncé :

$$A = 60 \times C(\text{I}_2)$$

$$\text{Donc } C_f(\text{I}_2) = \frac{A_f}{60} = \frac{0,36}{60} \approx 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol} .$$

7. D'après le tableau d'avancement de la réaction : $x_f = n_f(\text{I}_2)$.

La quantité de matière de diiode formé est égale à :

$$n_f(\text{I}_2) = C_f(\text{I}_2) \times V$$

Attention : V est le volume **total**, soit $V_1 + V_2$.

$$\text{Donc } n_f(\text{I}_2) = 6,0 \times 10^{-3} \times 75 \times 10^{-3} = 4,5 \times 10^{-4} \text{ mol} .$$

On a donc $x_f = 4,5 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

8. On constate que $x_f = x_{\text{max}}$, donc l'hypothèse sur le caractère total de la réaction est vérifiée.

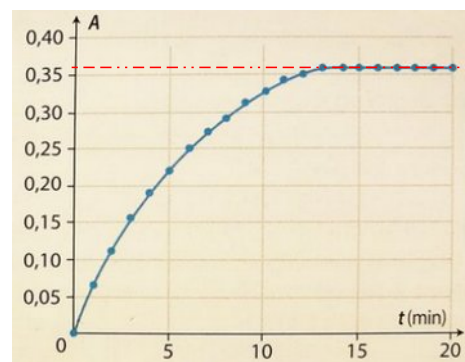


Figure 1 : Détermination graphique de l'absorbance finale