

EXERCICES

données:

$$M(\text{Pb})=207,2\text{g}\cdot\text{mol}^{-1};$$

$$M(\text{Cl})=35,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1};$$

$$M(\text{H})=1,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1};$$

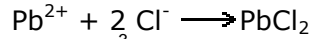
$$M(\text{Fe})=55,8\text{g}\cdot\text{mol}^{-1};$$

$$M(\text{O})=16,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1};$$

$$M(\text{Na})=23,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1};$$

Exercice 1

Les ions chlorures réagissent avec les ions plomb selon l'équation suivante:



On fait réagir $30,0 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions Pb^{2+} avec $40,0 \cdot 10^{-3}$ mol d'ions Cl^{-} .

1. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.
2. Rappeler ce qu'on appelle réactif limitant.
3. Déduire du tableau la quantité de matière d'ions Cl^{-} restants dans l'état final si l'on considère que l'ion Pb^{2+} est le réactif limitant. Que peut-on dire du résultat obtenu?
4. En déduire la quantité de matière de chacun des réactifs et des produits dans l'état final.
5. Déterminer la masse de chlorure de plomb obtenu

Exercice 2

Le sodium réagit avec l'eau. Il se forme des ion Na^{+} , des ions OH^{-} ainsi que du dihydrogène.

1. Écrire l'équation de la réaction chimique correspondant à cette réaction. et vérifier que les nombres stoechiométriques sont ajustés.
 2. Cette réaction dangereuse est effectuée avec 0,23g de sodium seulement que l'on introduit dans 1,0L d'eau. Quelles sont les quantités de matière des réactifs en présence?
 3. Dresser un tableau d'avancement pour cette réaction et en déduire le réactif limitant.
 4. Quelle est la quantité de matière d'eau restant dans l'état final? Que peut-on dire du volume final de la solution aqueuse obtenue?
 5. Déterminer le volume de dihydrogène dégagé.
 6. Déterminer les concentrations finales en ions Na^{+} et OH^{-} .
- Donnée: Masse volumique de l'eau: $\mu_{\text{eau}}=1000\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Exercice 3

On dispose d'un volume $V_0=10\text{mL}$ d'une solution de nitrate d'argent dont la concentration en ion Ag^{+} est $C_0=5,0 \cdot 10^{-2}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On ajoute un volume V d'une solution de carbonate de sodium dont la concentration en ions carbonate CO_3^{2-} est $C=0,20\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Il se forme un précipité de carbonate d'argent. Sachant que cette espèce chimique est globalement neutre, quelle est sa formule?
2. Écrire l'équation de la réaction de précipitation.
3. Les proportions initiales sont-elles stoechiométriques si le volume V est de 2,0mL?
4. Dans ces conditions, à l'aide d'un tableau d'avancement de cette réaction chimique, déterminer les ions présents dans la solution à l'état final.
5. Quel devrait être le volume V pour être dans les conditions stoechiométriques?

Exercice 4

Un morceau de fer de masse $m=1,28\text{g}$ est introduit dans 50mL d'une solution contenant des ions H^{+} . Le morceau de fer disparaît et il se dégage du dihydrogène.

1. Écrire l'équation correspondant à cette réaction.
2. A l'aide d'un tableau d'avancement de la réaction chimique, déterminer le volume $V(\text{H}_2)$ mesuré dans les CNTP de dihydrogène formé par la réaction.
3. Calculer la concentration en ions Fe^{2+} .

Exercice 1

1. Le tableau d'avancement de la réaction est le suivant:

	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{PbCl}_2$		
Etat du système	$n(\text{Pb}^{2+})$ (mol)	$n(\text{Cl}^-)$ (mol)	$n(\text{PbCl}_2)$ (mol)
Etat initial	$30 \cdot 10^{-3}$	$40 \cdot 10^{-3}$	0,0
Au cours de la transformation	$30 \cdot 10^{-3} - x$	$40 \cdot 10^{-3} - 2x$	x
Etat final	$30 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	$40 \cdot 10^{-3} - 2x_{\text{max}}$	x_{max}

2. Le **réactif limitant** (ou réactif en défaut) est le réactif **totalemment consommé par la réaction**. Il n'en reste plus à la fin de la réaction.

3. Si l'on considère que l'ion Pb^{2+} est le réactif limitant, la réaction est terminée lorsque $n(\text{Pb}^{2+})_f = 0$, d'où:

$$30 \cdot 10^{-3} - x \geq 0 \quad \Rightarrow \quad x_{\text{max}} = 30 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

On en déduit la quantité finale d'ions Chlorures

$$n(\text{Cl}^-)_f = 40 \cdot 10^{-3} - 2 \cdot 30 \cdot 10^{-3} \Rightarrow n(\text{Cl}^-)_f = -20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Ce résultat est bien sûr incorrect puisque $n(\text{Cl}^-)$ ne peut pas être négatif. L'hypothèse de départ est donc fautive: les ions Pb^{2+} ne constituent pas le réactif limitant. Le réactif limitant est Cl^- .

4. Nous devons reprendre le calcul précédent. Si l'on considère que l'ion Cl^- est le réactif limitant, la réaction est terminée lorsque $n(\text{Cl}^-)_f = 0$, d'où:

$$40 \cdot 10^{-3} - 2x \geq 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = \frac{40 \cdot 10^{-3}}{2}$$

$$\Rightarrow x_{\text{max}} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

On en déduit la quantité finale d'ions Pb^{2+}

$$n(\text{Pb}^{2+})_f = 30 \cdot 10^{-3} - 20 \cdot 10^{-3} \Rightarrow n(\text{Pb}^{2+})_f = 10 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

On en déduit le tableau d'avancement de la réaction:

	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \longrightarrow \text{PbCl}_2$		
Etat du système	$n(\text{Pb}^{2+})$ (mol)	$n(\text{Cl}^-)$ (mol)	$n(\text{PbCl}_2)$ (mol)
Etat initial	$30 \cdot 10^{-3}$	$40 \cdot 10^{-3}$	0,0
Au cours de la transformation	$30 \cdot 10^{-3} - x$	$40 \cdot 10^{-3} - 2x$	x
Etat final	$10 \cdot 10^{-3}$	0	$20 \cdot 10^{-3}$

5. La masse molaire du chlorure de plomb est:

$$M(\text{PbCl}_2) = M(\text{Pb}) + 2 \cdot M(\text{Cl}) \Rightarrow M(\text{PbCl}_2) = 207,2 + 2 \cdot 35,5$$

$$\Rightarrow M(\text{PbCl}_2) = 278,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

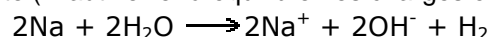
La masse de chlorure de plomb obtenue est:

$$m(\text{PbCl}_2) = n(\text{PbCl}_2) \cdot M(\text{PbCl}_2) \Rightarrow m(\text{PbCl}_2) = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 278,2$$

$$\Rightarrow m(\text{PbCl}_2) = 5,56 \text{ g}$$

Exercice 2

1. L'équation de la réaction est la suivante (il faut veiller à équilibrer les charges électriques):



2. La masse molaire de l'eau est:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2M(\text{H}) + M(\text{O}) \Rightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,0 + 16,0$$

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

La masse d'un litre d'eau est:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \mu_{\text{eau}} \cdot V \Rightarrow m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \cdot 1$$

$$\Rightarrow m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ g}$$

D'où la quantité de matière d'eau:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} \Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1000}{18,0}$$

$$\Rightarrow n(\text{H}_2\text{O}) = 55,6 \text{ mol}$$

Un calcul identique donne la quantité de matière de sodium:

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} \Rightarrow n(\text{Na}) = \frac{0,23}{23,0}$$

$$\Rightarrow n(\text{Na}) = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

3. Le tableau d'avancement de la réaction est le suivant:

$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{H}_2$					
Etat du système	$n(\text{Na})$ (mol)	$n(\text{H}_2\text{O})$ (mol)	$n(\text{Na}^+)$ (mol)	$n(\text{OH}^-)$ (mol)	$n(\text{H}_2)$ (mol)
Etat initial	$1,0 \cdot 10^{-2}$	55,6	0,0	0,0	0,0
Au cours de la transformation	$1,0 \cdot 10^{-2} - 2x$	$55,6 - 2x$	$2x$	$2x$	x
Etat final	$1,0 \cdot 10^{-2} - 2x_{\text{max}}$	$55,6 - 2x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$	x_{max}

Le **réactif limitant** (ou réactif en défaut) est le réactif **totalemment consommé par la réaction**. Il n'en reste plus à la fin de la réaction.

Visiblement **Na est le réactif limitant**, la réaction est terminée lorsque $n(\text{Na})_f = 0$, d'où:

$$1,0 \cdot 10^{-2} - 2x \geq 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{2}$$

$$\Rightarrow x_{\text{max}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

4. La quantité d'eau restante est:

$$n(\text{H}_2\text{O})_f = 55,6 - 2 \cdot 1,0 \cdot 10^{-2} \Rightarrow n(\text{H}_2\text{O})_f \approx 55,6 \text{ mol}$$

On en déduit le tableau d'avancement de la réaction:

$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + \text{H}_2$					
Etat du système	$n(\text{Na})$ (mol)	$n(\text{H}_2\text{O})$ (mol)	$n(\text{Na}^+)$ (mol)	$n(\text{OH}^-)$ (mol)	$n(\text{H}_2)$ (mol)
Etat initial	$1,0 \cdot 10^{-2}$	55,6	0,0	0,0	0,0
Au cours de la transformation	$1,0 \cdot 10^{-2} - 2x$	$55,6 - 2x$	$2x$	$2x$	x
Etat final	0	55,6	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$

On remarquera que la quantité d'eau consommée est négligeable devant 55,6 mol. **Le volume d'eau ne varie pratiquement pas au cours de la réaction.**

5. Le volume de dihydrogène dégagé est:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_0 \Rightarrow V(\text{H}_2) = 5,0 \cdot 10^{-3} \times 22,4$$

$$\Rightarrow V(\text{H}_2) = 1,1 \cdot 10^{-1} \text{ L (110 mL)}$$

6. La concentration en ions hydroxydes s'écrit:

$$[\text{OH}^-] = \frac{n(\text{OH}^-)}{V} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{1,0}$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Un calcul identique donne la concentration en ions sodiums:

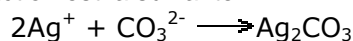
$$[\text{Na}^+] = \frac{n(\text{Na}^+)}{V} \Rightarrow [\text{Na}^+] = \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{1,0}$$

$$\Rightarrow [\text{Na}^+] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Exercice 3

1. Le carbonate d'argent est formé à partir de **deux ions Ag^+** et d'**un ion CO_3^{2-}** (le composé formé doit être globalement neutre). **Sa formule est donc Ag_2CO_3 .**

2. D'après ce qui précède, l'équation de la réaction est la suivante:



3. La quantité de matière d'ions Na^+ présente est:

$$n(\text{Na}^+) = C_0 \cdot V_0 \Rightarrow n(\text{Na}^+) = 5,0 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3}$$

$$\Rightarrow n(\text{Na}^+) = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

La quantité de matière d'ions CO_3^{2-} ajoutée est:

$$n(\text{CO}_3^{2-}) = C.V \Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-}) = 0,20 \times 2,0 \cdot 10^{-3}$$

$$\Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-}) = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Le tableau d'avancement de la réaction est le suivant:

	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$		
Etat du système	$n(\text{Ag}^+)$ (mol)	$n(\text{CO}_3^{2-})$ (mol)	$n(\text{Ag}_2\text{CO}_3)$ (mol)
Etat initial	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$4,0 \cdot 10^{-4}$	0,0
Au cours de la transformation	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x$	$4,0 \cdot 10^{-4} - x$	x
Etat final	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x_{\text{max}}$	$4,0 \cdot 10^{-4} - x_{\text{max}}$	x_{max}

3. Visiblement Na^+ est le réactif limitant, la réaction est terminée lorsque $n(\text{Na})_f = 0$, d'où:

$$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x \geq 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = \frac{5,0 \cdot 10^{-4}}{2}$$

$$\Rightarrow x_{\text{max}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

On en déduit la quantité finale d'ions carbonates

$$n(\text{CO}_3^{2-})_f = 4,0 \cdot 10^{-4} - 2,5 \cdot 10^{-4} \Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-})_f = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$n(\text{CO}_3^{2-})_f$ n'est pas nul. L'ion sodium est en défaut et l'ion carbonate est en excès. Les proportions initiales ne sont pas stoechiométriques.

4. On en déduit le tableau d'avancement de la réaction:

	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$		
Etat du système	$n(\text{Ag}^+)$ (mol)	$n(\text{CO}_3^{2-})$ (mol)	$n(\text{Ag}_2\text{CO}_3)$ (mol)
Etat initial	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$4,0 \cdot 10^{-4}$	0,0
Au cours de la transformation	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x$	$4,0 \cdot 10^{-4} - x$	x
Etat final	0,0	$1,5 \cdot 10^{-4}$	$2,5 \cdot 10^{-4}$

5. Soit $n(\text{CO}_3^{2-})_i$ la quantité d'ions carbonates nécessaire pour obtenir un mélange stoechiométrique, il faut que $n(\text{CO}_3^{2-})_f = 0$, c'est à dire:

	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$		
Etat du système	$n(\text{Ag}^+)$ (mol)	$n(\text{CO}_3^{2-})$ (mol)	$n(\text{Ag}_2\text{CO}_3)$ (mol)
Etat initial	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$n(\text{CO}_3^{2-})_i$	0,0
Au cours de la transformation	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x$	$n(\text{CO}_3^{2-})_i - x$	x
Etat final	0,0	0,0	$2,5 \cdot 10^{-4}$

$$\text{Il faut } n(\text{CO}_3^{2-})_i - x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-})_i = x_{\text{max}}$$

$$\Rightarrow n(\text{CO}_3^{2-})_i = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Or } n(\text{CO}_3^{2-})_i = C.V \Rightarrow V = \frac{n(\text{CO}_3^{2-})_i}{C}$$

$$\Rightarrow V = \frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{0,20}$$

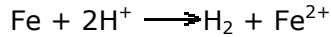
$$\Rightarrow V = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ L (1,2 mL)}$$

Le tableau d'avancement devient (les chiffres modifiés sont en rouge):

	$2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3$		
Etat du système	$n(\text{Ag}^+)$ (mol)	$n(\text{CO}_3^{2-})$ (mol)	$n(\text{Ag}_2\text{CO}_3)$ (mol)
Etat initial	$5,0 \cdot 10^{-4}$	$2,5 \cdot 10^{-4}$	0,0
Au cours de la transformation	$5,0 \cdot 10^{-4} - 2x$	$2,5 \cdot 10^{-4} - x$	x
Etat final	0,0	0,0	$2,5 \cdot 10^{-4}$

Exercice 4

1. L'équation de la réaction est la suivante (il faut veiller à équilibrer les charges électriques):



2. Le texte suppose que les ions H^+ sont en excès. Il reste donc à déterminer la quantité initiale de fer:

$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} \Rightarrow n(\text{Fe}) = \frac{1,28}{55,8}$$

$$\Rightarrow n(\text{Fe}) = 2,29 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

D'où le tableau d'avancement de la réaction:

	$\text{Fe} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}^{2+}$			
Etat du système	$n(\text{Fe})$ (mol)	$n(\text{H}^+)$ (mol)	$n(\text{H}_2)$ (mol)	$n(\text{Fe}^{2+})$ (mol)
Etat initial	$2,29 \cdot 10^{-2}$	⚡	0,0	0,0
Au cours de la transformation	$2,29 \cdot 10^{-2} - x$	⚡	x	x
Etat final	$2,29 \cdot 10^{-2} - x_{\text{max}}$	⚡	x_{max}	x_{max}

⚡ indique la présence de l'espèce chimique

Détermination de x_{max} :

$$2,29 \cdot 10^{-2} - x \geq 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = 2,29 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

D'où le tableau:

	$\text{Fe} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Fe}^{2+}$			
Etat du système	$n(\text{Fe})$ (mol)	$n(\text{H}^+)$ (mol)	$n(\text{H}_2)$ (mol)	$n(\text{Fe}^{2+})$ (mol)
Etat initial	$2,29 \cdot 10^{-2}$	⚡	0,0	0,0
Au cours de la transformation	$2,29 \cdot 10^{-2} - x$	⚡	x	x
Etat final	0	⚡	$2,29 \cdot 10^{-2}$	$2,29 \cdot 10^{-2}$

⚡ indique la présence de l'espèce chimique

Calcul de $V(\text{H}_2)$:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_0 \Rightarrow V(\text{H}_2) = 2,29 \cdot 10^{-2} \times 22,4$$

$$\Rightarrow V(\text{H}_2) = 0,513 \text{ L}$$

3.

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{n(\text{Fe}^{2+})}{V} \Rightarrow [\text{Fe}^{2+}] = \frac{2,29 \cdot 10^{-2}}{50 \cdot 10^{-3}}$$

$$\Rightarrow [\text{Fe}^{2+}] = 4,58 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$