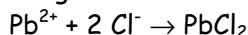


Exercice 1

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



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

1. Dresser le tableau d'avancement de la réaction.

Équation de la réaction		Pb^{2+}	+	2Cl^-	→	PbCl_2
Initial	$x = 0$	0,30		0,40		0
Intermédiaire	x	$0,30 - x$		$0,40 - 2x$		x
Final	$x = x_{\text{max}}$	$0,30 - x_{\text{max}}$		$0,40 - 2x_{\text{max}}$		x_{max}

2. Rappeler ce qu'on appelle réactif limitant.

Le réactif limitant est le réactif qui a totalement disparu à la fin de la réaction.

3. Donner la composition du mélange réactionnel lorsque l'avancement vaut 0,10 mol.

Pour $x = 0,10$ mol, on a :
 $n(\text{Pb}^{2+}) = 0,30 - 0,10 = 0,20$ mol ;
 $n(\text{Cl}^-) = 0,40 - 2 \times 0,10 = 0,20$ mol ;
 $n(\text{PbCl}_2) = 0,10$ mol.

4. Déduire du tableau d'avancement 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 ?

Si Pb^{2+} est le réactif limitant $\rightarrow 0,30 - x_{\text{max}} = 0 \rightarrow x_{\text{max}} = 0,30$ mol

À l'E.F., il resterait : $0,40 - 2 \times 0,30 = -0,20$ mol d'ions Cl^- .

Le résultat obtenu est aberrant, c'est donc Cl^- qui est le réactif limitant.

$\rightarrow 0,40 - 2x_{\text{max}} = 0 \rightarrow x_{\text{max}} = 0,20$ mol

5. En déduire la quantité de matière du produit formé dans l'état final.

À l'E.F., $n(\text{PbCl}_2) = x_{\text{max}} = 0,20$ mol.

6. Déterminer la masse de chlorure de plomb obtenu.

$M(\text{PbCl}_2) = 207,2 + 2 \times 35,5 = 278,2$ g.mol⁻¹

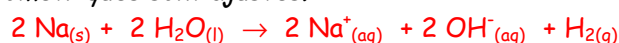
$m(\text{PbCl}_2) = n(\text{PbCl}_2) \times M(\text{PbCl}_2) = 0,20 \times 278,2 = 56$ g.

Données : $M(\text{Pb}) = 207,2$ g.mol⁻¹ ; $M(\text{Cl}) = 35,5$ g.mol⁻¹

Exercice 2

Le sodium (Na) réagit avec l'eau. Il se forme des ions Na^+ , des ions OH^- ainsi que du dihydrogène gazeux.

1. Écrire l'équation de la réaction chimique correspondant à cette réaction et vérifier que les nombres stœchiométriques sont ajustés.



2. Cette réaction dangereuse est effectuée avec 0,23 g de sodium seulement que l'on introduit dans 1,0 L (1 000 g) d'eau. Quelles sont les quantités de matière des réactifs en présence ?

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{0,23}{23,0} = 0,01 \text{ mol} \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000}{18,0} = 55,6 \text{ mol}$$

3. Dresser un tableau d'avancement pour cette réaction et en déduire le réactif limitant.

Équation de la réaction		$2 \text{Na}_{(s)}$	+	$2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	→	$2 \text{Na}^+_{(aq)}$	+	$2 \text{OH}^-_{(aq)}$	+	$\text{H}_{2(g)}$
Initial	$x = 0$	0,01		55,6		0		0		0
Intermédiaire	x	$0,01 - 2x$		$55,6 - 2x$		$2x$		$2x$		x
Final	$x = x_{\text{max}}$	$0,01 - 2x_{\text{max}}$		$55,6 - 2x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$		x_{max}

Si Na est le réactif limitant $\rightarrow 0,01 - 2x_{\text{max}} = 0 \rightarrow x_{\text{max}} = 5 \cdot 10^{-3}$ mol

Si H_2O est le réactif limitant $\rightarrow 55,6 - 2x_{\text{max}} = 0 \rightarrow x_{\text{max}} = 27,8$ mol

Na est donc le réactif limitant et $x_{\text{max}} = 5 \cdot 10^{-3}$ mol (x_{max} le plus faible).

4. Déterminer la quantité de matière puis le volume de dihydrogène dégagé.

À l'E.F., $n(\text{H}_2) = x_{\text{max}} = 5 \cdot 10^{-3}$ mol.

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times V_m = 5 \cdot 10^{-3} \times 24 = 0,12 \text{ L}$$

Données : $M(\text{Na}) = 23,0$ g.mol⁻¹ ; $M(\text{O}) = 16,0$ g.mol⁻¹ ; $M(\text{H}) = 1,0$ g.mol⁻¹
 Volume molaire : $V_m = 24$ L.mol⁻¹

Exercice 3

L'oxyde de magnésium (MgO) se forme par combustion d'un ruban de magnésium (Mg) dans le dioxygène.

1. Écrire l'équation de la réaction en veillant à l'ajustement des nombres stoechiométriques.



On fait réagir 0,40 mol de magnésium dans un flacon contenant du dioxygène.

2. Calculer la quantité de matière de dioxygène nécessaire pour réaliser cette réaction dans les proportions stoechiométriques.

Dans les proportions stœchiométriques, on a : $\frac{n(\text{Mg})}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{1} = \frac{n(\text{MgO})}{2} \Rightarrow n(\text{O}_2) = \frac{0,40}{2} = 0,20 \text{ mol}$

3. Vérifier que le volume de dioxygène consommé est de 4,5 L.

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \times V_m = 0,20 \times 22,4 = 4,5 \text{ L}$$

4. Calculer la quantité de matière d'oxyde de magnésium formé.

$$n(\text{MgO}) = n(\text{Mg}) = 0,40 \text{ mol}$$

5. Calculer la masse d'oxyde de magnésium formé.

$$m(\text{MgO}) = n(\text{MgO}) \times M(\text{MgO}) = 0,4 \times (24,3 + 16,0) = 16 \text{ g}$$

Données : $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$
Volume molaire : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$