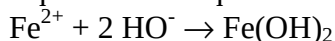


TABLEAUX D'AVANCEMENT ET BILAN DE MATIERE

Exercices Collection Parisi - Belin (2006) - Correction

Formation d'un précipité

1. Equation chimique correspondante



		$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{Fe(OH)}_2$		
El (mol)	x = 0	ni(Fe^{2+})	ni(HO^-)	0
Eint (mol)	x	ni(Fe^{2+}) - x	ni(HO^-) - 2x	x
EF (mol)	$x_{\max}$	ni(Fe^{2+}) - $x_{\max}$	ni(HO^-) - 2 $x_{\max}$	$x_{\max}$

2. a. La réaction s'arrête lorsqu'au moins un des 2 réactifs est totalement consommé. A l'état final, on a donc :

$$\begin{array}{ll} n_i(\text{Fe}^{2+}) - x_{\max} = 0 & \text{ou} \quad n_i(\text{HO}^-) - 2x_{\max} = 0 \\ n_i(\text{Fe}^{2+}) = x_{\max} & \text{ou} \quad n_i(\text{HO}^-) = 2x_{\max} \\ x_{\max} = n_i(\text{Fe}^{2+}) & \text{ou} \quad x_{\max} = n_i(\text{HO}^-) / 2 \\ x_{\max} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} & \text{ou} \quad x_{\max} = 8,0 \cdot 10^{-2} / 2 \\ x_{\max} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} & \text{ou} \quad x_{\max} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \end{array}$$

On en déduit $x_{\max} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$. L'ion hydroxyde est le réactif limitant.

Quantité de matière d'ions HO^- à l'état final :

$$n_f(\text{HO}^-) = 0,0 \text{ mol} \text{ (réactif limitant)}$$

Quantité de matière d'ions Fe^{2+} à l'état final :

$$\begin{aligned} n_f(\text{Fe}^{2+}) &= n_i(\text{Fe}^{2+}) - x_{\max} \\ n_f(\text{Fe}^{2+}) &= 5,0 \cdot 10^{-2} - 4,0 \cdot 10^{-2} \\ n_f(\text{Fe}^{2+}) &= 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

Quantité de matière de l'hydroxyde de fer à l'état final :

$$\begin{aligned} n_f(\text{Fe(OH)}_2) &= x_{\max} \\ n_f(\text{Fe(OH)}_2) &= 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

- b. Masse molaire de l'hydroxyde de fer :

$$\begin{aligned} M(\text{Fe(OH)}_2) &= M(\text{Fe}) + 2 \cdot M(\text{O}) + 2 \cdot M(\text{H}) \\ M(\text{Fe(OH)}_2) &= 55,8 + 2 \cdot 16,0 + 2 \cdot 1,00 \\ M(\text{Fe(OH)}_2) &= 89,8 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

Masse de précipité formée :

$$n_f(\text{Fe(OH)}_2) = \frac{m(\text{Fe(OH)}_2)}{M(\text{Fe(OH)}_2)}$$

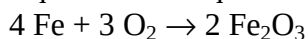
$$m_f(\text{Fe(OH)}_2) = n_f(\text{Fe(OH)}_2) \times M(\text{Fe(OH)}_2)$$

$$m_f(\text{Fe(OH)}_2) = 4,0 \cdot 10^{-2} \times 89,8$$

$$m_f(\text{Fe(OH)}_2) = 3,6 \text{ g}$$

Formation de la rouille

1. Equation chimique correspondante



2. Quantité de matière de fer initiale :

$$n_i(\text{Fe}) = \frac{m_i(\text{Fe})}{M(\text{Fe})}$$

$$n_i(\text{Fe}) = \frac{25,0}{55,8}$$

$$n_i(\text{Fe}) = 0,448 \text{ mol}$$

- 3.

		4 Fe + 3 O ₂ → 2 Fe ₂ O ₃		
Ei (mol)	x = 0	0,448	ni(O ₂)	0
Eint (mol)	x	0,448 - 4x	ni(O ₂) - 3x	2x
EF (mol)	x_{max}	0,448 - 4x _{max}	ni(O ₂) - 3x _{max}	2x _{max}

La réaction s'arrête lorsque le fer est totalement consommé. Le fer est donc le réactif limitant. On en déduit :

$$0,448 - 4x_{\text{max}} = 0$$

$$4x_{\text{max}} = 0,448$$

$$x_{\text{max}} = 0,448 / 4$$

$$x_{\text{max}} = 0,112 \text{ mol}$$

4. Quantité de matière de fer à l'état final :

$$n_f(\text{Fe}) = 0,000 \text{ mol (réactif limitant)}$$

Quantité de matière de rouille :

$$n_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2x_{\text{max}}$$

$$n_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 0,112$$

$$n_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,224 \text{ mol}$$

On ne peut pas calculer la quantité de matière de dioxygène à l'état final.

5. Si on travaille avec le volume minimal de dioxygène, il ne restera plus de fer ni de dioxygène à l'état final. On se sera donc placé dans les proportions stoechiométriques. D'après le tableau d'avancement, on aura alors :

$$n_i(\text{O}_2) - 3x_{\max} = 0$$

$$n_i(\text{O}_2) = 3x_{\max}$$

$$n_i(\text{O}_2) = 3 \times 0,112$$

$$n_i(\text{O}_2) = 0,336 \text{ mol}$$

Volume minimal de dioxygène :

$$n_i(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m}$$

$$V(\text{O}_2) = n_i(\text{O}_2) \times V_m$$

$$V(\text{O}_2) = 0,336 \times 24,0$$

$$V(\text{O}_2) = 8,06 \text{ L}$$

6. Masse de rouille $m_f(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ obtenue.

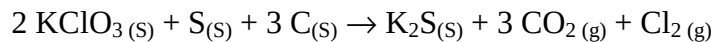
$$n_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m_f(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)}$$

$$m_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) \times M(\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

$$m_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,224 \times (2 \times 55,8 + 3 \times 16,0)$$

$$m_f(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 35,8 \text{ g}$$

Feux de Bengale



1. Quantité de matière initiale de chlorate de potassium :

$$n_i(\text{KClO}_3) = \frac{m(\text{KClO}_3)}{M(\text{KClO}_3)}$$

$$n_i(\text{KClO}_3) = \frac{122,6}{39,1 + 35,5 + 3 \times 16,0}$$

$$n_i(\text{KClO}_3) = 1,00 \text{ mol}$$

Quantité de matière initiale de soufre :

$$n_i(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})}$$

$$n_i(\text{S}) = \frac{16}{32,1}$$

$$n_i(\text{S}) = 0,50 \text{ mol}$$

Quantité de matière initiale de carbone :

$$n_i(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})}$$

$$n_i(\text{C}) = \frac{18}{12,0}$$

$$n_i(\text{C}) = 1,5 \text{ mol}$$

2.

		2 KClO ₃	+	S	+	3 C	→	K ₂ S	+	3 CO ₂	+	Cl ₂
El (mol)	x = 0	1,00		0,50		1,5		0		0		0
Eint (mol)	x	1,00 - 2x		0,50 - x		1,5 - 3x		x		3x		x
EF (mol)	x _{max}	1,00 - 2x _{max}		0,50 - x _{max}		1,5 - 3x _{max}		x _{max}		3x _{max}		x _{max}

Si le mélange est stoechiométrique, alors on doit avoir :

$$\begin{array}{llll}
 1,00 - 2x_{\max} = 0 & \text{et} & 0,50 - x_{\max} = 0 & \text{et} & 1,5 - 3x_{\max} = 0 \\
 2x_{\max} = 1,00 & \text{et} & x_{\max} = 0,50 & \text{et} & 3x_{\max} = 1,5 \\
 x_{\max} = 1,00 / 2 & \text{et} & x_{\max} = 0,50 & \text{et} & x_{\max} = 1,5 / 3 \\
 x_{\max} = 1,00 / 2 & \text{et} & x_{\max} = 0,50 & \text{et} & x_{\max} = 1,5 / 3 \\
 x_{\max} = 0,50 \text{ mol} & \text{et} & x_{\max} = 0,50 \text{ mol} & \text{et} & x_{\max} = 0,50 \text{ mol}
 \end{array}$$

La condition est bien vérifiée donc le mélange est stoechiométrique.

3. Quantité de matière de K₂S :

$$n_f(\text{K}_2\text{S}) = x_{\max}$$

$$n_f(\text{K}_2\text{S}) = 0,50 \text{ mol}$$

Quantité de matière de CO₂ :

$$n_f(\text{CO}_2) = 3x_{\max}$$

$$n_f(\text{CO}_2) = 3 \times 0,50$$

$$n_f(\text{CO}_2) = 1,5 \text{ mol}$$

Quantité de matière de Cl₂ :

$$n_f(\text{Cl}_2) = x_{\max}$$

$$n_f(\text{Cl}_2) = 0,50 \text{ mol}$$

4. Volume occupé par le dioxyde de carbone :

$$n_f(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_m}$$

$$V(\text{CO}_2) = n_f(\text{CO}_2) \times V_m$$

$$V(\text{CO}_2) = 1,5 \times 24,0$$

$$V(\text{CO}_2) = 36 \text{ L}$$

Volume occupé par le dichlore :

$$n_f(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m}$$

$$V(\text{Cl}_2) = n_f(\text{Cl}_2) \times V_m$$

$$V(\text{Cl}_2) = 0,50 \times 24,0$$

$$V(\text{Cl}_2) = 12 \text{ L}$$

Volume total occupé par les gaz produits :

$$V = V(\text{CO}_2) + V(\text{Cl}_2)$$

$$V = 36 + 12$$

$$V(\text{CO}_2) = 48 \text{ L}$$

5. La réaction forme un volume de gaz important. Le fait de travailler avec un récipient hermétiquement clos va entraîner une surpression élevée et donc un risque pour le manipulateur.