



CORRECTION Exercice : Rappel de 1^{ère} réaction d'oxydoréduction
COURS n°7 « Suivre et modéliser l'évolution temporelle d'un système siège d'une transformation chimique»

Exercice : formation de diiode I_2 par réaction entre l'eau oxygénée H_2O_2 et l'ion iodate IO_3^- .

1-

Nom	Couples Oxydant / réducteur	Demi-Equations électroniques d'oxydoréduction	Même nombre d'électrons transférés
l'oxydant	IO_3^-	$2IO_3^- + 10e^- + 12H^+ \rightarrow I_2 + 6H_2O$	× 1
le réducteur	H_2O_2	$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2e^- + 2H^+$	× 5
Equation bilan de la réaction :			$2IO_3^- + 5H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow I_2 + 5O_2 + 6H_2O$

2-

Equation chimique		$2IO_3^- + 5H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow I_2 + 5O_2 + 6H_2O$					
Etat initial	$x = 0$	$n^i(IO_3^-)$	Excès	0	0		Exc
Etat intermédiaire	x	$n(IO_3^-) = n^i(IO_3^-) - 2x$		$n(I_2) = x$	$n(O_2) = 5x$		
Etat final	$x_f = x_{max}$	$n^f(IO_3^-) = n^i(IO_3^-) - 2x_{max}$		$n^f(I_2) = x_{max}$	$n^f(O_2) = 5x_{max}$		

3- Calcul des quantités initiales des réactifs : $n^i(IO_3^-)$ et $n^i(H_2O_2)$

- H_2O_2 est en solution donc

$$c_A = [H_2O_2]_i = \frac{n^i(H_2O_2)}{V_A}$$

$$\Leftrightarrow n^i(H_2O_2) = [H_2O_2]_i \times V_A$$

$$\Leftrightarrow n^i(H_2O_2) = 11,6 \times 10,0 \cdot 10^{-3} = 1,16 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

- IO_3^- est en solution

$$c_B = [IO_3^-]_i = \frac{n^i(IO_3^-)}{V_B}$$

$$\Leftrightarrow n^i(IO_3^-) = [IO_3^-]_i \times V_B$$

$$\Leftrightarrow n^i(IO_3^-) = 1,00 \times 40 \cdot 10^{-3}$$

$$\Leftrightarrow n^i(IO_3^-) = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

4- La réaction étant totale, l'état final est obtenu lorsque l'un au moins des réactifs est épuisé. $n^f(\dots) = 0 \text{ mol}$

Recherche de x_{max}

$$\text{et/ou} \begin{cases} n^f(IO_3^-) = n^i(IO_3^-) - 2x_{max} = 0 \\ n^f(H_2O_2) = n^i(H_2O_2) - 5x_{max} = 0 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} x_{max} = n^i(IO_3^-)/2 \\ x_{max} = n^i(H_2O_2)/5 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} x_{max} = 4,00 \cdot 10^{-2} / 2 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \\ x_{max} = 1,16 \cdot 10^{-1} / 5 = 2,32 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \end{cases}$$

La transformation s'arrêtera (état final) lorsque l'avancement x aura atteint la valeur $x_f = x_{max} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Le réactif limitant est IO_3^-

Le réactif en excès est H_2O_2

5- L'état final consiste à calculer les quantités finales des réactifs et des produits :

$n^f(IO_3^-) = 0 \text{ mol}$ (réactif limitant)	$n^f(I_2) = x_{max} = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
$n^f(H_2O_2) = n^i(H_2O_2) - 5x_{max} = 1,16 \cdot 10^{-1} - 5 \times 2,00 \cdot 10^{-2}$	$n^f(O_2) = 5x_{max} = 5 \times 2,00 \cdot 10^{-2} = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
$n^f(H_2O_2) = 1,16 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$	

6- Attention, 2 volumes ont été mélangés donc le volume total est $V_{tot} = V_A + V_B = 50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$[H_2O_2]_f = \frac{n^f(H_2O_2)}{V_{tot}} = \frac{1,16 \cdot 10^{-1}}{50 \cdot 10^{-3}}$$

$$\Leftrightarrow [H_2O_2]_f = 2,32 \text{ mol/L}$$

$$[IO_3^-]_f = 0 \text{ mol réactif limitant}$$

$$[I_2]_f = \frac{n^f(I_2)}{V_{tot}} = \frac{2,00 \cdot 10^{-2}}{50 \cdot 10^{-3}}$$

$$\Leftrightarrow [I_2]_f = 0,400 \text{ mol/L}$$

7- Calcul de la masse m_{I2}^f de diiode obtenue.

$$n^f(I_2) = \frac{m^f(I_2)}{M_{I_2}} = \frac{m^f(I_2)}{2M_I}$$

$$\Leftrightarrow m^f(I_2) = n^f(I_2) \times 2M_I = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 2 \times 127 = 5,08 \text{ g}$$