

Corrigé de l'épreuve de chimie BTS 95

1° question :

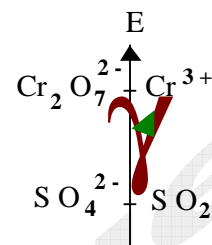
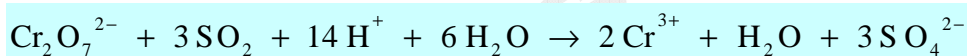
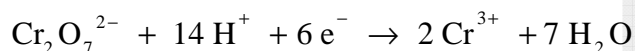
SO_4^{2-} : ion sulfate

SO_2 : dioxyde de soufre

2° question :

La réaction spontanée a lieu entre l'oxydant le plus fort (l'ion dichromate) et le réducteur le plus fort (le dioxyde de soufre) selon la « règle du gamma ».

Demi-équations électroniques correspondantes puis bilan de la réaction :



Remarque : La multiplication par 3 de la seconde demi-équation électronique est obligatoire ; le nombre d'électrons libérés devant être le même que le nombre d'électrons capturés.

3° question :

Soit x la quantité d'ions dichromate à traiter quotidiennement. La masse d'ions dichromate à traiter quotidiennement s'écrit : $V \times t$.

$$\text{On a : } x = \frac{V \times t}{M(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})} \quad (\text{a})$$

Le bilan précédent montre qu'il faut 3 fois plus de dioxyde de soufre que d'ions dichromate pour que la réaction consomme la totalité des ions dichromate ; il faut donc, quotidiennement, $3x$ mol de dioxyde de soufre ce qui correspond à une masse m_{SO_2} .

$$\text{On a : } 3x = \frac{m_{\text{SO}_2}}{M(\text{SO}_2)} \quad (\text{b})$$

En combinant les relations (a) et (b), on obtient : $m_{\text{SO}_2} = 3 M(\text{SO}_2) \frac{V \times t}{M(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}$

Application numérique : $V = 10^5 \text{ L}$
 $t = 21,6 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{A.N. : } m_{\text{SO}_2} = 1,92 \text{ kg}$$