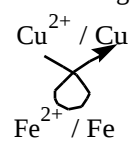


PREMIER EXERCICE

- 1) Pour : Fe^{2+}/Fe la demi-équation rédox est : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$
 Cu^{2+}/Cu la demi-équation rédox est : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$
- 2) Il faut utiliser la règle du γ :

Ce qui donne :
oxydation : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$
réduction : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$
réaction rédox : $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$
- 3) Le fer de l'acier réagit avec les Cu^{2+} pour donner du cuivre à l'état métallique qui se dépose sur les barres et est ainsi retiré de la solution.
- 4) On récupère 317,5 g de cuivre, soit : $n_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} = \frac{317,5}{63,5} = 5 \text{ mol}$
D'où : $[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n}{V} = \frac{5}{500} = 1.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- 5) a) La réaction de précipitation est : $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{OH})_2]$
b) D'après l'équation rédox on a 1 mol de Fe^{2+} pour 1 mol de Cu^{2+} au départ. Donc on a 5 mol de Fe^{2+} .
Il faut 2 mol de OH^- pour 1 mol de Fe^{2+} . Donc on a besoin de 10 mol de OH^- .
 $n = C.V \Rightarrow V = \frac{n}{C} = \frac{10}{2,5} = 4 \text{ L}$

DEUXIEME EXERCICE

- 1) On a une cinétique d'ordre 1 donc : $v = \frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{dt} = -k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$
Il "suffit" de l'intégrer : $\frac{d[\text{N}_2\text{O}_5]}{[\text{N}_2\text{O}_5]} = -k \cdot dt$
d'où : $\int \frac{1}{[\text{N}_2\text{O}_5]} \cdot d[\text{N}_2\text{O}_5] = -k \cdot \int dt$
en intégrant : $\ln [\text{N}_2\text{O}_5] = -k \cdot t + \text{constante}$
soit : $[\text{N}_2\text{O}_5] = [\text{N}_2\text{O}_5]_0 \cdot e^{-k \cdot t}$
- 2) a) De l'équation précédente on déduit : $k = -\frac{1}{t} \ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0}$
Soit numériquement : $k = -\frac{1}{4450} \ln \frac{0,027}{0,030} = 2,37.10^{-5} \text{ s}^{-1}$
- b) Le temps de demi-réaction est le temps $T_{1/2}$ pour lequel la moitié du réactif a disparu.
On a donc : $[\text{N}_2\text{O}_5] = \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_0}{2}$
or $[\text{N}_2\text{O}_5] = [\text{N}_2\text{O}_5]_0 \cdot e^{-k \cdot t} \Rightarrow \ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = -k \cdot t$
soit dans ce cas : $\ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_0 / 2}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = \ln \frac{1}{2} = -k \cdot T_{1/2}$
donc : $T_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = 29276 \text{ s}$
- 3) On a $T_{\text{FIN}} = -\frac{1}{k} \ln \frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_{\text{FIN}}}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = -\frac{1}{2,37.10^{-5}} \ln \frac{0,005 \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]_0}{[\text{N}_2\text{O}_5]_0} = 224.10^3 \text{ s}$
D'où $T_{\text{FIN}} = \frac{224.10^3}{29,3.10^3} \cdot T_{1/2} = 7,64 T_{1/2}$.

