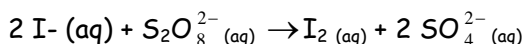


I. Chimie.**Exercice n°1 : Le principe de la catalyse homogène.(4 pts)**

La réaction entre les ions iodure $I^-_{(aq)}$ et les ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}_{(aq)}$ est lente. Son équation bilan est :



Elle peut être catalysée par les ions fer (III), $Fe^{3+}_{(aq)}$. Ceux-ci réagissent avec les ions iodure (réaction 1) puis les ions Fer (II), Fe^{2+} réagissent avec les ions peroxydisulfate (réaction 2). Les réactions 1 et 2 sont rapides.

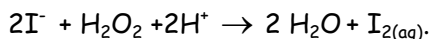
Donnée. Couples redox : $I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$; $S_2O_8^{2-}_{(aq)}/SO_4^{2-}_{(aq)}$; $Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$

1. Écrire l'équation (1) d'oxydation des ions iodure par les ions fer (III).
2. Écrire l'équation (2) de réduction des ions peroxydisulfate par les ions fer (II).
3. En additionnant, les équations (1) et (2), montrer que l'on retrouve l'équation de la réduction des ions peroxydisulfate par les ions iodure.
4. Un catalyseur participe-t-il à la réaction qu'il catalyse ? Pourquoi ne figure-t-il pas alors dans son bilan ?

Exercice n°2 : Oxydation des ions iodure (11 pts).

On mélange, à 20°C, $V_1 = 20$ mL d'une solution d'eau oxygénée (H_2O_2) de concentration $C_1 = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et $V_2 = 20$ mL d'une solution d'iodure de potassium, de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. On constate que le milieu, initialement incolore, se colore progressivement en brun. Couple redox: $I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$ $H_2O_{2(aq)}/H_2O(l)$

1) Démontrer que l'équation redox est la suivante :



On écrira le nom de chacune des $\frac{1}{2}$ réactions en expliquant pourquoi on les nomme ainsi.

Couples redox : I_2/I^- ; H_2O_2/H_2O

2. Dans le couple redox diiode / ions iodure, quel est l'oxydant, quel est le réducteur ? Expliquer.
3. Calculer les quantités de matière initiales des réactifs notées n_1 (pour H_2O_2) et n_2 (pour les ions iodures).
4. Déterminer la valeur de x_{max} et en déduire quel est le réactif limitant.
5. Compléter le tableau d'avancement ci-dessous avec les expressions littérales puis numérique. Les ions H^+ sont en large excès. On inscrira les quantités de matière finales des réactifs et produits.

Équation chimique		$H_2O_{2(aq)}$	+	$2 I^-_{(aq)}$	+	$2H^+_{(aq)}$	\rightarrow	$2H_2O(l)$	+	$I_{2(aq)}$
État du système	Avancement(mol)	Quantités de matière (mol)								
État initial	0									
État en cours de transformation	x									
État final	x_{max}									

6. On dispose de bains à 0°C et à 40 °C. Lequel convient-il d'utiliser pour diminuer la durée d'évolution du système ? Pourquoi ?