

Ex n°1 :

Ecrire les demi – équations rédox des couples suivants en milieu acide :

1. $\text{NO}_3^- (\text{aq}) / \text{N}_2 (\text{g})$ 2. $\text{N}_2 (\text{g}) / \text{NH}_4^+ (\text{aq})$ 3. $\text{NO}_3^- (\text{aq}) / \text{NH}_4^+ (\text{aq})$ 4. $\text{NO}_3^- (\text{aq}) / \text{NO} (\text{g})$

Ex n°2 : analyse d'une fonte :

La fonte est un alliage comportant essentiellement du fer et du carbone.

Afin de connaître sa teneur en fer, on réalise les opérations suivantes :

- on prélève 10 g de fonte que l'on traite par une solution d'acide sulfurique en excès.

le volume de la solution obtenue est ajusté à 1,0 L avec de l'eau distillée.

- on prélève 10 mL de cette solution, que l'on dose par manganimétrie.

il faut verser 15,3 mL d'une solution de permanganate de potassium à 0,022 mol.L⁻¹ pour obtenir une coloration rose persistante.

1. Etablir l'équation – bilan de la réaction du fer avec la solution d'acide sulfurique.

Pourquoi utilise – t – on un excès d'acide sulfurique ?

2. a. Etablir l'équation – bilan de la réaction de dosage.

b. Déterminer la quantité de matière d'ions Fe²⁺ contenue dans le prélèvement dosé.

c. En déduire la quantité de matière de fer contenue dans l'échantillon de fonte.

3. Quel est le pourcentage massique global des éléments autres que le fer dans cette fonte ?

données : couples rédox : $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) / \text{Fe} (\text{s})$; $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$; $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) / \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$; $\text{H}^+ (\text{aq}) / \text{H}_2 (\text{g})$

masse molaire atomique du fer : $M_{\text{Fe}} = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$

Ex n°3 :

On verse 20 mL de solution de permanganate de potassium KMnO₄ de concentration 0,030 mol.L⁻¹ dans un bécher contenant initialement 60 mL de solution de dioxyde de soufre SO₂ de concentration 0,050 mol.L⁻¹.

On observe une décoloration de la solution violette de permanganate de potassium.

1. On donne les deux couples rédox mis en jeu : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_{2(\text{aq})}$

Ecrire l'équation-bilan de la réaction globale.

2. Interpréter la décoloration observée.

3. D'après les observations, quel est le réactif limitant ? Démontrer - le par le calcul.

4. Etablir le tableau d'avancement du système réactionnel.

5. Déterminer l'avancement maximal.

6. En déduire la concentration résiduelle en SO_{2(aq)}.

Ex n°4 : facteurs cinétiques

On étudie la cinétique de l'oxydation des ions iodure par les ions peroxydisulfate.

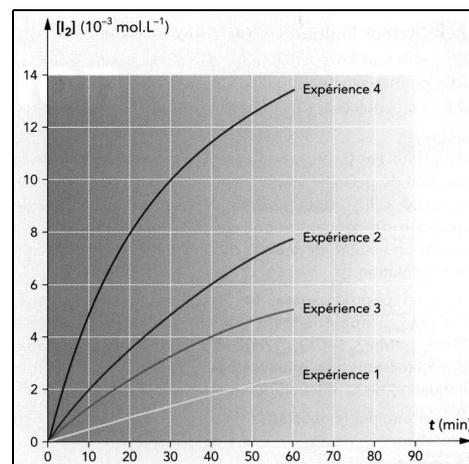
L'équation de la réaction s'écrit : $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{I}^- = 2\text{SO}_4^{2-} + \text{I}_2$.

Pour cela, on réalise quatre expériences dans les conditions expérimentales suivantes.

On note $[\text{I}^-]_0$ et $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0$ les concentrations initiales.

Dans chaque cas, on mélange des volumes égaux de la solution aqueuse d'ions iodure et de la solution aqueuse d'ions peroxydisulfate.

| | $[\text{I}^-]_0$ (10 ⁻² mol.L ⁻¹) | $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0$ (10 ⁻² mol.L ⁻¹) | température (°C) |
|--------------|---|--|------------------|
| expérience 1 | 2,0 | 1,0 | 20 |
| expérience 2 | 4,0 | 2,0 | 20 |
| expérience 3 | 2,0 | 1,0 | 35 |
| expérience 4 | 4,0 | 2,0 | 35 |



On étudie les variations de la concentration en diiode I₂ en fonction du temps. On obtient les courbes suivantes.

1. En comparant respectivement les courbes 1 et 2, puis 3 et 4, indiquer le facteur mis en évidence et son effet.

2. a. En comparant respectivement les courbes 1 et 3, puis 2 et 4, quel facteur cinétique peut - on mettre en évidence ?

b. Quel est son effet ?

3. Dans quelles conditions expérimentales obtient - on la transformation chimique la plus rapide ?

4. Montrer que dans l'expérience 1, les réactifs ont été introduits dans des proportions stœchiométriques.

On admettra qu'il en est de même dans les 3 autres expériences.

5. Pour chacune des expériences, calculer la concentration maximale de diiode obtenue au bout d'un temps infini.