

EXERCICE 2 :

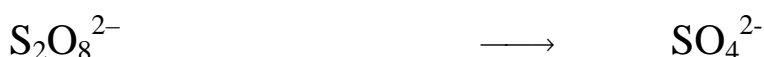
PARTIE A :

On se propose de classer les couples : Ni^{2+}/Ni Pb^{2+}/Pb Fe^{2+}/Fe en faisant plusieurs expériences dans lesquelles l'ion SO_4^{2-} est un ion spectateur .

- A.1. Lorsqu'on plonge une lame de fer (Fe) dans une solution de sulfate de nickel ($\text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$), on observe un dépôt . Quel est ce dépôt ?
Ecrire les deux demi-équations électroniques et le bilan chimique global .
- A.2. En plongeant une lame de plomb (Pb) dans une solution de sulfate de nickel ($\text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$), on n'observe rien . Proposer à l'aide de ces deux expériences un classement par pouvoir réducteur croissant des métaux Fe , Pb et Ni .
- A.3. Que se passe-t-il lorsqu'on plonge une lame de fer dans une solution contenant des ions Pb^{2+} ? S'il y a réaction , écrire les équations correspondantes.

PARTIE B :

Compléter et équilibrer les demi-équations suivantes (en ne faisant intervenir que les espèces H_2O et H_{aq}^+ , si nécessaire, à l'exclusion de toute autre) :



Précisez pour chacune des réactions écrites, s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

EXERCICE 3 :

On fait réagir une solution d'iodure de potassium KI (volume $v = 50 \text{ mL}$ et concentration $c = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$) sur une solution de sulfate de fer III $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (volume $v' = 30 \text{ mL}$ et concentration c' inconnue).

1. On donne : K^+/K $E^\circ_1 = - 2,92 \text{ V}$ $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ $E^\circ_4 = + 0,77 \text{ V}$
 I_2/I^- $E^\circ_3 = + 0,54 \text{ V}$ $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$ $E^\circ_4 = + 0,17 \text{ V}$

1.1. D'après ces valeurs, justifier quelles sont les deux espèces chimiques qui vont réagir . Pour cela :

- on écrira clairement les ions présents au début de la réaction
- pour tous ces ions on dira qui est oxydant et qui est réducteur
- et enfin, d'après les valeurs de E° on dira qui est oxydant fort et qui est réducteur fort.

1.2. Ecrire les deux demi-équations et le bilan global .

2. La réaction s'arrête quand tous les ions Γ^- ont réagi . Faire un tableau d'avancement en répondant aux questions suivantes :

2.1. Calculer le nombre de moles n_1 d'ions Γ^- présents au début .

2.2. Calculer le nombre de moles n_2 d'ions Fe^{3+} consommés .

2.3. En déduire la concentration c' de la solution de sulfate de fer III , sachant que la moitié des ions Fe^{3+} ont été consommés .

2.4. Calculer le nombre de moles n_3 de diiode I_2 formé . En déduire la masse m correspondante .

On donne : $M(I) = 127 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(Fe) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M(S) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

EXERCICE 4 :

On veut faire réagir une solution contenant des ions de Fe^{2+} avec une solution contenant des ions permanganates MnO_4^- en milieu acide .

1.) La réaction est-elle possible ? Si oui écrire les demi-équations électroniques et le bilan global.

2.) On fait un dosage d'oxydoréduction des ions Fe^{2+} .

On part d'un volume $v_1 = 200\text{mL}$ d'une solution de sulfate de fer II ($FeSO_4$) de concentration $c_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. La solution de permanganate de potassium utilisée ($KMnO_4$) a une concentration $c_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue dès que la teinte violette du permanganate persiste ce qui prouve qu'il n'y a plus d'ions Fe^{2+} pour faire la réaction : calculer le volume ajouté v_2 .

On donne : MnO_4^-/Mn^{2+} $E^\circ_1 = 1,51 \text{ V}$ et Fe^{3+}/Fe^{2+} $E^\circ_1 = 0,77 \text{ V}$