

**Série chimie (détermination de la quantité de matière)**  
**Bac informatique**

**Exercice n° 1 :**

On prépare une solution ( $S_1$ ) en dissolvant 1,6 g de permanganate de potassium ( $\text{KMnO}_4$ ) dans 0,5 L d'eau distillée.

1) Montrer que la concentration  $C_1$  de la solution ( $S_1$ ) est égale à  $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ .

2) On dispose, dans un erlenmeyer, d'une solution ( $S_2$ ) de sulfate de fer II ( $\text{FeSO}_4$ ) de volume  $V_2 = 20 \text{ mL}$  additionnée de quelques gouttes d'acide sulfurique, à laquelle on ajoute goutte à goutte la solution ( $S_1$ ) jusqu'à la disparition de la couleur violette. Le volume ainsi versé de ( $S_1$ ) est  $V_1 = 10 \text{ mL}$ .

a) Par quoi peut-on expliquer la disparition de la couleur violette de la solution ( $S_1$ ) ?

b) Ecrire pour chacun des couples ( $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ ) et ( $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ ) la demi-équation redox correspondante. En déduire l'équation bilan.

c) Quel est le rôle de l'acide sulfurique dans cette réaction ?

d) Quelle est la valeur du rapport  $n(\text{Fe}^{2+}) / n(\text{MnO}_4^-)$  à l'équivalence ?

e) Déterminer la concentration  $C_2$  de la solution ( $S_2$ ).

3) Déterminer la concentration des ions  $\text{Fe}^{2+}$  à l'équivalence dans le mélange final.

On donne :  $M(\text{K}) = 39 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Mn}) = 55 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ .

**Exercice 2 : (Dosage acido-basique)**

On ajoute de l'eau distillée à 5mL d'une solution ( $S_1$ ) de soude de concentration  $C'_B$  pour obtenir 100mL de solution diluée ( $S_2$ ). On prélève un volume  $V_B = 10\text{mL}$  de ( $S_2$ ) contenant quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT) et on ajoute progressivement à l'aide d'une burette graduée une solution d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  de concentration  $C_A = 0,01\text{mol.L}^{-1}$ . Le virage de l'indicateur a lieu pour un volume  $V_{AE} = 15\text{mL}$ .

1- Préciser la couleur de l'indicateur dans la solution ( $S_2$ ).

2- Ecrire l'équation chimique de la réaction du dosage.

3- Déterminer la concentration molaire  $C_B$  de la solution ( $S_2$ ).

4- En déduire la concentration molaire  $C'_B$  de la solution ( $S_1$ ).

**Exercice 3 : (Dosage manganométrique)**

Le fioul est un carburant utilisé pour le chauffage domestique et dans les centrales thermiques pour la production de l'électricité etc... la teneur massique maximale légale en soufre dans le fioul est de 0,3%.

Pour déterminer la teneur en soufre d'un fioul, on brûle complètement 100g et on fait barboter les gaz de combustion, uniquement constitués de dioxyde de carbone, dioxyde de soufre et de vapeur d'eau, dans 500mL d'eau. On obtient une solution (S) dans laquelle tout le dioxyde de soufre formé est supposé dissous.

On prélève un volume  $V_{\text{Red}} = 10\text{mL}$  de la solution (S) que l'on dose avec une solution de permanganate de potassium de concentration  $C_{\text{Ox}} = 5.10^{-3}\text{mol.L}^{-1}$ .

On admet que seul le dioxyde de soufre est alors dosé. L'équivalence est obtenue pour un volume versé de permanganate de potassium égal à  $V_{\text{OxE}} = 12,5\text{mL}$ .

1- Ecrire l'équation chimique de la réaction de dosage sachant que les couples redox mis en jeu sont  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$  et  $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$ . Préciser le rôle joué par le dioxyde de soufre.

2- Déterminer la concentration  $C_{\text{Red}}$  du dioxyde de soufre dans la solution (S).

3- Calculer la quantité de dioxyde de soufre dissoute dans la solution (S).

4- En déduire le pourcentage massique en soufre du fioul. Ce fioul est-il conforme à la législation.

On donne :  $M_S = 32\text{g.mol}^{-1}$ .