

**Attention** : Donner les résultats sous forme littérales avant de passer aux applications numériques.

### Exercice N°1

En milieu fortement acidifié, l'ion permanganate réagit avec les ions **fer II**.

- 1- Ecrire les équations des demi-réactions sachant que les couples redox mis en jeu sont ;  **$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$**  et  **$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$** .
- 2- Ecrire l'équation de la réaction bilan.
- 3- On se propose de doser une solution ferreuse, obtenue à partir de sulfate de Fer(II), ( **$\text{FeSO}_4$** ) par manganimétrie. On verse un peu de solution titrée ( **$C=0,02\text{mol l}^{-1}$** ) de permanganate de potassium (contenue dans la burette) dans le vase réactionnel ou l'on a introduit avec une pipette  **$V_r = 25 \text{ ml}$**  de solution ferreuse, puis un peu d'acide sulfurique concentré pour acidifier le milieu. On observe une décoloration immédiate. Interpréter ces faits.
- 4- On continue de petits apports de solution de permanganate. Pour un volume versé  **$V_e = 21,5\text{ml}$** , on constate que malgré l'homogénéisation, le mélange réactionnel maintient pour la première fois une couleur rose pâle. Comment appelle-t-on cette phase du dosage ?
- 5- À partir de l'équation chimique de la réaction modélisant la transformation, déduire la relation qui lie la quantité de matière  **$n_1$**  d'ion  **$\text{MnO}_4^-$**  versés et celle des ions **Fer(II)** initialement présents dans le mélange réactionnel à l'équivalence d'oxydoréduction ?
  - a- Quelle est la quantité de matière  **$n_2$**  de  **$\text{Fe}^{2+}$**  dans le vase réactionnel.
  - b- En déduire la concentration molaire de la solution ferreuse.
  - c- Quelle masse de sulfate de **fer (II)** ( **$\text{FeSO}_4$** ) faut-il peser pour préparer **500 ml** de la solution ferreuse étudiée ?
  - d- Décrire le mode opératoire de la préparation de cette solution.

On donne :  **$M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ gmol}^{-1}$** .

### Exercice N°2

On dose un volume  **$V_{\text{Red}} = 20\text{ml}$**  d'une solution (S) de sulfate de fer II :  **$\text{FeSO}_4$**  par une solution acidifiée de permanganate de potassium  **$\text{KMnO}_4$**  de concentration  **$C_{\text{ox}} = 1,38 \cdot 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$** . L'équivalence est atteinte pour un volume versé de la solution de permanganate de potassium  **$V_{\text{Oxe}} = 14,5\text{ml}$** .

- 1) a- Ecrire l'équation chimique de la réaction de dosage sachant qu'elle met en jeu les deux couples redox :  **$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$**  et  **$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$** .
  - b- Donner ses caractères.
- 2) a- Décrire le dispositif expérimental nécessaire pour réaliser ce dosage
  - b- Comment peut-on repérer l'équivalence ?

- 3) a- Etablir la relation entre les concentrations molaires a' l'équivalence.  
b- Calculer la concentration molaire  $C_{\text{Red}}$  de la solution (S)
- 4) Calculer la masse  $m$  de sulfate de fer II nécessaire pour préparer un litre de la solution (S). On donne  $M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ g mol}^{-1}$

**Exercice N°3**

On prépare une solution ( $S_1$ ) de sulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  en dissolvant dans l'eau pure de volume  $V = 200\text{ml}$  une quantité de masse  $m$  de ce composé. A' un échantillon de volume  $V_1 = 5\text{ml}$  de la solution ( $S_1$ ), on ajoute goutte a' goutte une solution acidifiée ( $S_2$ ) de permanganate de potassium  $\text{KMnO}_4$  de concentration  $C_2 = 0,02\text{molL}^{-1}$  ;

- 1) a- Les première gouttes de la solution ( $S_2$ ) ajoutées a' la solution ( $S_1$ ), se décolorent. Interpréter cette observation.  
b- La couleur violette de la solution ( $S_2$ ) persiste pour un volume  $V_2$  de cette solution égale a'  $10 \text{ ml}$ . Que peut-on déduire ?
- 2) L'équation de la réaction qui se produit au cours de ce dosage est :  

$$2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}_3\text{O}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} \longrightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 9\text{H}_2\text{O}$$
a- Etablir, a' l'équivalence redox, une relation entre  $C_1$ ,  $V_1$ ,  $V_2$  et  $C_2$ .  
b- Déduire la valeur de la concentration  $C_1$
- 3) Déterminer la valeur de la masse  $m$ .  
On donne  $M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126\text{gmol}^{-1}$ .

**Exercice N°4**

On considère les deux couple redox suivants :  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

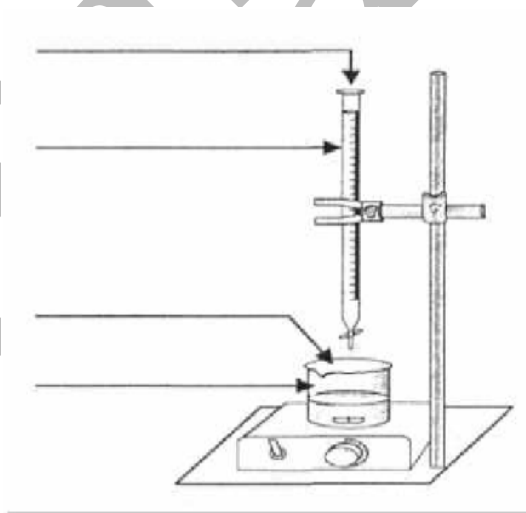
- 1- Ecrire la demi-réaction associée a' chaque couple en milieu acide.
- 2- On dose  $25 \text{ cm}^3$  d'une solution d'acide oxalique  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  de concentration molaire inconnue par une solution de  $\text{KMnO}_4$  de concentration molaire  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$ . Le point d'équivalence est obtenu pour un volume versé de  $\text{KMnO}_4$  égale  $10 \text{ cm}^3$ .
- a- Ecrire l'équation de la réaction du dosage.  
b- Calculer la concentration molaire de l'acide oxalique  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .  
c- Calculer la masse d'acide oxalique qu'il faut dissoudre pour préparer  $1\text{L}$  de cette solution.

On donne  $M_{\text{H}} = 1\text{gmol}^{-1}$   $M_{\text{C}} = 12\text{gmol}^{-1}$   $M_{\text{O}} = 16\text{gmol}^{-1}$ .

**Exercice N°5** ( $V_M = 24 \text{ L mol}^{-1}$ )

On prépare une solution aqueuse ( $S_1$ ) d'hydroxyde de potassium KOH de volume  $V_1 = 0,4\text{L}$  et de  $C_a = 0,1 \text{ molL}^{-1}$ .

- 1- Déterminer la quantité de matière d'hydroxyde de potassium dissout dans la solution ( $S_1$ )
- 2- En déduire sa masse m. **On donne**  $M_{\text{KOH}} = 56\text{gmol}^{-1}$
- 3- On dispose d'une solution aqueuse ( $S_2$ ) d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) de concentration  $C_A$  inconnue.  
A fin de trouver la valeur de concentration molaire  $C_A$ , on réalise le dosage d'un volume  $V_A = 10 \text{ ml}$  de la solution ( $S_2$ ), par la solution ( $S_1$ ). Voir fig. 1
  - a- De quel type de dosage s'agit-il ?
  - b- Donner le but de ce dosage.
  - c- Reproduire et compléter le montage du dosage.
  - d- Comment peut- on repérer le point d'équivalence ?
  - e- Pour avoir l'équivalence, il faut ajouter un volume  $V_{\text{BE}} = 5\text{ml}$  de la solution ( $S_1$ ). En déduire la concentration molaire  $C_A$ .
- 4- Sachant que la solution ( $S_2$ ) est préparée avec du chlorure d'hydrogène HCL gazeux ; calculer le volume  $V_{\text{HCL}}$  du gaz utilisé pour la préparation de **0,4 L** de cette solution.

**Exercice N°6**

Un déboucheur est en générale un produit qui contient de l'hydroxyde sodium (**NaOH**).

Pour déterminer la concentration molaire de soude dans une solution commerciale de déboucheur on la dose par une solution d'acide chlorhydrique.

On mélange ainsi **20 ml** de la solution commerciale du déboucheur avec suffisamment d'eau pour obtenir **100 ml** de solution (**S<sub>1</sub>**) de concentration **C<sub>B1</sub>**.

On dose **20 ml** de (**S<sub>1</sub>**) par une solution d'acide chlorhydrique de **C<sub>a</sub> = 0,2 mol L<sup>-1</sup>** ;

L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque on a ajouté **V<sub>AE</sub> = 17 ml** d'acide chlorhydrique.

- 1- Définir l'équivalence acido-basique
- 2- Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
- 3- Déterminer la concentration molaire **C<sub>B1</sub>** de la solution **S<sub>1</sub>**
- 4- En déduire la concentration **C<sub>B</sub>** de la solution commerciale
- 5- En déduire la masse **m** de soude dissoute dans un litre de solution commerciale.

On donne : **M<sub>Na</sub> = 23 gmol<sup>-1</sup>** , **M<sub>O</sub> = 16 gmol<sup>-1</sup>** , **M<sub>H</sub> = 1 gmol<sup>-1</sup>**

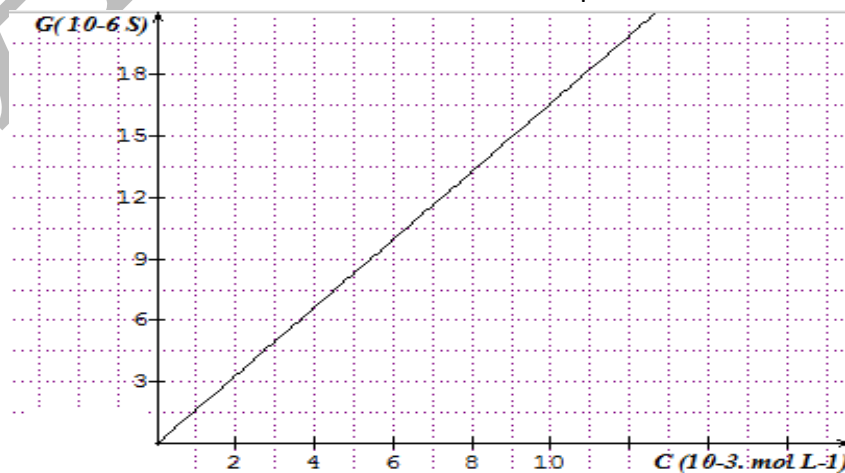
### Exercice N°7

Soit une solution **S<sub>0</sub>** d'iodure de potassium de concentration **C<sub>0</sub>** que l'on veut déterminer.

Pour cela on trace la courbe d'étalonnage **G = F(C)**, représentant la conductance en fonction de la concentration, d'une série de solution d'iodure de potassium.

Soit une solution **S<sub>1</sub>** de **KI** obtenue par dilution **10 fois** de **S<sub>0</sub>**. La mesure, dans les mêmes conditions que les solutions précédentes, de la conductance de **S<sub>1</sub>** donne **G<sub>1</sub> = 15 10<sup>-6</sup> S**.

- 1- a- Décrire brièvement le protocole expérimental qui permet de déterminer la conductance d'une solution.  
b- Etablir la relation entre la conductance **G** et la concentration **C**  
c- Dire en justifiant la réponse, si en diluant la solution, elle devient plus ou moins conductrice.
- 2- a- Déterminer la concentration **C<sub>1</sub>** de **S<sub>1</sub>**  
b- En déduire la concentration **C<sub>0</sub>** de **S<sub>0</sub>**.  
c- Calculer la masse **m** de **KI** a' dissoudre dans l'eau pour obtenir **500ml** de **S<sub>0</sub>**



3- On fait agir, en milieu acide, un volume  $V_1 = 20\text{ml}$  de  $S_1$  sur un volume  $V_2 = 5\text{ ml}$  d'une solution d'eau oxygénée  $\text{H}_2\text{O}_2$  de concentration  $C_2 = 10^{-2}\text{ mol L}^{-1}$ , il se forme de l'eau et de diode .

a- Ecrire l'équation de la réaction chimique qui se produit sachant que les couples redox mis en jeu sont :  $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ .

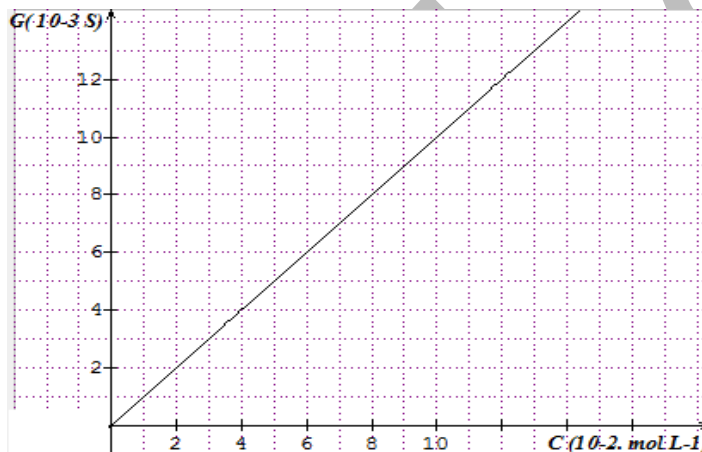
b- Déterminer les concentrations des ions  $\text{I}^-$  et  $\text{K}^+$  dans le mélange final.

On donne  $M_K = 39\text{ gmol}^{-1}$   $M_I = 127\text{ gmol}^{-1}$ .

### Exercice N°8

Dans un laboratoire, on désire déterminer la concentration molaire inconnue  $C$  d'une solution ( $S$ ) de chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$  par conductimétrie. Pour cela on prépare une solution mère ( $S'$ ) de ce composé en dissolvant  $5,35\text{ g}$  de ce composé dans  $100\text{ml}$  d'eau. A partir de cette solution mère, on prépare quatre solutions qu'on mesure pour chacune sa conductance  $G$ .

Les résultats de mesure ont permis de tracer la courbe  $G = F(C)$  ci-contre.



- 1- Déterminer la concentration molaire de la solution mère  $S'$  préparée.
- 2- Faire un schéma du montage utilisé pour mesurer la conductance  $G$ .
- 3- En utilisant la courbe ci-contre, déterminer la relation entre la conductance  $G$  et la concentration molaire  $C$ .
- 4- a- Déterminer par deux méthodes différentes la concentration molaire inconnue  $C$  de la solution ( $S$ ), sachant que la mesure de sa conductance a donné  $G = 4,5 \cdot 10^{-3}\text{ S}$ .  
b- En déduire la concentration massique de la solution ( $S$ ).

On donne  $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5\text{ gmol}^{-1}$ .