

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), (**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 **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 **Fe^{2+}** dans le vase réactionnel.
 - b- En déduire la concentration molaire de la solution ferreuse.
 - c- Quelle masse de sulfate de **fer (II)** (**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 : **FeSO_4** par une solution acidifiée de permanganate de potassium **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_{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 Na_2SO_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 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 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 $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

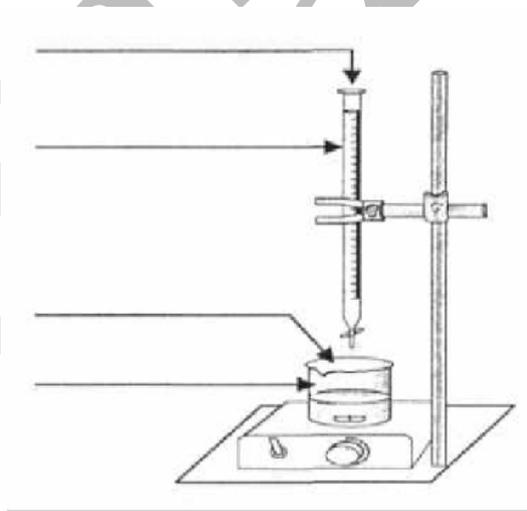
- 1- Ecrire la demi-réaction associée a' chaque couple en milieu acide.
- 2- On dose 25 cm^3 d'une solution d'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ de concentration molaire inconnue par une solution de KMnO_4 de concentration molaire $0,5 \text{ mol L}^{-1}$. Le point d'équivalence est obtenu pour un volume versé de KMnO_4 égale 10 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 1L 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_{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 (**S₁**) de concentration **C_{B1}**.

On dose **20 ml** de (**S₁**) par une solution d'acide chlorhydrique de **C_a = 0,2 mol L⁻¹** ;

L'équivalence acido-basique est obtenue lorsque on a ajouté **V_{AE} = 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_{B1}** de la solution **S₁**
- 4- En déduire la concentration **C_B** de la solution commerciale
- 5- En déduire la masse **m** de soude dissoute dans un litre de solution commerciale.

On donne : **M_{Na} = 23 gmol⁻¹** , **M_O = 16 gmol⁻¹** , **M_H = 1 gmol⁻¹**

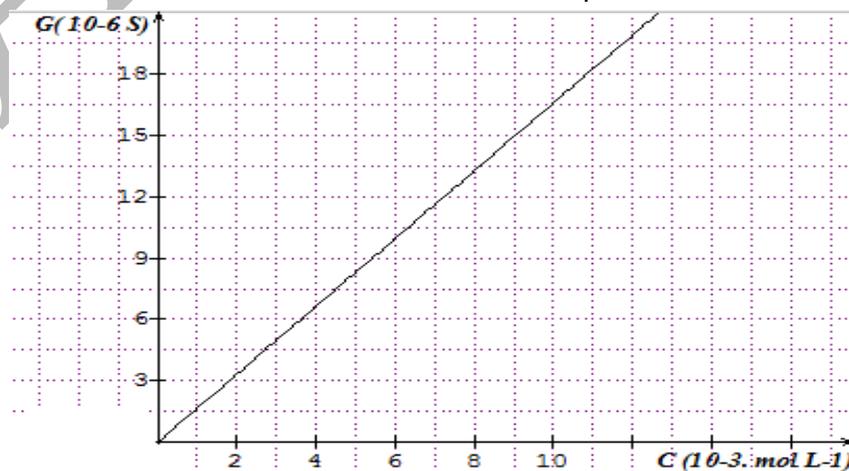
Exercice N°7

Soit une solution **S₀** d'iodure de potassium de concentration **C₀** 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 **S₁** de **KI** obtenue par dilution **10 fois** de **S₀**. La mesure, dans les mêmes conditions que les solutions précédentes, de la conductance de **S₁** donne **G₁ = 15 10⁻⁶ 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 **C₁** de **S₁**
b- En déduire la concentration **C₀** de **S₀**.
c- Calculer la masse **m** de **KI** a' dissoudre dans l'eau pour obtenir **500ml** de **S₀**



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 H_2O_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 : I_2/I^- et $\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.

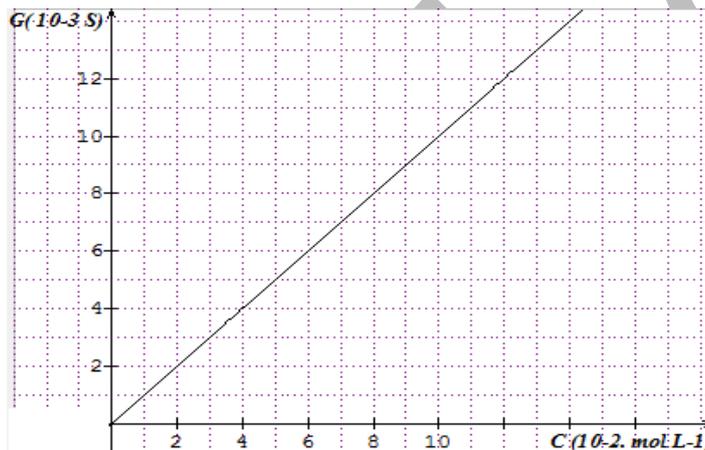
b- Déterminer les concentrations des ions I^- et K^+ dans le mélange final.

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 NH_4Cl par conductimétrie. Pour cela on prépare une solution mère (S') de ce composé en dissolvant $5,35\text{ g}$ de ce composé dans 100ml 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 $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5\text{ gmol}^{-1}$.