

Enoncés



Donnée : $M(\text{FeSO}_4) = 152 \text{ g.mol}^{-1}$. 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 ($C=0,020 \text{ mol.L}^{-1}$) de permanganate de potassium (contenue dans la burette) dans le vase réactionnel où l'on a introduit avec une pipette $V_r=25,0 \text{ mL}$ 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- A 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 dosée 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.



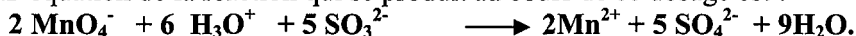
On prépare une solution (S_1) de sulfite de sodium Na_2SO_3 en dissolvant dans l'eau pure de volume $V = 200 \text{ mL}$ une quantité de masse m de ce composé.

À un échantillon de volume $V_1 = 5 \text{ mL}$ de la solution (S_1), on ajoute goutte à goutte une solution acidulée (S_2) de permanganate de potassium KMnO_4 de concentration $C_2 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. a- Les premières gouttes de la solution (S_2) ajoutées à 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 égal à 10 mL . Que peut-on déduire ?

2. L'équation de la réaction qui se produit au cours de ce dosage est :



a- Etablir, à 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 : $M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3

On considère les deux couples rédox 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 à 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 $0.5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 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.

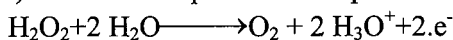
On donne $M_{\text{H}} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{C}} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

4

Lors d'une manipulation en classe des élèves sont demandés de doser une solution acidifiée de H_2O_2 notée S_R , afin de déterminer sa concentration molaire C_R . La solution dosante est une solution S_O de KMnO_4 de concentration molaire $C_O = 0.02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La figure 1 représente le schéma incomplet, du montage nécessaire au dosage

1) Compléter le schéma en ajoutant le nom de la verrerie utilisée ou la solution désignée.

2) La demi équation correspondant au couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$ s'écrit :



écrire celle correspondant au couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et l'équation bilan de la réaction.

3) Sachant que le volume dosé est $V_R = 4 \text{ mL}$, la quantité de matière d'ions MnO_4^- nécessaire à l'équivalence est $n_{\text{OE}} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. Déterminer :

a- le volume V_{OE} nécessaire à l'équivalence

b- la valeur de la molarité C_R

4) les élèves reprennent l'expérience une seconde fois, avec les mêmes solutions mais ils ajoutent au volume dosé (toujours 4 mL) un volume d'eau puis reprennent le dosage. compléter le tableau de la figure 2 en y ajoutant pour chaque grandeur : change ou reste inchangé.

C_R	
n_R	
n_{OE}	
V_{OE}	

Figure 2

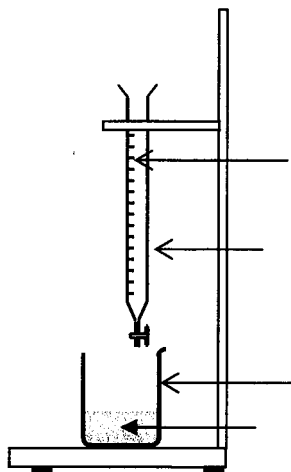


Figure 1

5

Répondre par vrai ou faux.

- 1- Le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique permet de déterminer la quantité d'ions hydronium H_3O^+ dans cette solution.
- 2- Le dosage d'une solution d'acide éthanóïque permet de déterminer la quantité d'ions hydronium H_3O^+ dans cette solution.
- 3- Une réaction de dosage doit être rapide et totale.
- 4- Le dosage d'une entité chimique en solution consiste à déterminer la quantité de matière de cette entité.
- 5- L'unité de la conductance dans le système international est l'ohm.
- 6- La conductance d'une solution électrolytique ne dépend que de sa concentration.

6

Choisir la bonne réponse

- 1- La masse volumique d'un échantillon de masse m et de volume V est donnée par la relation :
 - a- $\rho = \frac{V}{m}$
 - b- $\rho = V * m$
 - c- $\rho = \frac{m}{V}$
- 2- Dans les mêmes conditions de température et de pression tous les gaz ont :
 - a- le même volume molaire
 - b- des volumes molaires différents
 - c- le gaz qui a la masse molaire la plus grande a le volume molaire le plus grand.

3- La quantité de matière n , contenue dans un échantillon de masse m , d'une entité chimique de masse molaire M , est donnée par la relation :

a- $n = m.M$ b- $n = \frac{m}{M}$ c- $n = \frac{M}{m}$



Un déboucheur est en général un produit qui contient de l'hydroxyde de 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_1) de concentration C_{B1} .

On dose 20 mL de (S_1) par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence acido-basique est obtenue lorsqu'on a ajouté $V_{AE} = 17 \text{ mL}$ 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 S_1
- 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 : $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$



On dissout un volume V_0 de chlorure d'hydrogène gaz (HCl) dans assez d'eau pour obtenir 400 mL d'une solution (S). On dose 10 mL de la solution (S) par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ en présence de B.B.T.

Le virage de cet indicateur coloré a lieu pour un volume de la solution basique ajouté égal à 20 mL.

- 1) Déterminer la concentration molaire C_A de la solution (S).
- 2) En déduire la quantité de matière n de (HCl) dissous dans la solution (S).
- 3) En déduire le volume V_0 de (HCl) gaz dissous dans la solution (S).

On donne ; Le volume molaire des gaz est : $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$.



A $V_0 = 60 \text{ mL}$ d'une solution (S) de sulfate de fer II FeSO_4 acidifiée ,de concentration C_0 inconnue , on ajoute $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution (S_1) de nitrate d'ammonium NH_4NO_3 de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.Un gaz incolore de formule NO (monoxyde d'azote),qui devient roux à l'air ,se dégage.

1) Sachant que les ions nitrate NO_3^- et fer II se transforment respectivement en ion fer III et en monoxyde d'azote NO:

a) Ecrire les demi - équations électroniques puis l'équation bilan de la réaction. Déduire les couples redox mis en jeu .

b) Calculer la quantité d'ions ferII consommés par cette réaction ; sachant que dans le mélange initial les ions fer II sont en excès. .

2) Une fois le dégagement gazeux est terminé , on dose les ions ferII restants par une solution de permanganate de potassium KMnO_4 à $C_2=0,05 \text{ mol.L}^{-1}$

L'équivalence est obtenue pour $V_{\text{KMnO}_4}=V_2=12\text{mL}$.

a) Ecrire les demi - équations électroniques puis l'équation bilan de la réaction. Déduire les couples redox mis en jeu .

b) Calculer la quantité d'ions ferII dosés par cette réaction .

3) Calculer la concentration C_0 de la solution (S).

10

On fait réagir une solution aqueuse de permanganate de potassium KMnO_4 de concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ sur une solution de dioxyde de soufre SO_2 de concentration C_2 inconnue et de volume $V_2 = 10\text{mL}$. L'équation de la réaction redox ayant lieu est :



A l'équivalence, le volume de la solution aqueuse de permanganate de potassium versée est $V_1 = 5\text{mL}$.

1. D'après l'équation-bilan, trouver la relation entre les quantités de matière de SO_2 et de MnO_4^-

2. Exprimer ces quantités en fonction de V_1, C_1, V_2, C_2 .

3. A l'aide des relations trouvées aux deux questions précédentes, exprimer la concentration C_2 en SO_2 en fonction de V_1, C_1, V_2 puis calculer sa valeur.

11

A partir d'une solution étalon (S_e) de chlorure de potassium (KCl) de concentration molaire $C_e = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on prépare six solutions diluées et à l'aide d'un montage conductimétrique on mesure la conductance G de chaque solution. Les résultats de l'expérience sont donnés dans le tableau suivant :

Concentration molaire ($10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$)	0,24	0,48	0,96	1,44	1,92	2,4
Conductance (millisiemens)	0,28	0,56	1,16	1,70	2,28	2,78

1) Tracer la courbe d'étalonnage $G = f(C)$.

2) Une solution de chlorure de potassium est vendue au pharmacie dans des ampoules de volume $v = 20 \text{ ml}$ contenant chacune une masse m de (KCl). La mesure de la conductance de cette solution a donné $G_0 = 293$ millisiemens.

• La courbe d'étalonnage obtenue permet-elle de déterminer directement la concentration molaire C_0 de la solution de l'ampoule ? Justifier la réponse.

3) On dilue 200 fois le contenu de l'ampoule et on mesure de nouveau la conductance, on obtient $G_1 = 1,88$ millisiemens.

- a / Déterminer la concentration C_1 de la solution diluée du KCl .
 b / Déduire la concentration C_0 de la solution contenue dans l'ampoule.
 c / Déterminer la quantité de matière de KCl dans cette ampoule, en déduire la masse m correspondante.

On donne :

$$M(K) = 39 \text{ g.mol}^{-1} \quad \text{et} \quad M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

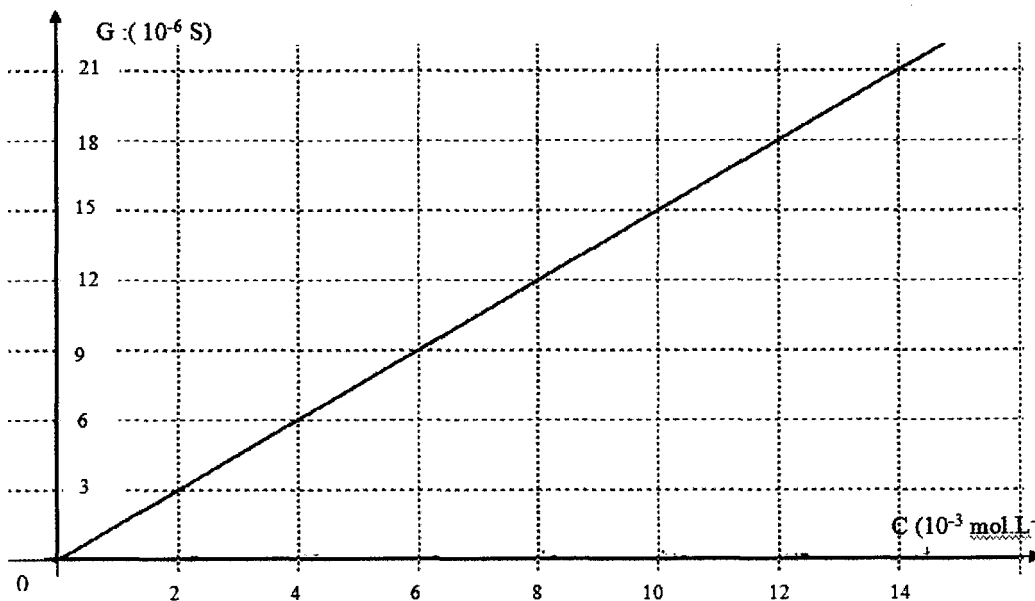


Soit une solution S_0 d'iodure de potassium de concentration C_0 que l'on veut déterminer.

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

Soit une solution S_1 de KI obtenue par dilution **10 fois** de S_0 . La mesure, dans les mêmes conditions que les solutions précédentes, de la conductance de S_1 donne $G_1 = 15 \cdot 10^{-6} \text{ S}$.

- 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_1 de la solution S_1 .
 b- En déduire la concentration C_0 de S_0 .
 c- Calculer la masse m de KI à dissoudre dans l'eau pour obtenir 500 mL de S_0 .

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 diiode.

a- Ecrire l'équation de la réaction chimique qui se produit sachant que les couples redox mis en jeu sont I_2/I^- et H_2O_2/H_2O

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

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



Le dioxyde de soufre SO_2 est l'un des gaz qui contribue à la pollution de l'atmosphère terrestre. On se propose de déterminer le pourcentage de SO_2 dans un litre d'air. Pour cela, on fait barboter 10 L d'air dans un volume $V = 1 \text{ L}$ d'eau pure . On obtient alors une solution aqueuse S de dioxyde de soufre de volume $V = 1 \text{ L}$.

On prélève un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ de la solution S au quel on ajoute un volume $V_2 = 10 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse S_2 de diode I_2 de concentration $C_2 = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et quelques gouttes d'une solution aqueuse d'empois d'amidon qui colore le mélange en bleu violacé.

1- a- Ecrire les équations des deux demi réactions qui se produisent dans le mélange sachant que les couples redox mis en jeu sont : I_2/I^- et SO_4^{2-}/SO_2

b- Déduire l'équation bilan de la réaction.

2- Après un temps très long, on constate que la couleur bleue du mélange persiste.

On dose le diiode en excès par une solution (S_3) de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentration molaire $C_3 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'équivalence est obtenue lorsqu'on a ajouté un volume $V_3 = 30 \text{ mL}$ de (S_3).

a)- Ecrire l'équation bilan de la réaction de dosage qui met en jeu les couples redox : I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$.

b)-Calculer la quantité de matière de diode dosé.

c) – Déterminer la quantité de matière de SO_2 dans la solution S .

d)– Déduire le pourcentage de SO_2 dans 1 L d'air.

On donne : Volume molaire de l'air : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

e)-Calculer la concentration C' de la solution de SO_2 .



On considère un échantillon de chlorure de calcium ($CaCl_2$) de masse 222 g .

1- calculer la quantité de matière de chlorure de calcium contenue dans cet échantillon.

2- a-Calculer la masse de chlorure de sodium ($NaCl$) qui renferme la même quantité de matière que l'échantillon de chlorure de calcium

b- on dissout cette masse dans l'eau pour obtenir une solution aqueuse de chlorure de sodium de volume $V = 2 \text{ L}$. calculer la concentration de la solution obtenue.

On donne : $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{\text{Cl}} = 35.5 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{\text{Ca}} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$



L'analyse d'un échantillon de fonte (alliage fer-carbone) de masse $m = 1 \text{ kg}$ à donné un pourcentage en masse de carbone 3%.

1- Calculer les masses de carbone et de fer contenues dans cet échantillon.

2- En déduire les quantités de matière de fer et de carbone.

On donne : $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$



1) On dissout 35,1g de chlorure de sodium dans l'eau pour obtenir une solution (S_1) de volume $V_1 = 200 \text{ mL}$.

a- Calculer la quantité de matière de chlorure de sodium contenue dans la solution (S_1)

b- Ecrire l'équation de la dissociation du chlorure de sodium dans l'eau sachant qu'il s'agit d'un électrolyte fort.

c- Calculer la quantité de matière de chaque ion présent dans la solution (S_1).

d- Déduire la concentration de chaque ion dans (S_1).

2) (S_2) est une solution de chlorure de ferII (FeCl_2) de volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ et de concentration molaire $C_2 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

a- Calculer la masse de chlorure de ferII dissous dans la solution (S_2).

b- Ecrire l'équation de l'ionisation (FeCl_2) dans l'eau.

c- Calculer la quantité de chaque ion présent dans la solution (S_2).

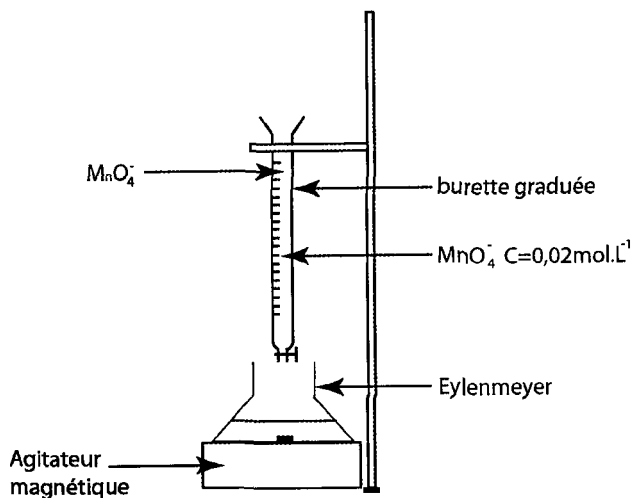
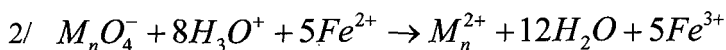
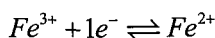
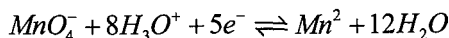
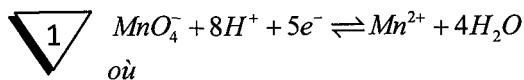
3) On mélange les deux solutions (S_1) et (S_2) on obtient un mélange homogène M.

a- Calculer la quantité de matière de chaque ion présent dans le mélange M.

b- Déduire la concentration de chaque ion.

On donne : $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$

Corrigés



3/ La décoloration immédiate montre que l'ions MnO_4^- (rose) a réagi avec les ions Fe^{2+} pour se transformer en ions Mn^{2+} incolore.

4/ Cette phase du dosage est appelée équivalence redox.

$$5/ \text{ a- A l'équivalence : } \frac{n_{Fe^{2+}}}{5} = \frac{n_{MnO_4^-}}{1}$$

$$n_2 = 5n_{MnO_4^-}$$

$$n_2 = 5CV_e$$

$$\text{AN : } n_2 = 5 \times 0,02 \times 21,5 \cdot 10^{-3} = 2,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{b/ } n_2 = C_r \cdot V_r \Rightarrow C_r = \frac{n_2}{V_r} = \frac{2,15 \cdot 10^{-3}}{25 \cdot 10^{-3}} = 8,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1}$$

$$c/ C_r = \frac{n}{V} = \frac{n}{M.V} \Rightarrow m = C.M.V$$

$$AN : m = 8,6 \times 10^{-2} \times 152 \times 0,5 = 6,53g$$

d/ - Peser une masse $m = 6,53g$ de F_2SO_4

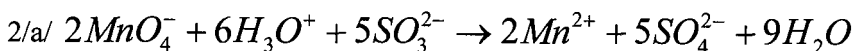
- Placer cette masse dans une fiole jaugée de 500 mL à moitié remplie d'eau
- Agiter jusqu'à la dissolution de m
- Ajouter de l'eau distillée jusqu' au trait de jauge.



1-a- La coloration immédiate de la solution montre que l'ions MnO_4^- (rose) a réagi avec les ions

SO_3^{2-} et se transforme en ions Mn^{2+} (incolore)

-b- La persistance de la coloration rose montre que l'équivalence Redox est atteint.



$$A \text{ l'équivalence } \frac{n(MnO_4^-)}{2} = \frac{n(SO_3^{2-})}{5}$$

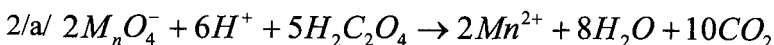
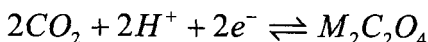
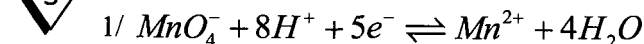
$$b/ \frac{C_2.V_2}{2} = \frac{C_1.V_1}{5} ?$$

$$\Rightarrow C_1 = \frac{5C_2V_2}{2V_1}$$

$$C_1 = \frac{5 \times 0,02 \times 10^1 \times 10^{-3}}{2 \times 5 \times 10^{-3}} = 0,1 mol L^{-1}$$

$$3/ n = \frac{m}{M} = C.V \Rightarrow \boxed{m = C_1.M.V}$$

$$AN : m = 0,1 \times 126 \times 0,2 = 2,52g$$



$$b/ A1' \text{ équivalence : } \frac{n(MnO_4^-)}{2} = \frac{n(H_2C_2O_4)}{5}$$

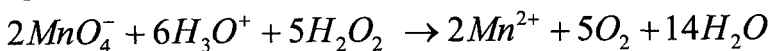
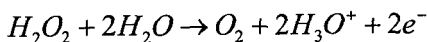
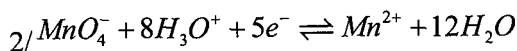
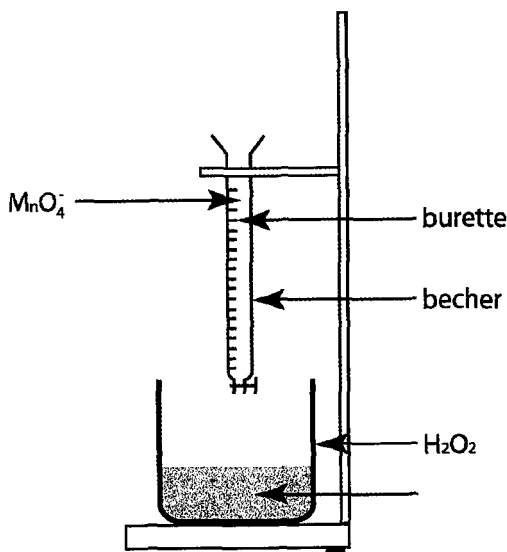
$$\frac{C_1 V_1}{2} = \frac{C_2 V_2}{5}$$

$$C_2 = \frac{5C_1 V_1}{2V_2} = \frac{5 \times 0,5 \times 10 \cdot 10^{-3}}{2 \times 25 \cdot 10^{-3}} = 0,5 \text{ mol } L^{-1}$$

$$\begin{aligned} \text{c/ } m &= C_2 M \cdot V = 0,5 [2 \times 1 + 2 \times 12 + 4 \times 16] \times 1 \\ &= 45 \text{ g} \end{aligned}$$



1/



$$\text{A l'équivalence } \frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{H}_2\text{O}_2)}{5}$$

$$3/\text{a/ } n_0 = C_0 \cdot V_0 \Rightarrow V_0 = \frac{n_0}{C_0} = \frac{1,6 \cdot 10^{-4}}{0,02} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$\text{b/ } \frac{n}{2} \text{MnO}_4^- = \frac{n}{5}(\text{H}_2\text{O}_2)$$

$$\frac{C_0 \cdot V_0}{2} = \frac{C_r \cdot V_r}{5}$$

$$C_r = \frac{5C_0 V_0}{2V_r} = \frac{5 \times 0,02 \times 8 \cdot 10^{-3}}{2 \times 4 \times 10^{-3}}$$

4/

C_R	Reste inchangé
$n_R = C_R \cdot V_R$	Reste inchangé
n_{OE}	Reste inchangé
V_{OE}	Reste inchangé

5

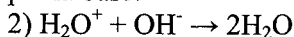
- 1) Vrai
- 2) faux
- 3) vrai
- 4) vrai
- 5) faux c'est le Simens (S)
- 6) faux

6

- 1) c- $\rho = \frac{m}{V}$
- 2) a- le même volume molaire.
- 3) b- $n = \frac{m}{M}$

7

1) L'équivalence acido-basique est obtenu lorsque la quantité de matière d'ions H_3O^+ apportés par l'acide est égale à la quantité de matière d'ions OH^- apportés par la base.



3) A l'équivalence

$$n_{(H_3O^+)} = n_{(OH^-)}$$

$$C_A V_{AE} = C_{B1} \times V_B$$

$$\Rightarrow C_{B1} = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} = \frac{0,2 \times 17}{20} = 0,17 \text{ mol.L}^{-1}$$

4) La solution commerciale a été diluée 5 fois

$$\Rightarrow C_B = 5 \times C_{B1} = 5 \times 0,17 = 0,85 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$5) C_B = \frac{n}{V} = \frac{m}{M.V}$$

$$\Rightarrow \boxed{m = C_B \times M_{(NaOH)} \times V}$$

$$\text{AN : } m = 0,85 \times (23 \times 16 + 1) \times 1$$

$$\boxed{m = 34g}$$



$$1) C_A V_B = C_B V_B \quad \text{à l'équivalence}$$

$$C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{0,1 \times 20}{10} = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

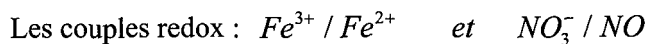
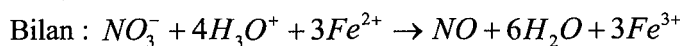
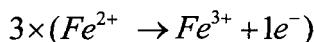
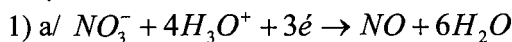
$$2) n = C_A \times V$$

$$n = 0,2 \times 0,4 = 0,08 \text{ mol}$$

$$\boxed{n = 0,08 \text{ mol}}$$

$$3) n = \frac{V_0}{V_M} \Rightarrow \boxed{V_0 = n \cdot V_M}$$

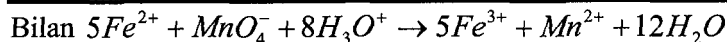
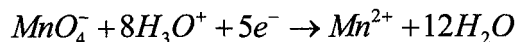
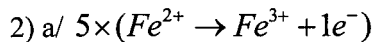
$$\Rightarrow V_0 = 0,08 \times 24 = 1,92 \text{ L}$$



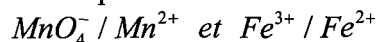
b/ D'après l'équation bilan :

$$n_{(\text{Fe}^{2+})\text{consommé}} = 3n_{(\text{NO}_3^-)} = 3 \times C_1 V_1 = 3 \times 0,1 \times 10^{-2}$$

$$\boxed{n_{(\text{Fe}^{2+})\text{consommé}} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = n_1}$$



Les couples redox :



b/ Soit n_2 le nombre de moles dosées par cette réaction.

$$n_2 = 5n_{(\text{MnO}_4^-)} = 5 \times C_2 V_2 \quad ; \text{AN} \quad n_2 = 5 \times 0,05 \times 12 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

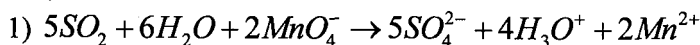
3) Calcul de C_0 :

$$C_0 = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{V_0} = \frac{n_1 + n_2}{V_0}$$

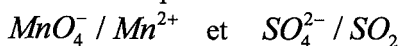
$$C_0 = \frac{3 \cdot 10^{-3} + 3 \cdot 10^{-3}}{60 \cdot 10^{-3}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C_0 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

10



Les deux couples sont :



$$2) n_{\text{SO}_2} = \frac{5}{2} n_{\text{MnO}_4^-}$$

$$2/ n_{\text{MnO}_4^-} = C_1 V_1 \quad \text{et} \quad n_{\text{SO}_2} = C_2 V_2$$

$$3/- C_2 V_2 = \frac{5}{2} C_1 V_1$$

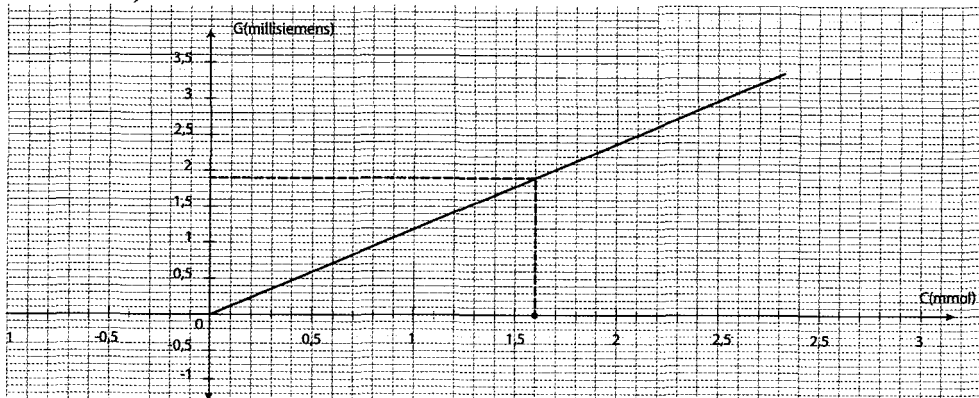
$$C_2 = \frac{5 C_1 V_1}{2 V_2}$$

$$\text{A.N: } C_2 = \frac{5 \times 0,1 \times 5}{2 \times 10}$$

$$C_2 = 0,125 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

11

1)



2) Non car $G_0=293$ millisimens ne figure pas sur l'axe des ordonnées

3°) On dilue 200 fois ; $G_1 = 1,88$ millisimens

a) d'après la courbe $G_1 = 1,88$ millisimens

$$\Rightarrow C_1 = 1,6 \text{ m mol} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } C_0 &= 200 C_1 \\ &= 1,6 \cdot 10^{-3} \times 200 = 0,32 \text{ mol.L}^{-1} \end{aligned}$$

$$C_0 = 0,32 \text{ mol.L}^{-1}$$

c) • La quantité de matière dans chaque ampoule est

$$n_0 = C_0 \times V = 0,32 \times 20 \cdot 10^{-3}$$

$$n_0 = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

• La masse m de KCl est

$$\begin{aligned} m &= n_0 \times M_{\text{KCl}} = n_0 \times (M_{\text{K}} + M_{\text{Cl}}) \\ &= 6,4 \cdot 10^{-3} \times (39 + 35,5) \end{aligned}$$

$$m = 0,4768 \text{ g}$$

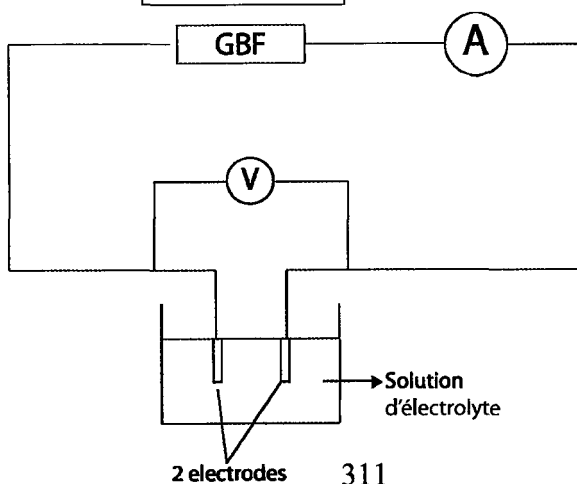
12

1)a/ On réalise le montage suivant l'ampèremètre mesure l'intensité efficace I .

Le voltmètre mesure la tension efficace. U

La conductance

$$G = \frac{I}{U}$$



b) $G = f(c)$ est une droite linéaire

$G = K \times C$ avec K = la pente de la droite

$$= \frac{9 \cdot 10^{-6}}{6 \cdot 10^{-3}} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ S} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{L}$$

$\Leftrightarrow$

$$G = 1,5 \cdot 10^{-3} C$$

c) La conductance est proportionnelle à la concentration

$\Rightarrow$ Si on dilue la solution, C diminue et G diminue la solution devient moins conductrice

2)a/ D'après la courbe :

$$G_1 = 15 \cdot 10^{-6} \text{ S} \Rightarrow C_1 = 10 \cdot 10^{-3}$$

$$C_1 = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

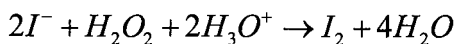
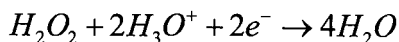
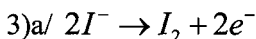
$$\text{b/ } C_0 = 10 \times C_1$$

$$C_0 = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{c/ } C_0 = \frac{n}{v} = \frac{m}{M \cdot V} \Rightarrow m = C_0 \cdot M \cdot V$$

$$\text{A.N: } m = 10^{-1} \times (39 + 127) \times 0,5$$

$$m = 8,3 \text{ g}$$



$$\text{b/ } n_{(\text{I}^-)} = C_1 \cdot V_1 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{(\text{H}_2\text{O}_2)} = C_2 \cdot V_2 = 0,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

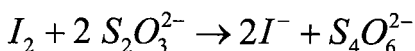
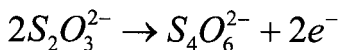
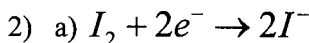
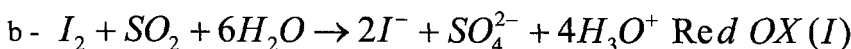
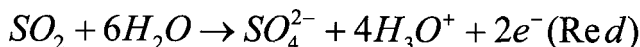
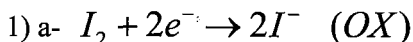
$$n_{(\text{I}^-)\text{restant}} = n_{(\text{I}^-)\text{total}} - n_{(\text{I}^-)\text{réagi}}$$

$$= 2 \cdot 10^{-4} - 2 \times 0,5 \cdot 10^{-4}$$

$$= 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow [I^-] = \frac{n_{(I^-)_{\text{res}} \tan t}}{V_1 + V_2} = \frac{10^{-4}}{52 \cdot 10^{-3}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[K^+] = \frac{n_{K^+}}{V_1 + V_2} = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{25 \cdot 10^{-3}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$



b) $n_{I_2} = \frac{1}{2} n_{S_2O_3^{2-}} = n_{(I_2)_{\text{res}} \tan t}$

$$n_{(I_2)_r} = \frac{1}{2} C_3 V_3$$

AN $n_{I_2} = \frac{1}{2} 10^{-3} \times 0,03 = 1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$

c) • Le nombre de mole de I_2 dans $V_2=10\text{mL}$ de (S_2) est

$$n_{(I_2)_0} = C_2 V_2 = 2 \cdot 10^{-3} \times 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$

• Le nombre de moles de I_2 réagi avec $V_1=20 \text{ mL}$ de (S) est

$$n_{(I_2)_{\text{réagi}}} = n_{(I_2)_0} - n_{(I_2)_r}$$

$$\Rightarrow n_{(I_2)_{\text{réagi}}} = 2 \cdot 10^{-5} - 1,5 \cdot 10^{-5} = 0,5 \cdot 10^{-5}$$

$$n_{(I_2)_{\text{réagi}}} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

• Le nombre de moles de SO_2 contenu dans $V_1 = 20\text{mL}$ de (S) est le nombre de moles de SO_2 qui réagit dans la réaction (I).

$$\Rightarrow n_{\text{SO}_2} = n_{(I_2)_{\text{réagit}}} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$

• Dans un 1L de (S), $n'_{\text{SO}_2} = \frac{n_{(\text{SO}_2)}}{V_1} \times 1 = \frac{5 \cdot 10^{-6}}{0,020} \times 1 = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

d) • 10L d'air contiennent $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de SO_2

• 1L d'air contient $2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$, de SO_2

• 1L d'air correspond à $\frac{1}{24} = 4,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'air

• Le pourcentage de SO_2 dans l'air est $\% \text{SO}_2 = \frac{n_{(\text{SO}_2)}}{n_{(\text{air})}} \times 100$

$$= \frac{2,5 \cdot 10^{-5}}{4,16 \cdot 10^{-2}} \times 100$$

$$\boxed{\% \text{SO}_2 = 0,060\%}$$

14

$$1) n_{\text{CaCl}_2} = \frac{m}{M_{(\text{CaCl}_2)}} = \frac{222}{(40 + 2 \times 35,5)} = 2 \text{ mol}$$

$$2) \text{ a- } m_{\text{NaCl}} = n \times M_{\text{NaCl}} \\ = 2 \times (23 + 35,5) = 117 \text{ g}$$

$$\boxed{m = 117 \text{ g}}$$

$$\text{b- } C = \frac{n}{V} = \frac{2}{2} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

15

$$1) \%C = \frac{m_C}{m} \times 100 \Rightarrow \boxed{m_C = \frac{\%C \times m}{100}}$$

$$m_C = \frac{3 \times 1}{100} = 0,03 \text{ Kg} \\ = 30 \text{ g}$$

$$m_C = 30g$$

$$m = m_C + m_{Fe}$$

$$m_{Fe} = m - m_C = 1 - 0,03 = 0,97kg$$

$$m_{Fe} = 970g$$

$$2) n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{970}{56} = 17,32mol$$

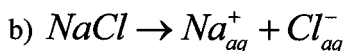
$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{30}{12} = 2,5mol$$



$$1) a) n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}}$$

$$M_{NaCl} = M_{Na} + M_{Cl} = 23 + 35,5 = 58,5g.mol^{-1}$$

$$\Rightarrow n_{NaCl} = \frac{35,1}{58,5} = 0,6mol.$$



$$c) n_{Na^{+}} = n_{Cl^{-}} = n_{NaCl} = 0,6mol.$$

$$d) [Na^{+}] = [Cl^{-}] = \frac{n}{V} = \frac{0,6}{0,2} = 3mol.L^{-1}$$

2) (S₂) est une solution de FeCl₂

$$a) m = n \times M_{FeCl_2}$$

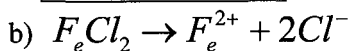
$$\text{Or } n = C_2 V_2$$

$$\Rightarrow m = C_2 V_2 \times M_{FeCl_2}$$

$$\text{Or } M_{FeCl_2} = M_{Fe} + 2M_{Cl} = 56 + 2 \times 35,5 \\ = 127g.mol^{-1}$$

$$\textcircled{1} \Rightarrow m = 0,2 \times 0,1 \times 127$$

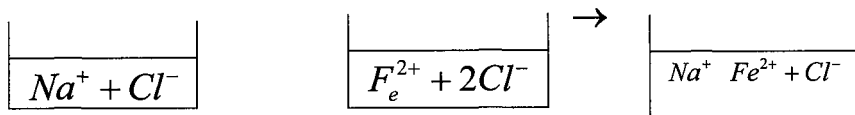
$$m = 2,54g$$



$$c) n_{Fe^{2+}} = n_{FeCl_2} = C_2 V_2 = 0,2 \times 0,1 = 0,02 mol$$

$$n_{Cl^-} = 2n_{FeCl_2} = 2C_2 V_2 = 2 \times 0,2 \times 0,1 = 0,04 mol.$$

3) a) (S₁) (S₂) (M)



Dans le mélange M :

$$n_{Na^+} = C_1 V_1 = 0,6 mol.$$

$$n_{Fe^{2+}} = C_2 V_2 = 0,02 mol.$$

$$\begin{aligned} n_{Cl^-} &= n_{(Cl^-)_{s_1}} + n_{(Cl^-)_{s_2}} = C_1 V_1 + 2C_2 V_2 \\ &= 0,6 + 2 \times 0,02 = 0,64 mol \end{aligned}$$

$$b) [Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_1 + V_2} = \frac{0,6}{0,2 + 0,1} = \frac{0,6}{0,3} = 2 mol.L^{-1}$$

$$[Fe^{2+}] = \frac{n_{Fe^{2+}}}{V_1 + V_2} = \frac{0,02}{0,3} = 0,0666 mol.L^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V_1 + V_2} = \frac{0,64}{0,3} = 2,13 mol.L^{-1}$$