

Nom et Prénom :, N d'examen:

Exercice 1 : Tensions d'électrodes

On désire mesurer les tensions des solutions suivantes :

- a- Solution A : Mélange Fe^{2+} et Fe^{3+}
- b- Solution B : Solution de Fe^{2+}
- c- Solution C : Solution Ag^+
- d- Solution D : Solution d'ions chlorures

On dispose par ailleurs des électrodes suivantes : Electrode de Fer, Electrode $\text{Ag}/\text{AgCl}_{\text{solide}}$, Electrode Ag/AgCl , $\text{KCl}_{\text{saturé}}$, Electrode au calomel, Electrode de Platine, Electrode d'Argent
Donner pour chacune des solutions (A,B,C et D) en justifiant le couple d'électrode à utiliser pour mesurer la tension en spécifiant le type d'électrode (1^{ère}, 2^{ème} ou 3^{ème} espèce).

Exercice 2 : titrage conductimétrique

On désire étudier le dosage conductimétrique d'une solution d'ammoniaque (NH_3) par HCl .

- 1- Donner l'équation du dosage.
- 2- Donner en justifiant l'allure de la courbe conductimétrique

Pour réaliser ce dosage, nous avons effectué une prise d'essai de 25 mL à laquelle on a ajouté 200 mL d'eau distillée. Les coordonnées du point équivalent sont :

$$V_{\text{eq}} = 22 \text{ mL et } \chi_{\text{eq}} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ Scm}^{-1}$$

- 3- Calculer la concentration de l'ammoniaque sachant que la normalité de l'acide est 0,1 N.
- 4- Calculer $\Lambda(\text{NH}_4\text{Cl})$ expérimentale et la comparer à la valeur théorique.

On donne λ_i ($\text{S}\cdot\text{eq}^{-1} \text{ cm}^2$) : H^+ (350) ; NH_4^+ (73,4) ; Cl^- (76) ;)

Exercice 3 : Electrodes spécifiques

On désire déterminer la teneur en fluor dans un tube de 100 g de dentifrice par la méthode de la droite d'étalonnage. Pour cela on pesé 2 g de pâte de dentifrice qu'on a dissout dans 50 mL de tampon acétique. Après analyse, on a trouvé que la concentration en fluorure dans l'échantillon était de $2,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$, Calculer la quantité de fluorure (en mg) présente dans le tube de 100g.

On donne la masse atomique du Fluore : 19 g/mol

Nom et Prénom :, N d'examen:

Exercice 1 : Tensions d'électrodes

On désire mesurer les tensions des solutions suivantes :

- a- Solution A : Mélange Fe^{2+} et Fe^{3+}
- b- Solution B : Solution de Fe^{2+}
- c- Solution C : Solution Ag^+
- d- Solution D : Solution d'ions chlorures

On dispose par ailleurs des électrodes suivantes : Electrode de Fer, Electrode $Ag/AgCl_{solide}$, Electrode $Ag/AgCl, KCl_{saturé}$, Electrode au calomel, Electrode de Platine, Electrode d'Argent
Donner pour chacune des solutions (A,B,C et D) en justifiant le couple d'électrode à utiliser pour mesurer la tension en spécifiant le type d'électrode (1^{ère}, 2^{ème} ou 3^{ème} espèce).

1,1) a) Fe^{2+}, Fe^{3+} on doit utiliser une électrode de Platine et une référence au Calomel comme référence
il s'agira d'une électrode de 3^{ème} espèce $Pt./Fe^{3+}, Fe^{2+}$
 $Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$

1,1) b) Fe^{2+} , on doit utiliser une électrode de Fer et une électrode de référence au Calomel
il s'agira d'une électrode de 1^{ère} espèce Fe/Fe^{2+}
 $Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$

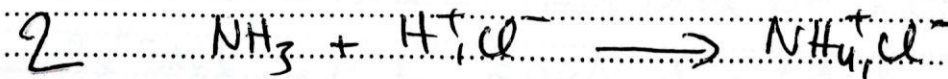
2,1) c) Ag^+ , on doit utiliser une électrode d'Argent et une électrode de référence au Calomel
il s'agira d'une électrode de 1^{ère} espèce Ag/Ag^+
 $Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$

2,1) d) Cl^- on doit utiliser une $Ag/AgCl$ avec une électrode de référence au Calomel
il s'agira d'une électrode de deuxième espèce
 $Ag/AgCl_s, Cl^-$
 $AgCl_s + e^- \rightleftharpoons Ag + Cl^-$

Exercice 2 : titrage conductimétrique

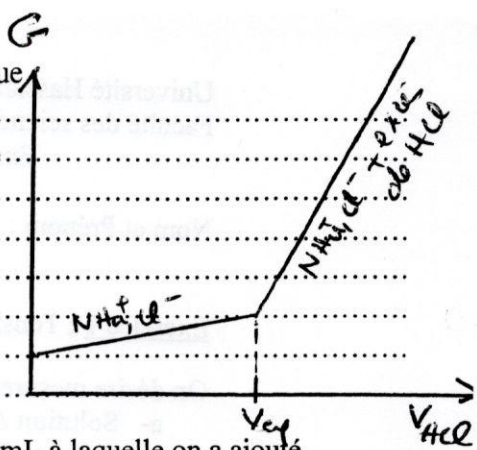
On désire étudier le dosage conductimétrique d'une solution d'ammoniaque (NH_3) par HCl.

1- Donner l'équation du dosage.



2- Donner en justifiant l'allure de la courbe conductimétrique

3 Avant l'équivalence, on génère en solution les ions NH_4^+ et Cl^- , ce qui va entraîner l'augmentation de la conductivité de la solution. Après l'équivalence, l'excès de H^+ et Cl^- entraîne une augmentation plus rapide se traduisant par un changement de pente.



Pour réaliser ce dosage, nous avons effectué une prise d'essai de 25 mL à laquelle on a ajouté 200 mL d'eau distillée. Les coordonnées du point équivalent sont :

$$V_{eq} = 22 \text{ mL et } \chi_{eq} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ Scm}^{-1}$$

3- Calculer la concentration de l'ammoniaque sachant que la normalité de l'acide est 0,1 N.

à l'équivalence $N_{\text{NH}_3} \times V_{\text{NH}_3} = N_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}}$ $N_{\text{NH}_3} = \frac{N_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NH}_3}}$

2 $N_{\text{NH}_3} = \frac{0,1 \times 22}{25} = 0,088 \text{ eq/L}$ $C_{\text{NH}_3} = N_{\text{NH}_3} = 0,088 \text{ mol/L}$

4- Calculer $\Lambda(\text{NH}_4\text{Cl})$ expérimentale et la comparer à la valeur théorique.

$$\Lambda_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{1000 \times N_{\text{théor}}}{z \times C_{\text{NH}_4\text{Cl}}} \quad z=1 \quad C_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{N_{\text{théor}}}{V_T} = \frac{C_{\text{NH}_3} \times V_{\text{NH}_3}}{V_T}$$

1 $C_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{0,088 \times 25}{25 + 200 + 22} = \frac{0,088 \times 25}{247} = 0,0089 \text{ mol/L}$

1 $\Lambda_{\text{NH}_4\text{Cl}}(\text{exp}) = \frac{1000 \times 1,2 \times 10^{-3}}{0,0089} = 134,8 \text{ S eq}^{-1} \text{ cm}^2$

On donne λ_i ($\text{S} \cdot \text{eq}^{-1} \cdot \text{cm}^2$) : H^+ (350) ; NH_4^+ (73,4) ; Cl^- (76) ;

1 $\Lambda_{\text{NH}_4\text{Cl}}(\text{théor}) = \lambda_{\text{NH}_4^+} + \lambda_{\text{Cl}^-} = 73,4 + 76 = 149,4 \text{ S eq}^{-1} \text{ cm}^2$

Les deux valeurs sont du même ordre de grandeur

Exercice 3 : Electrodes spécifiques

On désire déterminer la teneur en fluor dans un tube de 100 g de dentifrice par la méthode de la droite d'étalonnage. Pour cela on a pesé 2 g de pâte de dentifrice qu'on a dissout dans 50 mL de tampon acétique. Après analyse, on a trouvé que la concentration en fluorure dans l'échantillon était de $2,1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$. Calculer la quantité de fluorure (en mg) présente dans le tube de 100g.

On donne la masse atomique du Fluore : 19 g/mol

on $C_{\text{F}^-} = 2,1 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \rightarrow$ dans 50 mL ça a

2 dans 2g on a : $n_{\text{F}^-} = C \times V = 2,1 \times 10^{-4} \times 50 \times 10^{-3}$
 $= 1,05 \times 10^{-5} \text{ moles}$
 $m(\text{F}^-) = n(\text{F}^-) \times M(\text{F}^-) = 1,05 \times 10^{-5} \times 19 = 2 \times 10^{-4} \text{ g}$

2 dans le tube de 100g il ya $2 \times 10^{-4} \times 50 = 0,01 \text{ g}$
 $= 10 \text{ mg}$