

MESURE DE pH

I> But des travaux pratiques :

Réalisations de dilutions, utilisation du pH-mètre ; se familiariser avec des consignes de sécurité.

II> Consignes de sécurité :

Pour des concentrations supérieures ou égales à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, il faut utiliser bien-sûr une blouse en coton mais également des lunettes de protection et des gants si disponibles.

Ne pas oublier par ailleurs d'attacher s.v.p. les cheveux longs.

III> pH-mètre :

→ voir avec votre professeur: présentation, étalonnage, utilisation...

Ces consignes doivent être notées et bien sûr retenues pour l'épreuve de T.P. du baccalauréat et les autres T.P. sur les acides et les bases.

IV> Etude de solutions aqueuses d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) :

1> Préparation des solutions diluées :

Vous disposez au départ d'une solution S_1 de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

⇒ Quelle est la concentration des ions hydronium $[\text{H}_3\text{O}^+]$? Expliquer.

⇒ Pour des concentrations C_i , qu'elle est la relation entre C_i et $[\text{H}_3\text{O}^+]$?

Vous devez préparer des solutions par dilution de volume 50 mL : à expliquer sur votre compte rendu.

-> S_2 solution de concentration $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et S_3 solution de concentration $C_3 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

2> pH des solutions diluées préparées :

Compléter le tableau suivant :

	S_1	S_2	S_3
C_i (en mol.L^{-1})	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}
$[\text{H}_3\text{O}^+]_i$			
$-\log [\text{H}_3\text{O}^+]_i$			
pH expérimental			
Ecart relatif			

⇒ Comparer les valeurs expérimentales (pH) avec les valeurs calculées ($-\log [\text{H}_3\text{O}^+]_i = -\log C_i$) en calculant l'écart relatif dans le tableau des premières par rapport aux secondes.

⇒ Conclure pour des solutions diluées.

3> préparation de solutions concentrées :

Remarque importante : Prendre rapidement le pH pour les solutions concentrées et rincer ensuite abondamment les électrodes, car elles n'apprécient guère ces concentrations!!

Vous disposez au départ d'une solution S_1 de concentration $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

Vous devez préparer une solution S_2 par dilution de volume 50 mL et de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$: à expliquer sur votre compte rendu.

4> pH des solutions concentrées préparées :

Compléter le tableau suivant :

	S_1	S_2
C_i (en mol.L^{-1})	1	0,1
$[\text{H}_3\text{O}^+]_i$		
$-\log [\text{H}_3\text{O}^+]_i$		
pH expérimental		
Ecart relatif		

⇒ Comparer les valeurs expérimentales (pH) avec les valeurs calculées ($-\log [\text{H}_3\text{O}^+]$) en calculant l'écart relatif dans le tableau des premières par rapport aux secondes.

⇒ Conclure pour des solutions concentrées.

V> Etude de solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$) :

1> *Préparation des solutions diluées :*

Vous disposez au départ d'une solution S_1 de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

⇒ Quelle est la concentration des ions hydronium $[\text{OH}^-]$? Expliquer.

⇒ Pour des concentrations C_i , qu'elle est la relation entre C_i et $[\text{OH}^-]$?

Vous devez préparer des solutions par dilution de volume 50 mL : à expliquer sur votre compte rendu.

-> S_2 solution de concentration $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et S_3 solution de concentration $C_3 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

2> *pH des solutions diluées préparées :*

Compléter le tableau suivant :

	S_1	S_2	S_3
C_i (en mol.L^{-1})	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}
$[\text{OH}^-]_i$			
pH expérimental			
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exp}} = 10^{-\text{pH}}$			
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exp}} * [\text{OH}^-]_i$			
Ecart relatif			

⇒ Comparer les valeurs expérimentales du $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exp}} * [\text{OH}^-]_i$ avec la valeur théorique du cours en complétant la ligne écart relatif du tableau, écart de l'expérience par rapport à la théorie.

⇒ Conclure avec cette dernière ligne du tableau pour des solutions diluées.

3> *préparation de solutions concentrées :*

Remarque importante : Prendre rapidement le pH pour les solutions concentrées et rincer ensuite abondamment les électrodes, car elles n'apprécient guère ces concentrations !

Vous disposez au départ d'une solution S_1 de concentration $C_1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

Vous devez préparer une solution S_2 par dilution de 50 mL et de concentration $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$: à expliquer sur votre compte rendu.

4> *pH des solutions concentrées préparées :*

Compléter le tableau suivant :

	S_1	S_2
C_i (en mol.L^{-1})	1	0,1
$[\text{OH}^-]_i$		
pH expérimental		
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exp}} = 10^{-\text{pH}}$		
$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exp}} * [\text{OH}^-]_i$		
Ecart relatif		

⇒ Comparer les valeurs expérimentales du $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{exp}} * [\text{OH}^-]_i$ avec la valeur théorique du cours en complétant la ligne écart relatif du tableau, écart de l'expérience par rapport à la théorie.

⇒ Conclure avec cette dernière ligne du tableau pour des solutions concentrées.