

T.P N° 1Préparation des solutions (acides – basiques – tampons)1- Définitions :1. Solutions acides :

Toutes les solutions acides contiennent l'ion hydronium H_3O^+ . On appelle solution acide toute solution aqueuse qui renferme davantage d'ion hydronium que l'eau pure.

Un acide toute substance susceptible de céder des protons H^+ au cours d'une réaction chimique. EX: L'acide chlorhydrique (HCl).

2. Solutions basiques:

Toutes les solutions basiques contiennent l'ion hydroxyde OH^- . On appelle solution basique toute solution aqueuse qui renferme davantage d'ion hydroxyde que l'eau pure.

Une base est toute substance capable de fixer des protons H^+ au cours d'une réaction chimique. EX: La soude ($NaOH$).

➤ Remarque

L'eau est à la fois acide et base : c'est une substance amphotère.

3. Solutions Tampons:

Solution tampon une solution dans laquelle on introduit ou on retire des ions H^+ par addition d'acide ou de base pour pH varie peu.

$$pH = pK_a + \log [Base] / [Acide]$$

• Solution Tampon acide:

EX: Tampon acétique ($pH \approx pK_a (CH_3COOH / CH_3COO^-) = 4.8$)

• Solution Tampon basique:

EX: Tampon ammoniacal ($pH \approx pK_a (NH_4^+ / NH_3) = 9.2$)

2 - Principe :

Préparer solution d'acide HCl (0.1N) et solution basique NaOH (0.1N), aussi on prépare solution tampon acétique (pH = 4.8) et solution tampon basique (pH = 9.2)

3 - Produits :

- Solution HCl (1N)
- Solution CH_3COOH (0.1N).
- Solution CH_3COONa (0.1N)
- Solution NH_3 (0.1N).
- Solution NH_4Cl (0.1N).

- NaOH solide.
- L'eau distillée.

4- Matériels :

Pipette – Burette – Erlenmeyer – Fiole – Creuset – Balance électrique – Plaque chauffante – Bêcher – Spatule – Eprouvette graduée.

5 - Mode opératoire :

- Solution acide :

A partir de la solution HCl (1N), on prépare une solution avec une concentration de 0,1M. Donnée : ($d = 1.19$, $P/P\% = 37.5\%$).

Pour cela on prend avec une pipette ($v = ?$ ml) de la solution précédente (la solution mère), on la met dans une fiole et on termine ce remplissage avec de l'eau distillée.

- Solution basique:

Nous voulons préparer une solution de NaOH avec une concentration de 0,1M. Pour cela on prend ($m = ?$ g) de NaOH : on la met dans une fiole et on termine ce remplissage avec de l'eau distillée, puis on mélange très bien la solution obtenue jusqu'à la dissolution totale des cristaux de NaOH.

- Solution Tampon acide ($\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$):

A partir de même volume et même concentration de solution d'acide acétique CH_3COOH et solution de sel CH_3COONa . ($v = 5$ ml)

- Solution Tampon basique ($\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$):

A partir de même volume et même concentration de solution NH_3 et solution de sel NH_4Cl . ($v = 5$ ml)

6 - Questions :

- Solution acide : Trouver le volume nécessaire de la solution mère ; pour obtenir cette solution.
- Solution basique: Trouver la masse nécessaire pour obtenir cette solution.
- Trouver le volume et le nombre de moles de NaOH nécessaire pour le dosage de 10 ml de HCl avec concentration de 0.1N.

T.P N° 2: pH-métrie

Définitions:

1-Du pH: Nous admettons que la concentration d'une solution en ion H_3O^+ peut toujours s'écrire sous la forme : 10^{-a} , même si a n'est pas un nombre entier.

On appelle pH la valeur absolue de l'exposant (a).

Le pH de l'eau pure (solution neutre) est 7.

Le pH d'une solution acide est inférieur à 7, et il est d'autant plus petit que la solution est acide.

Le pH d'une solution basique est supérieur à 7, et il est d'autant plus grand que la solution basique.

- Puisqu'il existe des acides et des bases faibles ou fortes, il est indispensable de définir une grandeur qui permette de mesurer l'acidité ou la basicité d'une solution : c'est le pH d'acide ou le base pour pH varie peu.

2- Principe :

Le **pH-mètre** est un appareil pour mesurer le pH d'une solution suivant le principe suivant :

Dans la séparation de deux solutions à deux pH différents par un séparateur fixe de verre, le potentiel (la d.d.p) relié par ΔpH entre les solutions.

On mesure le potentiel entre l'électrode de calomel (E.C.S) et l'électrode de verre, son potentiel varie en fonction de pH de solution.

ΔpH entre les électrodes données par la formule suivante : $E = a - b \text{ pH}$

1- Etalonnage d'un pH -mètre :

1- Principe : Chaque fois qu'on met un pH - mètre en marche on l'étalonne, il s'agit de corriger la réponse de l'électrode de verre.

2- Produits:

- Solution tampon acide et tampon basique qui ont déjà été préparés dans le 1^{er} T.P.
L'eau distillée.

3- Matériels:

✓ Pipette - Burette - Erlenmeyer - Fiole - (pH - mètre) - Plaque chauffante - Bêcher - Electrode - Eprouvette graduée.

4- Mode opératoire :

Le pH - mètre c'est un (millivoltmètre) électronique, après l'étalonnage du pH - mètre on peut lire directement les valeurs de (a , b) les constantes à l'aide des solutions tampons à une valeur de pH connue.

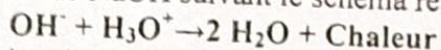
- Brancher le pH - mètre au réseau électrique.

- S'assurer que l'électrode est bien connectée.
 - Rincer l'électrode avec l'eau distillée.
 - Fixer la température de l'appareil à la température de la solution.
 - Immerger l'électrode dans une solution tampon de (pH = 4.8), attendre un instant, puis ajuster jusqu'à la valeur de pH de la solution tampon.
 - Rincer l'électrode avec l'eau distillée.
- On peut faire aussi la même procédure avec la solution de (pH = 9.2).

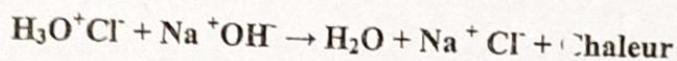
II-Dosage d'un acide fort par base forte (pH-métrie)

Définition:

On titre le HCl par la soude NaOH suivant le schéma réactionnel :



On peut écrire la réaction de neutralisation de HCl :



1- Principe :

Il consiste à repérer le point de neutralisation (ou point équivalent) lors du dosage d'un acide fort, dont la concentration est à déterminer, par une base forte de titre connu. Pour ce faire et dans les deux manipulations, on utilise les indicateurs colorés et le pH-mètre.

Mesurer le pH de neutralisation.

2- But de manipulation :

On réalise cette manipulation dans le double but de :

- Localiser ou repérer la zone de neutralisation (ou point équivalent) au moyen du changement de l'indicateur utilisé.
- Déterminer la concentration de l'acide fort à doser par la base forte de titre connu.

3- Réactifs utilisés :

- Solution HCl de normalité N_A à déterminer.
- Solution NaOH (0.1N).

4- Mode opératoire :

- Rincer la burette avec un peu de solution de NaOH (2 à 3 fois).
- Remplir la burette avec la solution de NaOH jusqu'au trait zéro.
- Prendre 10 ml de HCl par une pipette de 10 ml.
- Mettre dans une erlenmeyer de 250 ml.
- Immerger l'électrode dans la solution de HCl.
- Verser ml par ml la solution de NaOH dans la solution acide.
- Faire une lecture du pH au pH-mètre après chaque ajout (faire une moyenne de 5 lectures).

5- Expression des résultats:

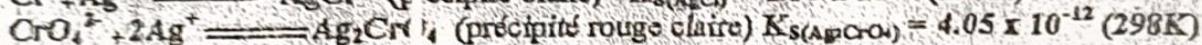
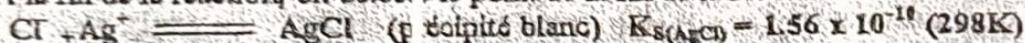
a- A partir des valeurs V_i des volumes de NaOH versés et des valeurs pH_i lues au pH-mètre, tracer la courbe ($\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$).

b- Calculer la molarité de cette solution d'acide chlorhydrique (HCl).

T.P N° 03(Dosage des ions de Cl par la méthode de MOHR)I- Principe et But:

On titre les ions Cl dans des milieux neutres par la solution de nitrates d'argent de concentration connue, avec l'existence de chromate de potassium (K_2CrO_4) comme indicateur coloré.

A la fin de la réaction, on détecte le point de la fin de la réaction selon les deux réactions :



Le but est de préciser la quantité de chromate de potassium soluble dans l'eau.

II- Matériels et produits:1- Réactifs:

- Solution de nitrate d'argent (V/35.5).
- Solution de K_2CrO_4 (P/P = 6 %).
- Solution de NaCl.

2- Matériels:

Pipette - Burette - Erlenmeyer - Plaque chauffante - Bêcher - Eprouvette graduée.

III- Mode opératoire :

- Prélever la quantité d'eau pour titrer les ions (Cl) à l'aide d'une pipette.
- Ajouter deux gouttes de (K_2CrO_4).
- Titrer par la solution de ($AgNO_3$) jusqu'à la coloration de rouge clair.

IV- Questions:

1. Calculer la concentration massique des ions Cl dans l'échantillon.
2. Calculer la concentration massique de NaCl dans l'échantillon.
3. Calculer la solubilité de AgCl et Ag_2CrO_4 par mol /dm³.
4. Expliquez pourquoi AgCl est moins soluble que Ag_2CrO_4 Si on a $K_{ps}(Ag_2CrO_4) < K_{ps}(AgCl)$

T.P N° 14Dosa de complexométrie (La dureté de l'eau)

Définitions: La dureté ou titre hydrométrique d'une eau correspond à la somme des concentrations en cations métalliques à l'exception de ceux des métaux alcalins et de l'ion hydrogène. Dans la plupart des cas la dureté est surtout due aux ions calcium et magnésium auxquels s'ajoutent quelquefois les ions de fer, aluminium, magnésium, strontium.

Dans l'eau sont déterminées :

- ❖ **La dureté totale D_H** : qui est la somme des concentrations calciques et magnésiennes (Ca^{2+} et Mg^{2+}).
- ❖ **La dureté temporaire D_T** : (ou carbonatée) qui est la somme des concentrations de $Ca(HCO_3)_2$ et $Mg(HCO_3)_2$.

La dureté temporaire disparaît à l'ébullition.

Par exemple : $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{\text{ébullition}} CaCO_3 + CO_2 + H_2O$.

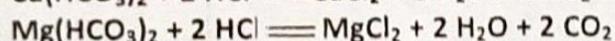
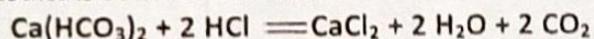
- ❖ **La dureté permanente D_P** : Elle représente en général la somme des chlorures et des sulfates de calcium et le magnésium. C'est la dureté qui persiste après l'ébullition de l'eau. Elle est égale à $D_P = D_H - D_T$.

La dureté est souvent exprimée en degrés français (F°) ou en milliéquivalents.

I-Dureté temporaire :

I-1 Principe : On titre de l'eau à analyser par HCl.

Les résultats sont les suivantes :



Comme indicateur coloré on utilise le méthylorange dont le virage se produit à $pH = 4.4$.

I-2 Réactifs:

- Solution de HCl (N/10) - Solution de méthylorange (0.04%) - L'eau à analyser.

I-3 Matériels:

Pipette - Burette - Erlenmeyer - Plaque chauffante - Bêcher - Epruvette graduée.

I-4 Mode opératoire :

- Prélever à l'aide d'une pipette 100cm^3 d'eau à analyser.
- Ajouter une dizaine de gouttes de méthylorange.
- Titrer par la solution de HCl jusqu'au début de virage du jaune au jaune-orange.
- S'assurer qu'une goutte d'acide en excès provoque le passage de la coloration du jaune orange au rose orange ($pH = 4$).

I-5 Expression des résultats :

Calculé la dureté temporaire en degrés français (F°) ou en milliéquivalents.

II- Dureté totale :

II-1 Principe :

Les métaux alcaline-terreux présents dans l'eau sont amenés à former un complexe de type chélate par le sel disodique de l'acide éthylène-diminétracétique, désigné sous le nom de complexe III ou E.D.T.A.

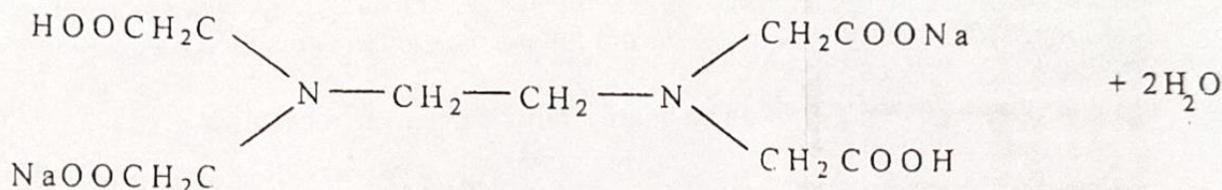
La disparition des dernières traces d'éléments libres à doser est révélée par le virage d'un indicateur spécifique-noir d'ériochrome T.

Le noir d'ériochrome T se combine avec les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} , présents et donne la coloration rouge, après avoir complexé par E.D.T.A tous les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} , présente dans l'eau, l'indicateur donne avec un excès de dans l'eau E.D.T.A la coloration bleue.

En milieu convenablement tamponné, pour empêcher la précipitation de $\text{Mg}(\text{OH})_2$, cette méthode permet de doser la somme des ions Ca^{2+} et Mg^{2+} .

II-2 Réactifs:

- Le noir d'ériochrome T mélangé a NaCl - Solution tampon pH = 10 - Solution E.D.T.A (N/50).



II- 3 Matériels:

Pipette – Burette – Erlenmeyer – Fiole - Plaque chauffante – Bêcher – Erouvette graduée - Thermomètre.

II- 4 Mode opératoire :

- Prélever à l'aide d'une pipette 20cm^3 d'eau à analyser.
- Chauffer jusqu'à (60°) .
- Ajouter (5ml) de solution tampon pH = 10 et pincé de l'indicateur.
- Titrer par la solution de E.D.T.A(N/50) jusqu'au changement de virage du rouge de vin au bleu-vert.

II- 5 Expression des résultats :

- Calculé la dureté totale en degrés français (F°) ou en milliequivalents.
- Conclure la valeur de la dureté permanente en degrés français (F°) ou en milliequivalents.

➤ Remarque : On a : $1\text{F}^\circ = 10\text{mg CaCO}_3 / \text{litre}$

II- 6 Questions :

1. Pourquoi on utilise une solution tampon de pH = 10.
2. Ecrire toutes les réactions de dosage.

T.P N° 5Titrage de l'eau oxygénée par dosage colorimétrique1-Objectif:

On peut lire sur l'étiquette d'une eau oxygénée commerciale : «eau oxygénée à 10 vol». L'objectif de ce TP est de vérifier cette indication, sur un flacon ouvert, à l'aide d'un dosage colorimétrique.

Le titre d'une eau oxygénée (peroxyde d'hydrogène), exprimé en volumes (vol), correspond au volume de dioxygène O₂(g) qu'un litre de solution est susceptible de libérer par dismutation selon la réaction d'équation :

2- Principe:

La solution commerciale peut être dosée d'une solution titrante de permanganate de potassium (KMnO₄) ; est un oxydant fort dans un milieu acide (acide sulfurique H₂SO₄) s'oxyde l'eau oxygénée.

3- Matériels et produits:➤ Réactifs:

- Eau oxygénée commerciale (C = ?).
- Solution de KMnO₄ (0.1 N).
- Solution de H₂SO₄ (0.1 N).
- L'eau distillée.

➤ Matériels:

Pipette de 20ml – Burette – Fiole- Erlenmeyer de 200ml – Bêcher – Eprouvette graduée – Agitateur magnétique – Barreau aimanté.

4- Mode opératoire :

- Mettre dans un erlenmeyer 10ml d'eau oxygénée, commerciale, 10 volumes (diluée 10 fois).
- Ajouter 10 ml de (H₂SO₄) (0.1N).
- Agiter la solution très bien.
- Titrer la solution par KMnO₄ (à l'équivalence la solution incolore au début devient violette.)

5 - Questions:

1. Ecrire les réactions de l'oxydation, la réduction et la réaction globale.
2. Donner la relation entre la quantité d'ions permanganate et la quantité de peroxyde d'hydrogène introduit à l'équivalence.
3. Calculer la concentration de l'eau oxygénée.
4. Donner la concentration de solution mère. Justifier.
5. Citer trois exemples de système (REDOX).
6. Quel est le rôle de l'acide sulfurique (H₂SO₄).