

Exercices titrage

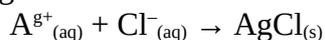
Exercice 1: CHIMIE ET PISCINE

L'électrolyse de sel est une des techniques utilisées dans le traitement des eaux d'une piscine. Cette technique permet d'éviter l'utilisation souvent excessive de produits chlorés pour le traitement de l'eau. Un électrolyseur de sel pour piscine est constitué d'un boîtier électronique et d'une cellule d'électrolyse insérée dans le circuit de filtration. La cellule contient des électrodes de titane recouvertes de métaux précieux : ruthénium et iridium. Quand l'eau circule entre les électrodes aux bornes desquelles est appliquée une tension continue, un courant électrique continu s'établit et l'électrolyse du chlorure de sodium dissous ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) se produit. De l'acide hypochloreux $\text{HClO}_{(\text{aq})}$ (appelée chlore actif) est généré indirectement in situ. Cette espèce est particulièrement efficace pour désinfecter l'eau de la piscine.

Partie 1 . Dosage des ions chlorure

Pour que l'électrolyse soit efficace, l'eau de piscine doit contenir entre 3 et 5 grammes de sel par litre. Pour s'assurer du bon fonctionnement du système de désinfection de sa piscine, un chimiste prélève un échantillon d'eau de piscine qu'il va analyser dans son laboratoire. Il procède à un dosage conductimétrique des ions chlorure présents dans l'eau de piscine par les ions argent.

L'équation de la réaction support du titrage est la suivante :



Protocole du dosage :

- Remplir la burette graduée avec la solution aqueuse titrante de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de concentration en soluté apporté $c = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$.
- Dans un bécher de 200 mL, introduire précisément 10,0 mL d'eau de piscine prélevée et ajouter 90 mL d'eau distillée.
- Placer, dans le bécher, la cellule conductimétrique reliée au conductimètre.
- Verser des volumes successifs de 2,0 mL de solution de nitrate d'argent dans le bécher en maintenant en permanence une agitation. Relever après chaque addition la conductivité σ de la solution obtenue et rassembler les résultats dans un tableau.

Données :

- Loi de Kohlrausch

La conductimétrie est une méthode d'analyse qui permet de mesurer la conductivité d'une solution, c'est-à-dire son aptitude à conduire le courant électrique.

La conductivité σ d'une solution ionique dépend de la nature des ions X_i présents dans la solution et de leur concentration molaire $[X_i]$.

Ainsi, pour une solution ne contenant que des ions monochargés, notés $X_1, X_2, X_3 \dots$, l'expression de la conductivité s'écrit :

$\sigma = \lambda_1.[X_1] + \lambda_2.[X_2] + \lambda_3.[X_3] + \dots$ avec σ en S.m^{-1} ; λ_i (conductivité molaire de l'ion X_i) en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$ et $[X_i]$ en mol.m^{-3} .

- Conductivités molaires ioniques des ions à prendre en considérations pour l'étude :

Ion	Na^+	Ag^+	Cl^-	NO_3^-
λ ($\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$)	5,01	6,19	7,63	7,14

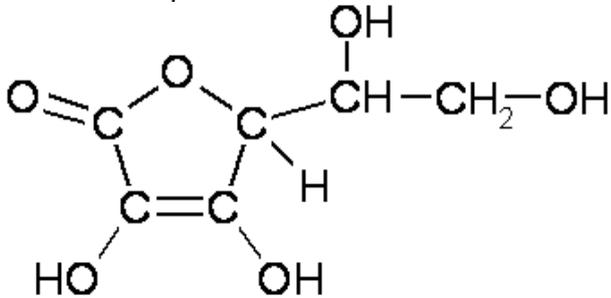
- Masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : $M(\text{Cl}) = 35,5$; $M(\text{Na}) = 23,0$.

Le volume versé à l'équivalence est $V_E = 15,0 \text{ mL}$.

1. Donner la relation de titrage.
2. En explicitant votre démarche, déterminer la concentration molaire en ions chlorure de l'eau de piscine.
3. Est-il nécessaire de rajouter du sel dans la piscine ? Justifier.
4. Donner l'allure de la courbe de titrage $\sigma = f(V_{\text{Ag}^+})$ représentant la conductivité σ du mélange en fonction du volume de solution de nitrate d'argent versé et justifier la position du point d'équivalence sur cette courbe.
5. Interpréter qualitativement les variations de la conductivité avant et après l'équivalence.

Exercice 2: De la vitamine C dans la rose

Le fruit de la rose ou de l'églantier est nommé cynorhodon. Il est très utilisé en phytothérapie pour prévenir la fatigue et renforcer les défenses immunitaires. Il contient des tanins, les vitamines A et B et il est aussi très riche en vitamine C ou acide ascorbique. On trouve en pharmacie de l'extrait de cynorhodon sous forme de gélules. La formule de l'acide ascorbique est :



Dans la suite de l'exercice, on notera l'acide ascorbique sous la forme AH, acide du couple AH/ A⁻. On désire comparer l'apport en vitamine C d'une gélule de cynorhodon, produit naturel, avec celui d'un comprimé de type Laroscorbine 500®, produit de synthèse.

Pour cela, on détermine par titrage, la quantité d'acide ascorbique présente dans une gélule.

Doc 1. Protocole expérimental

On dissout dans l'eau, le contenu d'une gélule de cynorhodon dans une fiole jaugée de 100,0 mL.

Puis, on réalise le titrage pH-métrique du contenu de la fiole à l'aide d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

Doc 2. Masses molaires atomiques : $M_H = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Questions

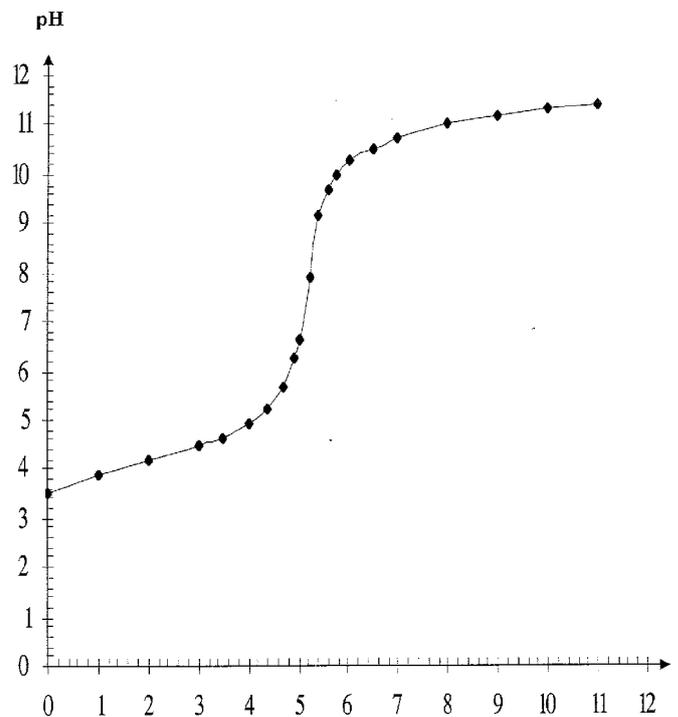
1. Calculer la masse molaire moléculaire de l'acide ascorbique notée M_{AH} .
2. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
3. Donner la relation entre les quantités de matière des réactifs introduits à l'équivalence.
4. Le suivi du titrage permet le tracé de la courbe fournie en annexe.
 - 4.1. En précisant la méthode employée, déterminer les coordonnées du point d'équivalence de ce titrage.
 - 4.2. En déduire la quantité de matière en acide ascorbique n_{AH} contenue dans une gélule de cynorhodon.
 - 4.3. En déduire la masse m_{AH} d'acide ascorbique présente dans une gélule.
 - 4.4. Un comprimé de Laroscorbine 500® contient 500 mg d'acide ascorbique. Quel est, entre la gélule de cynorhodon et le comprimé de Laroscorbine, le composant le plus riche en vitamine C ?

Exercice 3: Détermination par titrage de la pureté de l'acide myristique

l'acide myristique est obtenu en partant de la noix de muscade. Cette acide produit par une réaction de saponification n'est pas forcément pur. Afin d'estimer la pureté du produit obtenu lors de la synthèse, on en prélève un échantillon de masse $m_{\text{éch}} = 1,14 \pm 0,01 \text{ g}$. Cet échantillon est entièrement dissout dans un solvant approprié pour préparer une solution appelée S_1 dans une fiole jaugée de volume $V_0 = 100,00 \pm 0,08 \text{ mL}$.

On réalise le titrage acido-basique suivi par colorimétrie d'une prise d'essai $V_1 = 10,00 \pm 0,05 \text{ mL}$ de la solution S_1 par une solution d'hydroxyde de sodium, $(\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)})$, de concentration molaire égale à $C_2 = (5,00 \pm 0,01) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Lors de ce titrage, l'équivalence est obtenue pour un volume versé $V_E = 9,60 \pm 0,05 \text{ mL}$.

1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage de l'acide myristique par l'hydroxyde de sodium.
2. Déterminer la concentration massique d'acide myristique de la solution titrée.
3. En déduire la masse d'acide myristique m_{exp} présente dans la solution S_1 .



4. On admet que, dans les conditions de l'expérience, l'incertitude relative $\frac{U(m_{\text{exp}})}{m_{\text{exp}}}$ satisfait à la

$$\text{relation : } \left(\frac{U(m_{\text{exp}})}{m_{\text{exp}}} \right)^2 = \left(\frac{U(V_E)}{V_E} \right)^2 + \left(\frac{U(C_2)}{C_2} \right)^2 + \left(\frac{U(V_1)}{V_1} \right)^2 + \left(\frac{U(V_0)}{V_0} \right)^2$$

Proposer un encadrement de la masse m_{exp} d'acide myristique et comparer avec la masse initialement dissoute $m_{\text{éch}}$ dans la solution S_1 . Commenter.

5. Déterminer le degré de pureté du produit synthétisé.

Exercice 4: MAL DE TÊTE

Sylvie a mal à la tête. Elle met un comprimé d'aspirine dans un grand verre d'eau. Après agitation, elle s'aperçoit que des particules restent en suspension. Ce mélange non homogène n'étant pas agréable à boire, elle le filtre et boit le filtrat. Son mal de tête persistant, elle se demande si elle a bien absorbé la totalité de l'aspirine contenue dans le comprimé, soit 500 mg.

Doc 1. solubilité

La solubilité s , exprimée en g.L^{-1} , d'une espèce A est la masse maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre dans un litre de solution à une température donnée.

La solution est saturée quand la valeur de la masse de soluté A introduite dans un litre de solution, à une température donnée, est supérieure ou égale à la valeur de s à cette température.

Doc 2. Données pour l'acide acétylsalicylique

La solubilité de l'acide acétylsalicylique dans l'eau à 20°C est : $s = 3,3 \text{ g.L}^{-1}$.

La masse molaire de l'acide acétylsalicylique est : $M = 180 \text{ g.mol}^{-1}$

La transformation qui se produit lors du titrage est rapide et totale.

Doc 3. Mode opératoire

Sylvie remet un comprimé d'aspirine dans le même grand verre d'eau distillée. Après agitation et filtration, elle récupère le filtrat qu'elle appelle solution S . Elle en prélève un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ qu'elle dose à l'aide d'une solution aqueuse titrée d'hydroxyde de sodium (ou soude) de concentration molaire en soluté apporté $c_B = 1,60 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Elle effectue ce titrage en présence d'un indicateur coloré approprié. Le volume de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium versé pour atteindre l'équivalence acido-basique est $V_{BE} = 11,5 \text{ mL}$.

On admettra que la température des solutions est 20°C .

1. Calculer la concentration molaire c_A en acide acétylsalicylique apporté de la solution S .
2. Sylvie calcule la masse d'aspirine absorbée.
 - 2.1. Déduire de la concentration molaire c_A , la concentration massique c_m de la solution S (masse d'aspirine dissoute dans un litre de solution).
 - 2.2. Montrer que la solution S est saturée.
 - 2.3. On estime que le volume V_S de la solution S buée par Sylvie est égal à 100 mL . A-t-elle bien absorbé 500 mg d'aspirine ?

Exercice 5: TITRAGE DU DIOXYDE DE SOUFRE PRÉSENT DANS UN ÉCHANTILLON D'AIR

Doc 1. Principe du titrage :

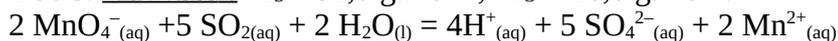
Le dioxyde de soufre SO_2 est un gaz qui a des propriétés réductrices et qui est présent dans l'air pollué. Quand on fait barboter un grand volume d'air dans un litre d'eau, le dioxyde de soufre va se dissoudre dans l'eau. Il est possible, par la suite, de le titrer en solution à l'aide d'une solution de permanganate de potassium lors d'une réaction d'oxydoréduction. La concentration massique du dioxyde de soufre dans l'air pollué est ainsi déduite de ce titrage.

On a défini un seuil d'alerte de la population pour une teneur en dioxyde de soufre mesurée supérieure à $500 \mu\text{g}$ par m^3 .

Doc 2. Protocole expérimental :

Une solution S est préparée en faisant barboter $1,00 \times 10^4 \text{ m}^3$ d'air pollué dans $V_0 = 1,00 \text{ L}$ d'eau. Un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de cette solution est placé dans un bécher de 100 mL . La solution violette de permanganate de potassium de concentration $C_2 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est ensuite versée goutte à goutte jusqu'à persistance de la coloration.

Doc 3. **Données :** $M_S = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_O = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.



1. Donner la relation entre la quantité de matière n_1 de dioxyde de soufre initialement présente dans la solution S et la quantité de matière n_2 d'ions permanganate introduite pour atteindre l'équivalence. Justifier la réponse. (On pourra éventuellement s'aider d'un tableau d'avancement).
2. Sachant que le volume équivalent du titrage est $V_{eq} = 8,0$ mL, en déduire la concentration molaire C_1 en dioxyde de soufre dissous de la solution S.
3. Calculer la masse m_1 de dioxyde de soufre présente dans $V_0 = 1,00$ L de la solution S.
4. En déduire la masse m_2 de dioxyde de soufre gazeux par m^3 d'air pollué.
5. Exprimer cette masse en μg . Le seuil d'alerte est-il atteint ?