

Exercice 1 : Cinétique :

Compétences évaluées : Utiliser les appareils de mesure (pH, conductance, absorbance) en s'aidant d'une notice. Établir une loi de vitesse à partir du suivi temporel d'une grandeur physique. Mettre en œuvre une méthode de suivi temporel. Exprimer la loi de vitesse si la réaction chimique admet un ordre (0,1 ou 2) et déterminer la valeur de la constante cinétique à une température donnée. Exploiter les résultats d'un suivi temporel de concentration pour déterminer les caractéristiques cinétiques d'une réaction. Proposer et mettre en œuvre des conditions expérimentales permettant la simplification de la loi de vitesse. Approche documentaire : à partir de documents, découvrir la notion de mécanismes réactionnels.

La cinétique est suivie à l'aide d'un spectrophotomètre.

1. Que représente l'absorbance ?

L'absorbance mesure la capacité d'un milieu à absorber la lumière qui le traverse. On utilise aussi les termes densité optique. En spectrophotométrie, notamment dans de domaine des mesures de concentrations chimiques, l'absorbance A est le logarithme décimal du rapport entre l'intensité énergétique I_0 à une longueur

d'onde donnée, avant traversée du milieu, et l'intensité énergétique transmise I : $A(\lambda) = \log \left(\frac{I_0(\lambda)}{I(\lambda)} \right)$

Rappeler la loi de Beer-Lambert qui relie l'absorbance A d'une espèce à sa concentration et expliquer comment on procède pour la vérifier expérimentalement.

Pour une solution contenant n substances colorées, chacune ayant une concentration C_i et un coefficient $\varepsilon_i(\lambda)$ aux longueurs d'onde et température considérées. Chaque substance a une absorbance $A_i(\lambda) = \varepsilon_i(\lambda)C_i\ell$. L'absorbance totale $A(\lambda)$ est alors la somme des absorbances partielles :

$$A(\lambda) = \sum_i \varepsilon_i(\lambda)C_i\ell$$

Cette loi n'est vérifiée rigoureusement que dans des cas idéaux :

- 1) La lumière doit être suffisamment monochromatique.
- 2) La concentration C de la substance colorée ne doit pas être trop élevée.
- 3) Des concentrations importantes de sels incolores, en l'absence de toute réaction chimique, influent de façon parfois sensible sur l'absorption. C'est pourquoi on utilise la technique du "blanc".
- 4) La loi n'est pas suivie dans le cas de solutions fluorescentes ou de suspensions.

2. On étudie une réaction totale : $R \rightarrow P$ en mesurant l'absorbance A de la solution, proportionnelle aux concentrations des espèces en solution : $A = A_s + \varepsilon_R(\lambda)\ell[R] + \varepsilon_P(\lambda)\ell[P]$. A_s est la valeur de A pour le solvant pur, ℓ la longueur de la cuve et $\varepsilon_R \neq \varepsilon_P$. A $t=0$, $[R]_0 = C_0$ et $[P]_0 = 0$.

2.1 La cinétique est d'ordre 1 par rapport à R , de constante de vitesse k . Etablir la loi $[R](t)$.

| | R | P |
|----------------|-----------|-------|
| $t = 0$ | C_0 | 0 |
| t quelconque | $C_0 - x$ | x |
| $t = \infty$ | 0 | C_0 |

La cinétique est d'ordre 1, $\frac{d[R]}{dt} = -k[R] \Rightarrow [R] = [R]_0 \exp(-kt)$

2.2. En déduire que $\ln \left(\frac{A(t) - A_\infty}{A_0 - A_\infty} \right) = -kt$ où on note $A(t)$, A_0 , A_∞ respectivement les valeurs de A à l'instant t ,

à l'instant initial et quand $t \rightarrow \infty$.

| | |
|----------------|--|
| $A =$ | $A = A_s + \varepsilon_R(\lambda)\ell[R] + \varepsilon_P(\lambda)\ell[P]$ |
| $t = 0$ | $A_0 = A_s + \varepsilon_R(\lambda)\ell C_0$ |
| t quelconque | $A = A_s + \varepsilon_R(\lambda)\ell(C_0 - x) + \varepsilon_P(\lambda)\ell x$ |
| $t = \infty$ | $A_\infty = A_s + \varepsilon_P(\lambda)\ell C_0$ |

Par différence, $A - A_0 = (\varepsilon_P(\lambda) - \varepsilon_R(\lambda)) \ell x$ et $A_\infty - A_0 = (\varepsilon_P(\lambda) - \varepsilon_R(\lambda)) \ell C_0$ soit $\frac{A(t) - A_0}{A_0 - A_\infty} = \frac{x}{C_0}$

Alors $\frac{[R]}{[R]_0} = \frac{C_0 - x}{C_0} = \frac{A(t) - A_\infty}{A_0 - A_\infty} = -kt$ alors $\ln\left(\frac{A(t) - A_\infty}{A_0 - A_\infty}\right) = -kt$

3. On étudie la réaction $FeL + 3H_{aq}^+ \xrightarrow{k} Fe^{3+} + H_3L$ où FeL est un complexe coloré du fer(III)

Cette écriture peut-elle représenter le mécanisme de la réaction ?

Non car à l'échelle microscopique, la molécularité ne peut dépasser 2.

4. On mélange rapidement une solution de FeL et une solution d'acide afin d'obtenir les concentrations initiales suivantes : $[FeL]_0 = 10^{-4} mol.L^{-1}$ et $[H_3O^+]_0 = 0,88 mol.L^{-1}$

On mesure l'absorbance A de cette solution en fonction du temps pour une longueur d'onde de 400nm. A cette longueur d'onde, seule FeL a une absorbance notable.

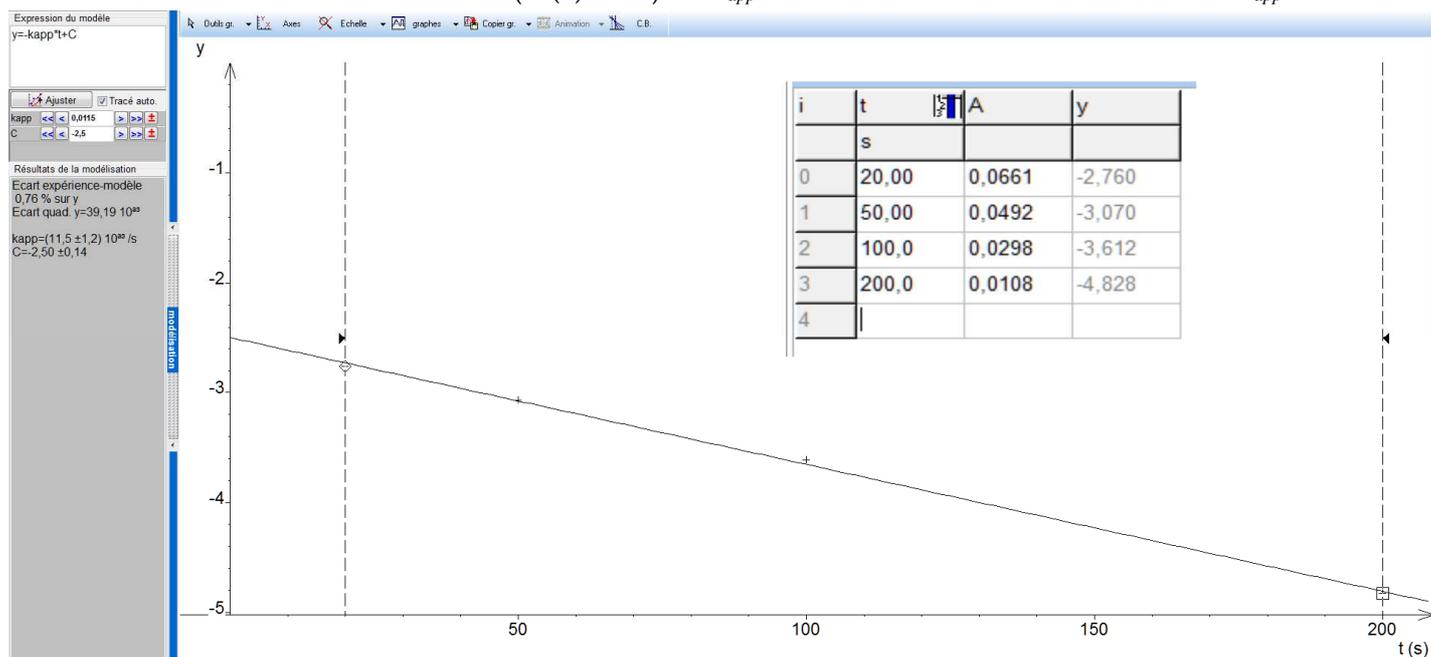
| | | | | | |
|------|--------|--------|--------|--------|--------|
| t(s) | 20 | 50 | 100 | 200 | 1000 |
| A | 0,0661 | 0,0492 | 0,0298 | 0,0108 | 0,0028 |

4.1 Quel est l'ordre observé ? Comment appelle-t-on cette méthode ?

La vitesse est de la forme $v = k[H_3O^+]^\alpha [FeL]^\beta = k_{app} [FeL]^\beta$. Comme la concentration en ions oxonium est en excès, on a dégénérescence d'ordre et on mesure l'ordre partiel β par rapport à [FeL]

4.2 Expliquez la méthode expérimentale et graphique pour vérifier que l'ordre partiel est 1 par rapport à FeL et en déduire la constante k_{app} .

Si l'ordre partiel est d'ordre 1, alors $\ln(A(t) - A_\infty) = -k_{app}t + cte$ doit être une droite de pente $-k_{app}$



On obtient $k_{app} = 0,0115 s^{-1}$

4.3 Comment pourrait-on déterminer l'ordre partiel par rapport à $[H_3O^+]$?

Il suffit de refaire l'expérience avec une autre concentration en acide par exemple double: Comme

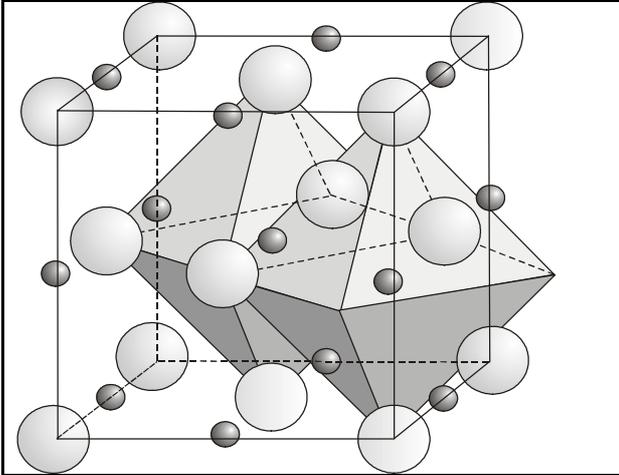
$k_{app} = k[H_3O^+]^\alpha$ alors $\frac{k_{app}(I)}{k_{app}(II)} = \frac{[H_3O^+]_I^\alpha}{[H_3O^+]_{II}^\alpha}$. On en déduit α .

Exercice 2 : Cristallographie:

Compétences évaluées : Déterminer la population, la coordinence et la compacité pour une structure fournie.
 Déterminer la valeur de la masse volumique d'un matériau cristallisé selon une structure cristalline fournie.
 Relier le rayon métallique, covalent, de van der Waals ou ionique, selon le cas, aux paramètres d'une maille donnée.

Le cuivre est un cristal métallique à structure cubique à faces centrées.

1. Dessiner la maille. Quelles sont la population, la coordinence et la compacité.



On a $8/8+6/2=4$ atomes par maille

On a une structure compacte ABC dont chaque atome est entouré de 6 atomes dans son plan, 3 au dessus et 3 en dessous donc la coordinence est 12.

La tangence se fait sur la diagonale d'une face donc $a\sqrt{2} = 4R$.

La compacité vaut :

$$C = \frac{4 \left(\frac{4\pi}{3} R^3 \right)}{a^3} = \frac{4 \left(\frac{4\pi}{3} R^3 \right)}{(2\sqrt{2}R)^3} = 0,74$$

2. Sachant que la masse volumique est $8,6 \text{ g.cm}^3$, déterminer le rayon métallique du cuivre.

La masse volumique est $\mu = \frac{4M(\text{Cu})}{N_a a^3} \Rightarrow a = \sqrt[3]{\frac{4M(\text{Cu})}{N_a \mu}} = \sqrt[3]{\frac{4 \times 65,5 \cdot 10^{-3}}{6,6 \cdot 10^{23} \times 8600}} = 3,5 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

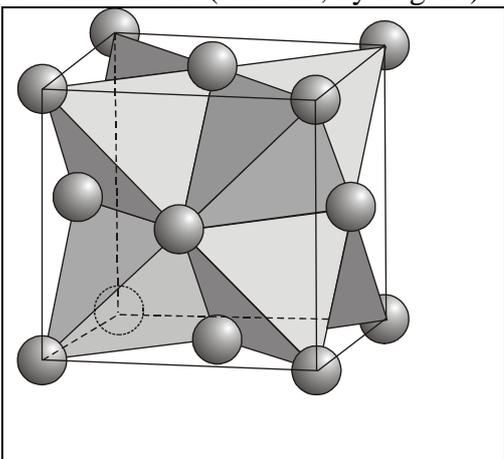
Alors $R = 1,3 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

3. Le cuivre est-il un bon conducteur ? Justifier.

La liaison métallique résulte donc de l'interaction coulombienne électrostatique entre les charges négatives des électrons du gaz d'électrons et les charges positives des cations métalliques. Sous l'action d'un champ extérieur, les électrons se déplacent facilement suivant le champ. C'est donc un bon conducteur électrique

Dans un cristal métallique à structure cubique à faces centrées, on peut former un alliage d'insertion lorsqu'un atome A peut occuper un des sites tétraédriques de la structure. Ce type d'alliage se rencontre notamment dans le cas de carbures ou d'hydrures (de platine par exemple).

4. Représenter sur un schéma la formation d'un tel alliage. Pourquoi observe-t-on un alliage de ce type lorsque l'atome inséré (carbone, hydrogène) est de rayon assez faible ?

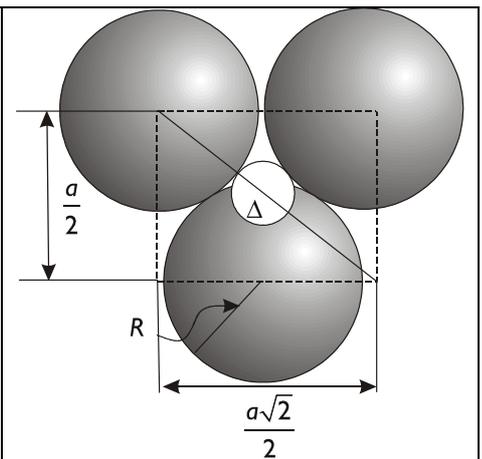


la valeur maximale d'un rayon d'une sphère que l'on peut placer au centre de la cavité sans déformer le réseau est

$$r_{\Delta} = \frac{a\sqrt{3}}{4} - r = \left(\frac{\sqrt{3}}{2} - 1 \right) r = 0,225 r$$

car le centre du site tétraédrique se situe à $1/4$ de la grande diagonale

$$\text{du cube : } 2r_{\Delta} + 2r = \frac{a\sqrt{3}}{2}$$



Tout atome de rayon inférieur à $0,225 r$ peut s'insérer.

Données : $M(\text{Cu})=63,5 \text{ g.cm}^3$, $N_a = 6,6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Exercice 3 : Atomistique et E-pH:

Compétences évaluées :

Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental (la connaissance des exceptions à la règle de Klechkowski n'est pas exigible).

Prévoir la formule des ions monoatomiques d'un élément.

Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à la configuration électronique et au nombre d'électrons de valence de l'atome correspondant.

Positionner dans le tableau périodique et reconnaître les métaux et non métaux.

Établir un schéma de Lewis pour une entité donnée

Relier la structure géométrique d'une molécule à l'existence ou non d'un moment dipolaire permanent.

Déterminer direction et sens du vecteur moment dipolaire d'une molécule ou d'une liaison.

Attribuer les différents domaines d'un diagramme fourni à des espèces données.

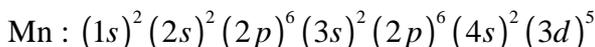
Retrouver la valeur de la pente d'une frontière dans un diagramme potentiel-pH.

Justifier la position d'une frontière verticale.

Prévoir une éventuelle dismutation ou médiamutation.

Le numéro atomique du manganèse est $Z=25$.

1. Quelle est sa configuration électronique ? A quel groupe appartient-il ? Préciser les électrons de valence ?



On remplit les sous couches 3d : C'est un métal de transition.

2. Quel est l'ion le plus probable ?

On arrache préférentiellement les électrons correspondant à la couche n la plus élevée donc $n=4$:

L'ion le plus probable est Mn^{2+}

On donne ci-contre le diagramme E-pH pour le manganèse, obtenu pour une concentration totale en espèce dissoute : $C=10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Les coordonnées des points A, B et C sont les suivantes :

$A(pH = 9,15, E = -1,28V)$, $B(pH = 9,15, E = 0,22V)$,

$C(pH = 13,4, E = -0,56)$

Les espèces du Mn sont MnO_4^- , $\text{MnO}_{2(s)}$, MnO_4^{2-} , Mn^{2+} , $\text{Mn}_{(s)}$, $\text{Mn}(\text{OH})_{2(s)}$

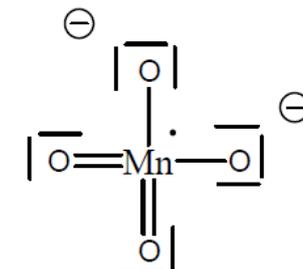
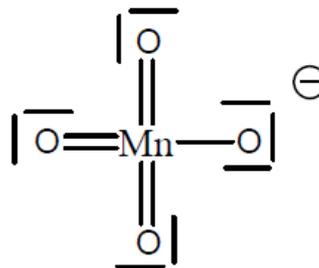
3. Donner le nombre d'oxydation de Mn dans MnO_4^- et MnO_4^{2-}

MnO_4^- : Mn(VII) et MnO_4^{2-} : Mn(VI)

4. Préciser pour chacun, une structure de Lewis. Les ions ont-ils un moment dipolaire ?

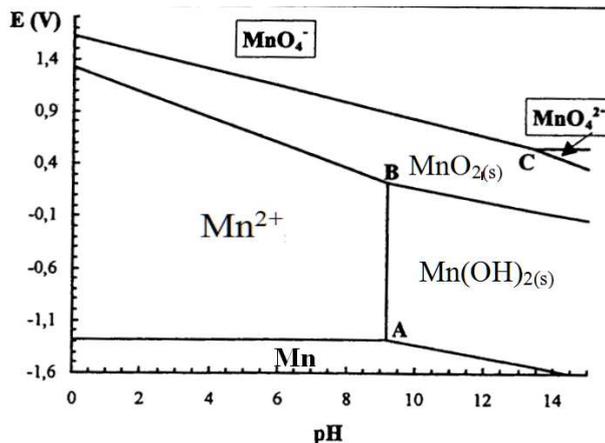
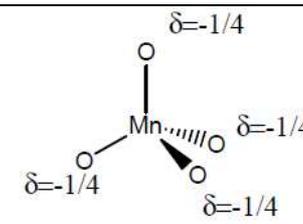
L'atome de manganèse isolé a pour représentation de Lewis : Mn ; dans MnO_4^- , il y a donc $7+4 \times 6+1=32$ électrons à répartir soit 16 doublets qu'ils soient liants ou non liants. On peut donc proposer la représentation suivante dans laquelle tous les O respectent l'octet et Mn est hypervalent.

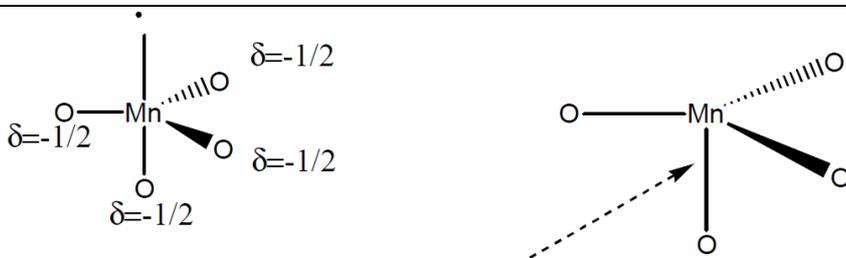
Dans l'ion manganate, il y a un électron supplémentaire : on peut donc proposer la représentation suivante (bien noter l'électron célibataire sur Mn) :



Dans l'ion permanganate, le barycentre des charges négatives est confondu avec le manganèse car les 4 oxygène sont équivalentes (ils portent tous une charge partielle valant $-1/4$) : la molécule est donc apolaire.

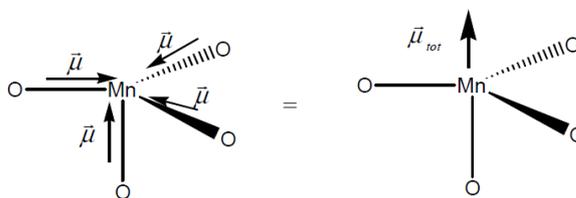
Dans l'ion manganate, chaque oxygène porte une charge partielle de $-1/2$, et le barycentre des charges négatives n'est plus confondu avec l'atome central : la molécule est polaire





le barycentre des charges négatives est situé sur cet axe à 1/4 de la distance Mn-O.

On peut également faire la somme de tous les vecteurs moments dipolaires associés à chaque liaison et se rendre compte que la somme est différente du vecteur nul.



5. Indiquer sur le diagramme, les domaines de toutes les espèces et justifier brièvement.

Les espèces se classent de bas vers le haut suivant le nombre d'oxydation croissant. (cf. diagramme)

6. Calculer le produit de solubilité de $Mn(OH)_2$

Le pK_s s'obtient à partir du pH frontière AB. $pH = 9,15$ soit $pOH = 4,85$ alors

$$K_s = \frac{[Mn^{2+}][HO^-]^2}{(C_0)^3} = (10^{-3})(10^{4,85})^2 = 10^{-12,7} = 2 \cdot 10^{-13}$$

7. Rechercher la pente de la frontière entre les domaines $MnO_{2(s)}$ et Mn^{2+}

La demi équation est : $MnO_2 + 4H^+ + 2e = Mn^{2+} + 2H_2O$: La pente est $p = -0,06 \frac{4}{2} = -0,12$

8. Déterminer le potentiel standard du couple $MnO_{2(s)}$ et Mn^{2+}

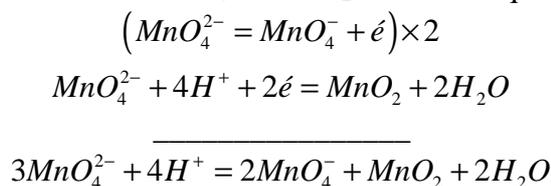
La formule de Nernst est : $E = E^0(MnO_2 / Mn^{2+}) + 0,03 \log \left(\frac{[H_3O^+]^4}{[Mn^{2+}](C_0)^3} \right)$

En B, $E_B = E^0(MnO_2 / Mn^{2+}) + 0,06(-4pH_B + pC)$ alors

$$E^0(MnO_2 / Mn^{2+}) = E_B - 0,06(-4pH_B + pC) = 0,22 - 0,03(-9,15 \times 4 + 3) = 1,23V$$

9. Pour un pH inférieur à 13,4, qu'arrive-t-il à MnO_4^{2-} ? Ecrire la réaction correspondante.

Il y a dismutation : MnO_4^{2-} se transforme en MnO_4^- et MnO_2 : Les 2 1/2 équations sont



Exercice 4 : Dosage du lait :

Compétences évaluées :

Pratiquer une démarche expérimentale illustrant les transformations en solutions aqueuses.

Identifier et exploiter la réaction support du titrage (recenser les espèces présentes dans le milieu au cours du titrage, repérer l'équivalence, justifier qualitativement l'allure de la courbe).

Mettre en œuvre un protocole expérimental correspondant à un titrage direct ou indirect.

Exploiter une courbe de titrage pour déterminer la concentration d'une espèce dosée.

Exploiter une courbe de titrage pour déterminer une valeur expérimentale d'une constante thermodynamique d'équilibre.

Procéder à l'évaluation de type B de l'incertitude type dans des cas simples (instruments gradués)

Évaluer l'incertitude-type d'une mesure obtenue à l'issue de la mise en œuvre d'un protocole présentant plusieurs sources d'erreurs indépendantes dans les cas simples d'une expression de la valeur mesurée sous la forme d'une somme, d'une différence, d'un produit ou d'un quotient.

Exprimer le résultat d'une mesure par une valeur et une incertitude associée à un niveau de confiance.

On se propose de déterminer les masses en ions chlorure et en acide lactique présents dans un lait.

I- Dosage par conductimétrie :

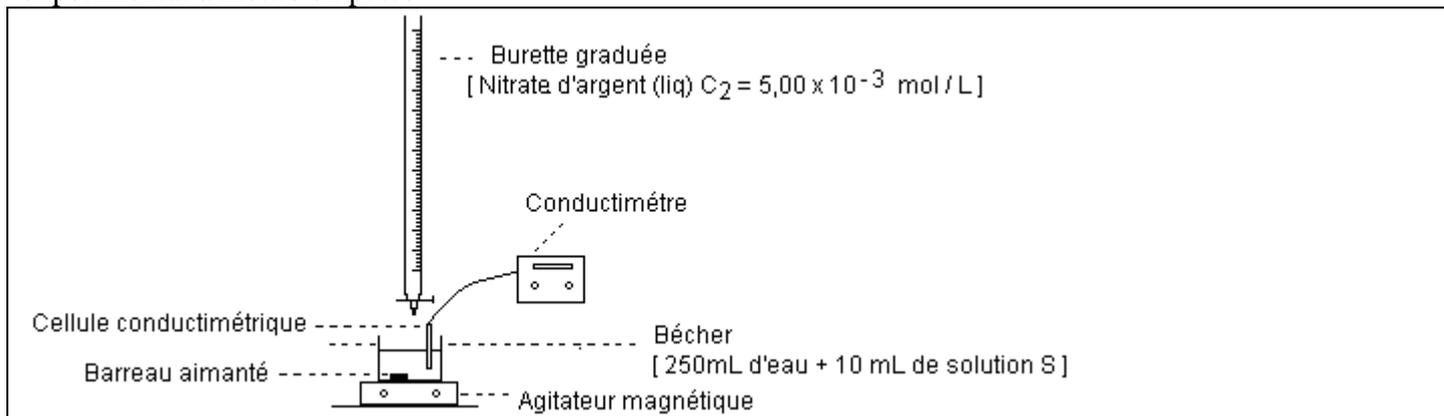
1. On prélève un volume $V_0 = 20,0$ mL de lait (solution S_0) et on les introduit dans une fiole jaugée de volume $V_S = 100,0$ mL. On complète avec de l'eau distillée et on homogénéise pour obtenir une solution S , de concentration C_S . Quel rapport existe entre la concentration C_0 de la solution S_0 et la concentration C_S de la solution S ?

On réalise une dilution par 5 donc $C_S = \frac{C_0}{5}$

2. On verse un volume $V_1 = (10,0 \pm 0,1)$ mL de la solution S dans un bécher et on y ajoute environ 250 mL d'eau distillée. Indiquer précisément le protocole à suivre pour prélever 10,0 mL de solution S (matériel utilisé, manipulations à effectuer).

On utilise une pipette jaugée avec une poire. on prélève les 10 mL et on les verse dans un becher.

3. On plonge ensuite dans le bécher une cellule conductimétrique. Initialement et après chaque ajout, mL par mL, d'une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de concentration $C_2 = (5,00 \pm 0,01) 10^{-3}$ mol.L⁻¹ on détermine la conductivité du milieu réactionnel. Indiquer, sur un schéma annoté, le dispositif expérimental à mettre en place.



Le suivi conductimétrique du dosage permet d'obtenir la courbe d'évolution de la conductivité σ du milieu réactionnel en fonction du volume V_2 de la solution de nitrate d'argent versé. La transformation chimique, rapide, entraîne la formation d'un précipité $\text{AgCl}(s)$, solide blanc, pratiquement insoluble dans l'eau, qui noircit à la lumière.

4. Ecrire la réaction. Montrer qu'elle est totale.

La réaction est une réaction de précipitation : $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \Rightarrow \text{AgCl}(s)$

5. Quelle est l'origine de la conductivité initiale de la solution ?

Des ions spectateurs initialement par exemple Na^+ .

6. A quoi servent les 250 mL d'eau ?

Pour maintenir le volume total quasiment constant : les branches d'hyperbole deviennent des droites.

7. En utilisant les valeurs des conductivités molaires ioniques données ci-dessous, interpréter la variation de la valeur de la conductivité σ du milieu réactionnel au cours du dosage.

À 25°C : $\lambda_{\text{Cl}^-} = 76,3 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2 \cdot \text{S} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{NO}_3^-} = 71,4 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2 \cdot \text{S} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{Ag}^+} = 61,9 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2 \cdot \text{S} \cdot \text{mol}^{-1}$.

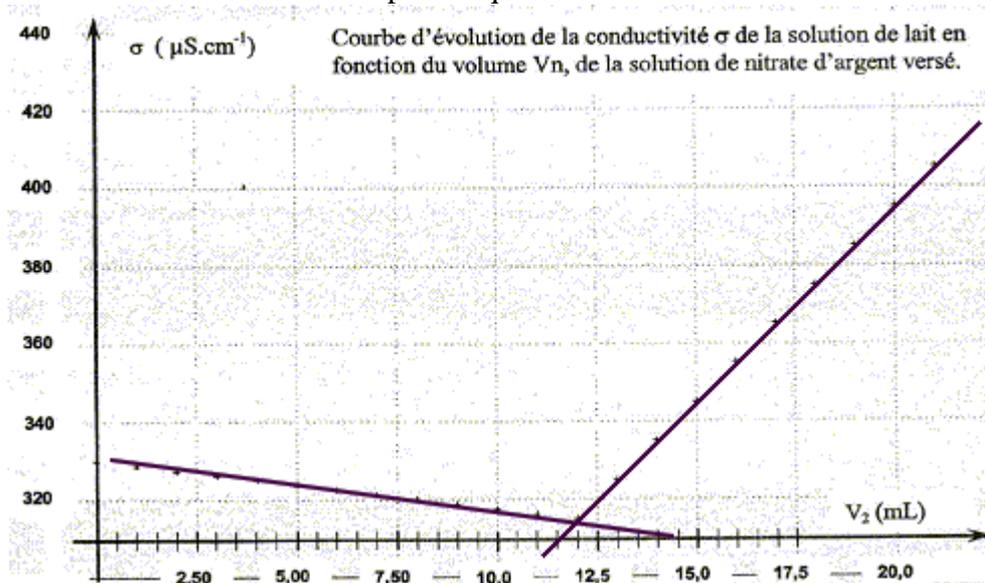
Avant l'équivalence, on remplace les ions chlorure qui précipitent par les ions nitrate NO_3^- spectateurs. La conductivité diminue légèrement car les conductivités sont voisines.

Au delà de l'équivalence, on rajoute en excès les ions nitrate NO_3^- et argent(I) : la conductivité augmente.

L'équivalence est obtenue à partir de la cassure.

8. Déterminer, en utilisant cette courbe, le volume V_{2E} de solution de nitrate d'argent versé à l'équivalence.

On trace les droites avant et après l'équivalence :



On lit sur le graphe $V_{Eq} = 12,0\text{mL}$

9. En déduire la concentration molaire C_s en ions chlorure initialement présents dans la solution S, puis celle C_0 dans le lait. Faire un calcul d'incertitude.

A l'équivalence, les réactifs sont dans des proportions stœchiométriques donc

$$n(\text{Cl}^-) = C_s V_1 = n(\text{Ag}^+) = C_2 V_{E,2} \text{ soit } C_s = \frac{C_2 V_{E,2}}{V_1} = \frac{12}{10} 5,00 \cdot 10^{-3} = 6,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Donc dans la solution mère : $C_0 = 5C_s = 3,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

La précision relative est $\frac{\Delta C_s}{C_s} = \sqrt{\left(\frac{\Delta V_1}{V_1}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_2}{V_2}\right)^2 + \left(\frac{\Delta C_2}{C_2}\right)^2} = \sqrt{\left(\frac{0,1}{10}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{10}\right)^2 + \left(\frac{0,01}{5}\right)^2} = 0,014$

alors $\Delta C_s = 0,08 \cdot 10^{-3}$: La concentration est donc $C_s = (3,00 \pm 0,08) \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

10. La masse d'ions chlorure présents dans un litre de lait doit être comprise entre 1,0 g et 2,0 g. Calculer la masse d'ions chlorure présents dans le lait étudié et conclure.

Dans $V = 1 \text{ L}$ de lait, la quantité de matière d'ions chlorure est :

$$N(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \times V = 3,00 \times 10^{-2} \times 1 = 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

La masse d'ions chlorure présents dans 1 litre de lait est donc :

$$m = N(\text{Cl}^-) \times M(\text{Cl}^-) = 3,00 \times 10^{-2} \times 35,5 = 1,07 \text{ g} . \text{ La masse d'ions chlorure présents dans un litre de lait doit être comprise entre 1,0 g et 2,0 g. Le lait étudié satisfait à cette condition}$$

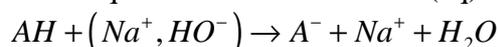
Données : $pK_s(\text{AgCl})=9,8$, Masse molaire des ions chlorure : $M(\text{Cl}^-) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

II- Dosage de l'acide lactique :

Un lait frais ne contient pas d'acide lactique. En vieillissant, le lactose présent dans le lait se transforme en acide lactique, noté par la suite HA. On dose l'acide lactique, considéré comme le seul acide présent dans le lait étudié, par une solution d'hydroxyde de sodium : $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ (soude) de concentration $C_B = (5,00 \pm 0,01) \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On prélève un volume $V_A = (20,0 \pm 0,1) \text{ mL}$ de lait que l'on place dans un bécher et on suit l'évolution du pH en fonction du volume V_B de soude versé.

1. Écrire l'équation de la réaction qui se produit lors du mélange. Quelles caractéristiques doit présenter cette réaction pour être adaptée à un dosage ? Est-ce le cas ici ?

La réaction qui se produit entre l'acide lactique HA et la soude $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ est :



Pour être adaptée à un dosage cette réaction doit être totale et rapide. La constante d'équilibre vaut

$$K^0 = \frac{[A^-]C^0}{[AH][HO^-]} = \frac{Ka}{Ke} = 10^{10,1} \gg 10^3 : \text{elle est bien totale.}$$

2. Le tracé du graphe représentant l'évolution du pH en fonction du volume de soude versé. En déduire la concentration d'acide lactique présente dans le volume V_A de lait. Précision.

Par la méthode des tangentes ou le maximum de la dérivée, on obtient $V_{B,E} = 12\text{mL}$

A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage

.Ils sont tous deux intégralement consommés donc
$$C_A = \frac{C_B V_{B,E}}{V_A} = \frac{5,00 \cdot 10^{-2} \times 12}{20} = 3,00 \cdot 10^{-2}$$

La précision relative est
$$\frac{\Delta C_A}{C_A} = \sqrt{\left(\frac{\Delta V_A}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_B}{V_B}\right)^2 + \left(\frac{\Delta C_B}{C_B}\right)^2} = \sqrt{\left(\frac{0,1}{20}\right)^2 + \left(\frac{0,2}{12}\right)^2 + \left(\frac{0,01}{5}\right)^2} = 0,017$$

alors $\Delta C_A = 0,05 \cdot 10^{-2}$: La concentration est donc
$$C_s = (3,00 \pm 0,05) \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. On considère qu'un lait frais a une concentration en acide lactique inférieure à $1,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Quelle est la masse d'acide lactique présente dans un litre de lait ? Conclure ?

La masse d'acide lactique présente dans un litre ce lait est :

$$m(\text{acide lactique}) = n(\text{HA}) \times M(\text{HA}) = 3,00 \times 10^{-2} \times 90 = 2,7 \text{ g}$$

La concentration massique (ou titre massique) d'acide lactique dans le lait étudié est $2,7 \text{ g} / \text{L}$. (27)

On peut en conclure que ce lait n'est pas frais puisque un lait frais a une concentration en acide lactique inférieure à $1,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. Où lit-on graphiquement $\text{p}K_{A3}$? Est-ce toujours le cas ?

Si l'acide est initialement peu dissocié c'est-à-dire si $\text{p}K_a > 3$, on lit $\text{pH} = \text{p}K_a$ à la demi équivalence.

Données : couples acide/base : $\text{HA}_{(\text{aq})} / \text{A}^{-}_{(\text{aq})}$: $\text{p}K_{A3} = 3,9$.

Masse molaire moléculaire de l'acide lactique : $M(\text{HA}) = 90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

