

TS	Devoir surveillé N°3	Mercredi 19/12/17
----	----------------------	-------------------

Nom et Prénom :

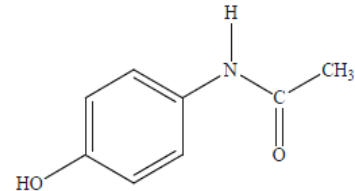
Exercice 1 : Le paracétamol (7 points)

Le paracétamol est le principe actif de nombreux médicaments. Ses indications thérapeutiques sont proches de celles de l'aspirine (propriétés analgésiques (contre la douleur) et antipyrétiques (contre la fièvre)).

L'objectif de cet exercice est d'étudier les propriétés acido-basiques du paracétamol et de vérifier la masse de paracétamol (principe actif) contenue dans un comprimé de Doliprane® 500 mg.

Données à 25 °C :

- Formule brute et semi-développée du paracétamol : $C_8H_9NO_2$
- Masse molaire du paracétamol : $151,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$



1. Propriétés acido-basiques du paracétamol

Le paracétamol sera noté AH et sa base conjuguée sera notée A⁻.

On dissout un comprimé effervescent de Doliprane® 500 mg dans un verre d'eau de volume final $V = 10,0 \text{ cL}$. La masse correspondante de paracétamol dissoute est $m(\text{AH}) = 500 \text{ mg}$.

On note S la solution ainsi préparée. À 25 °C, la mesure du pH de la solution S à l'équilibre donne 5,50.

- 1.1. Le paracétamol AH réagit avec l'eau. Écrire l'équation de la réaction modélisant cette réaction.
- 1.2. Calculer la valeur de l'avancement maximal puis celle de l'avancement final de la réaction.
- 1.3. En déduire si le paracétamol est un acide fort ou faible.

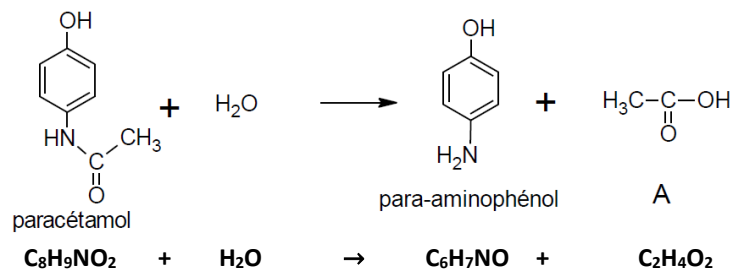
0,5
1,5
0,5

2. Hydrolyse du paracétamol en para-aminophénol suivi du titrage du para-aminophénol par les ions cérium IV

Étape 1 : Hydrolyse du paracétamol

On dissout un comprimé de Doliprane® dans un ballon contenant 40 mL d'une solution d'acide sulfurique et on chauffe à reflux pendant une heure environ.

En milieu acide, le paracétamol est hydrolysé en para-aminophénol selon la réaction n°1, considérée comme totale, d'équation :



On refroidit ensuite le ballon sous un courant d'eau froide. On verse le contenu du ballon dans une fiole jaugée de volume $V_0 = 100,0 \text{ mL}$ et on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Soit S_0 la solution ainsi préparée contenant le para-aminophénol à la concentration molaire C_0 .

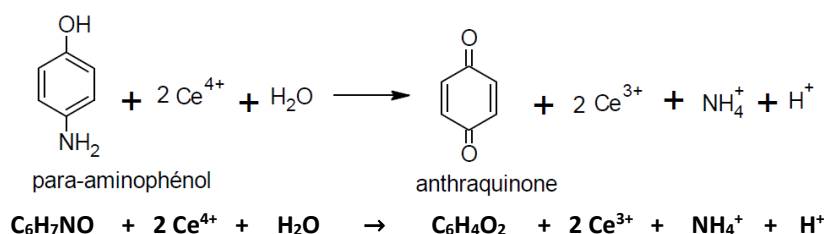
Étape 2 : Titrage du para-aminophénol par les ions cérium IV

On prélève $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S_0 que l'on place dans un bécher.

On ajoute 20 mL d'eau et 2 gouttes de solution de ferroïne. La ferroïne est un indicateur coloré de titrage d'oxydoréduction.

Le titrage est réalisé par une solution titrante contenant les ions cérium IV, Ce^{4+} , à la concentration molaire effective $[\text{Ce}^{4+}] = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. L'équivalence du titrage, repérée par le changement de couleur de la ferroïne, est obtenue pour un volume $V_E = 13,1 \text{ mL}$ de solution titrante versé.

L'équation de la réaction n°2, support du titrage est la suivante :



- 2.1. Schématiser le dispositif expérimental mis en œuvre pour réaliser le titrage du para-aminophénol par les ions cérium. Légender le schéma (matériel et espèces chimiques présentes dans les solutions).
- 2.2. La réaction support du titrage est une réaction d'oxydoréduction. Le réactif titrant joue-t-il le rôle d'oxydant ou de réducteur ? Justifier.
- 2.3. Déterminer la quantité de matière de para-aminophénol titré (réaction n°2)
- 2.4. En déduire la concentration C_0 de para-aminophénol de la solution S_0 .
- 2.5. À l'aide de la réaction n°1, déterminer la masse de paracétamol contenu dans un comprimé de Doliprane®.

1

0,5

1

0,5

1

Toute démarche correcte, même si elle n'est pas aboutie, sera valorisée.

- 2.6. Calculer l'écart relatif de cette masse et exprimer le résultat en pourcentage.

0,5

Écart relatif entre une valeur expérimentale G_{exp} et une valeur attendue G_a d'une grandeur quelconque G :

$$r = \left| \frac{G_{exp} - G_a}{G_a} \right|$$

Exercice 2 : Les ions cuivre (II) en hydrométallurgie (5,25 points)

Le but de l'exercice est d'illustrer le dosage de solutions parfois utilisées en hydrométallurgie et contenant des ions cuivre (II).

On dispose d'une solution S contenant des ions cuivre (II) $Cu^{2+}_{(aq)}$.

On veut réaliser le dosage spectrophotométrique de la solution S.

Pour cela, on prépare un ensemble de solutions de sulfate de cuivre ($Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$) à partir d'une solution mère S_0 de concentration $[Cu^{2+}]_0 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$. La teinte bleue de ces solutions est uniquement due à la présence des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$.

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
$[Cu^{2+}] \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	0,500	0,250	0,200	0,100	0,050	0,010

1. Préparation d'une solution diluée

On dispose de la verrerie suivante :

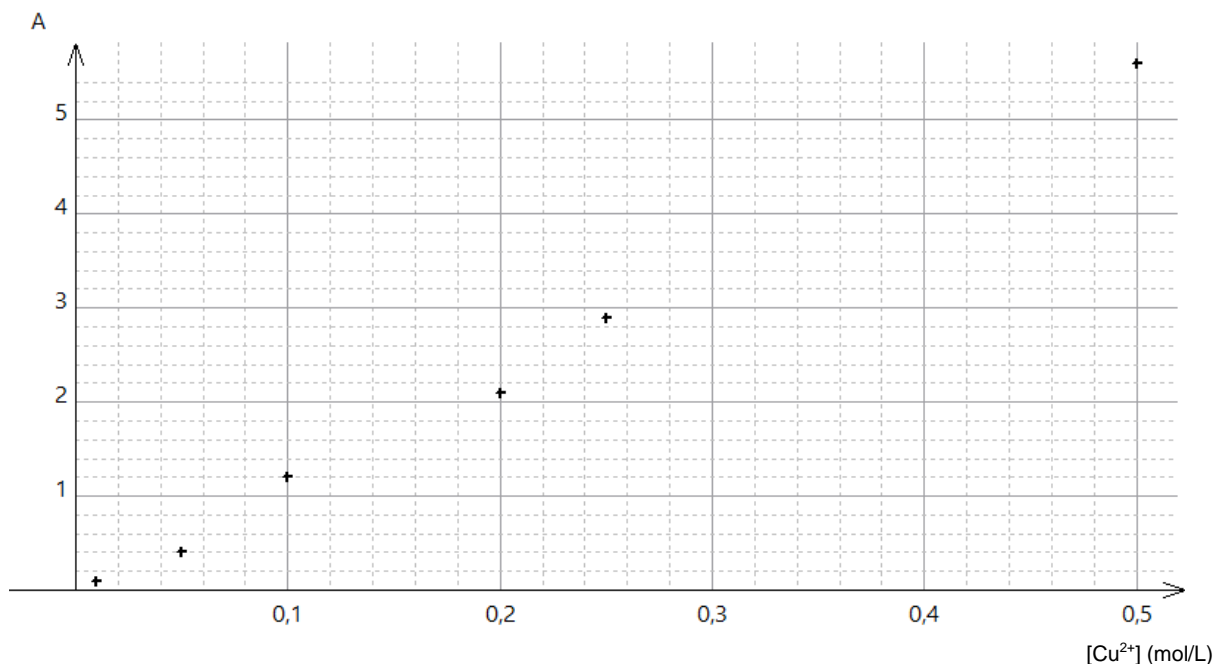
- fioles jaugées de 25,0 mL, 50,0 mL, 100,0 mL ;
- pipettes jaugées de 10,0 mL, 20,0 mL, 25,0 mL ;
- béchers de 50 mL et de 100 mL ;
- éprouvettes graduées de 20 mL et 50 mL.

Déterminer la verrerie nécessaire à la préparation de 50 mL de la solution S_2 à partir de la solution mère S_0 . Justifier.

1

2. Mesure de l'absorbance de chacune des solutions avec un spectrophotomètre.

On mesure l'absorbance des solutions préparées. Les points expérimentaux sont présentés sur le graphique suivant :



2.1. La loi de Beer-Lambert est-elle vérifiée ?

L'absorbance de la solution S est mesurée dans les mêmes conditions. On trouve $A = 3,2$.

2.2. Déterminer la concentration molaire effective en ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ de la solution S.

2.3. La méthode employée constitue-t-elle un dosage par titrage ou un dosage par étalonnage ? Justifier.

3. Validité du dosage

En réalité, la solution S a été préparée par dissolution de sulfate de cuivre solide (CuSO_4) de masse molaire $M(\text{CuSO}_4) = 159,6 \pm 0,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Une masse $m(\text{CuSO}_4) = 11,5 \pm 0,2 \text{ g}$ de ce produit est utilisée pour préparer un volume $V = 250,0 \pm 0,2 \text{ mL}$ de solution S.

3.1. Exprimer la concentration molaire effective en ions Cu^{2+} de cette solution en fonction des données.

3.2. Calculer la concentration molaire effective en ions Cu^{2+} et exprimer le résultat sous la forme $[\text{Cu}^{2+}] \pm \Delta[\text{Cu}^{2+}]$.

Quand une grandeur u est obtenue en faisant intervenir plusieurs grandeurs incertaines x, y et z , on peut déterminer l'incertitude Δu avec la relation :

$$\frac{\Delta u}{u} = \sqrt{\left(\frac{\Delta x}{x}\right)^2 + \left(\frac{\Delta y}{y}\right)^2 + \left(\frac{\Delta z}{z}\right)^2}$$

3.3. Conclure sur la validité du dosage effectué précédemment (question 2.2). Justifier votre réponse.

1

0,5

0,5

1

1

0,25

Exercice 3 : Contrôles de la qualité d'un lait (7,75 points)

Le lait de vache est un liquide biologique de densité 1,03. Il est constitué de 87 % d'eau, 4,7 % de lactose et de 3,5 à 4 % de matières grasses (proportions en masse). Il renferme aussi de la caséine, des vitamines A et D, et des ions minéraux : calcium, sodium, potassium, magnésium, chlorure...

L'industrie laitière met en œuvre divers contrôles de qualité du lait, avant de procéder à sa transformation (production de yaourts par exemple) ou à sa commercialisation. Cet exercice est consacré à deux de ces tests : la détermination de l'acidité Dornic et le dosage de la teneur en ions chlorure.

Données à 25 °C :

- pKa du couple acide lactique / ion lactate ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3 / \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$) : pKa = 3,90
- Produit ionique de l'eau : pKe = 14,0
- Masses molaires atomiques :

Atome	H	C	N	O	Na	Cl	Ag
M (g.mol ⁻¹)	1,00	12,0	14,0	16,0	23,0	35,5	107,9

- Conductivités molaires ioniques à 25 °C

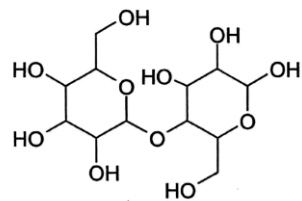
Ion	Ag^+	Cl^-	NO_3^-
λ (mS.m ² .mol ⁻¹)	6,19	7,63	7,14

- Couleurs et zone de virage d'indicateurs colorés acido-basiques usuels :

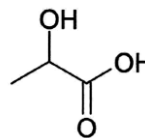
Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Bleu de bromophénol	Jaune	3,0 – 4,6	Bleu-violet
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – 6,2	Jaune
Rouge de crésol	Jaune	7,2 – 8,8	Rouge

Document. L'échelle d'acidité Dornic

Un lait frais est légèrement acide, son pH est compris entre 6,6 et 6,8. Cependant, le lactose subit naturellement une dégradation biochimique progressive sous l'effet des bactéries, et il se transforme en acide lactique.



Lactose $C_{12}H_{22}O_{11}$



Acide lactique $C_3H_6O_3$

L'industrie laitière utilise le degré Dornic pour quantifier l'acidité d'un lait. Cette unité doit son nom à Pierre Dornic (1864 - 1933), ingénieur agronome français. Un degré Dornic (1 °D) correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait.

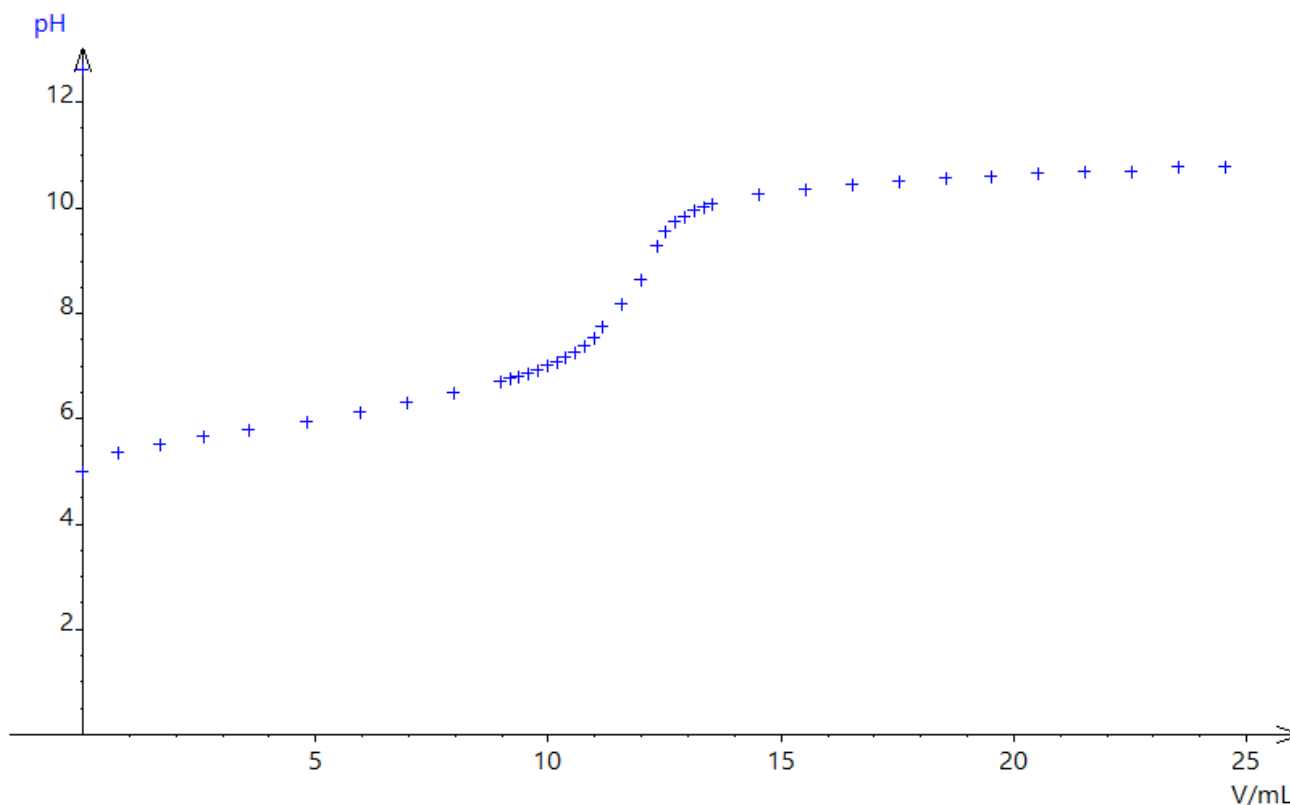
Pour être considéré comme frais, un lait doit avoir une acidité inférieure ou égale à 18 °D.

Entre 18 °D et 40 °D, le lait caille (il « tourne ») lorsqu'on le chauffe ; c'est la caséine qui floccule. Au-delà de 40 °D, il caille à température ambiante.

Les yaourts ont une acidité Dornic généralement comprise entre 80 °D et 100 °D.

1. Titrage pH-métrique de l'acide lactique dans le lait

On réalise un titrage par suivi pH-métrique de 20,0 mL de solution de lait par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La courbe est représentée sur le graphique suivant



On admettra que l'acidité du lait est uniquement due à l'acide lactique.

- 1.1. Écrire l'équation de la réaction support du titrage, en supposant que le seul acide présent dans le lait est l'acide lactique.
- 1.2. Préciser les caractéristiques d'une réaction de titrage.
- 1.3. Déterminer la concentration de l'acide lactique contenue dans le lait.
- 1.4. A l'aide de la définition du degré Dornic (°D), déterminer si ce lait est encore frais.
- 1.5. Parmi les indicateurs colorés du tableau, déterminer celui qu'il faut ajouter à la solution pour procéder le plus efficacement possible au titrage précédent par une méthode colorimétrique. Justifier ce choix.
- 1.6. Qu'observe-t-on autour de l'équivalence dans ce cas ?

0,5

0,5

1,25

1

0,5

0,5

2. Détermination de la teneur en ions chlorure

La mammite est une maladie fréquente dans les élevages de vaches laitières. Il s'agit d'une inflammation de la mamelle engendrant la présence de cellules inflammatoires et de bactéries dans le lait. La composition chimique et biologique du lait est alors sensiblement modifiée. La concentration de lactose diminue, tandis que la concentration en ions sodium et en ions chlorure augmente. Cette altération du lait le rend impropre à la consommation.

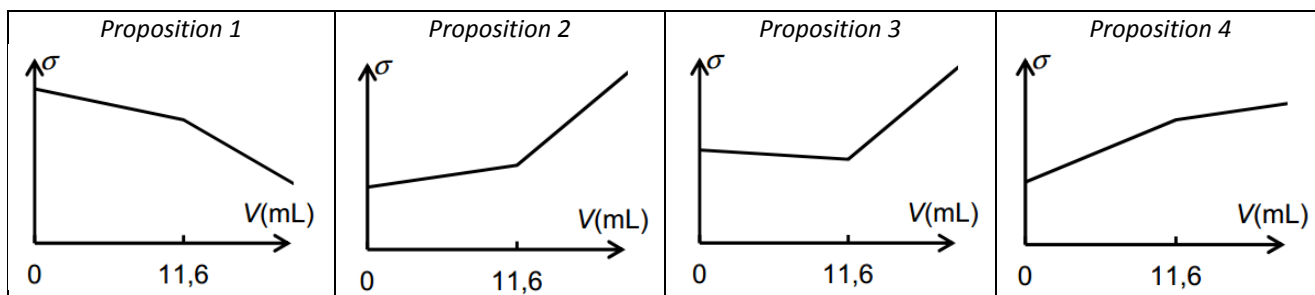
Dans le lait frais normal, la concentration massique en ions chlorure est comprise entre $0,8 \text{ g.L}^{-1}$ et $1,2 \text{ g.L}^{-1}$.

Pour un lait « mammiteux », cette concentration est égale ou supérieure à $1,4 \text{ g.L}^{-1}$.

Dans un laboratoire d'analyse, une technicienne titre $20,0 \text{ mL}$ de lait mélangé à 200 mL d'eau déminéralisée par une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Les ions argent réagissent avec les ions chlorure pour former un précipité de chlorure d'argent $\text{AgCl}_{(\text{s})}$. Le titrage est suivi par conductimétrie. Le volume équivalent déterminé par la technicienne est $11,6 \text{ mL}$.

2.1. Écrire l'équation de la réaction support du dosage.

2.2. Parmi les représentations graphiques suivantes, quelle est celle qui représente l'allure de l'évolution de la conductivité σ du mélange en fonction du volume V de solution de nitrate d'argent versé ? Justifier.



2.3. Le lait analysé est-il « mammiteux » ? Une réponse argumentée et des calculs rigoureux sont attendus.

0,5

1,5

1,5

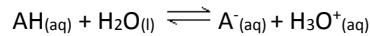
Correction du devoir 3

Exercice 1 : Le paracétamol (7 points)

1. Propriétés acido-basiques du paracétamol

1.1. La réaction entre le paracétamol AH et l'eau modélisant cette réaction fait intervenir 2 couples acide base :

$AH_{(aq)} / A^{-}_{(aq)}$ et $H_3O^{+}_{(aq)} / H_2O_{(l)}$, on en déduit l'équation de la réaction :



1.2. L'avancement maximal est tel que : $n(AH)_0 - x_{max} = 0$ ou $n(H_2O)_0 - x_{max} = 0$

Or l'eau est en excès donc $x_{max} = n(AH)_0 = \frac{m(AH)}{M(AH)} = \frac{500 \times 10^{-3}}{151}$ $x_{max} = 3,31 \times 10^{-3} \text{ mol}$

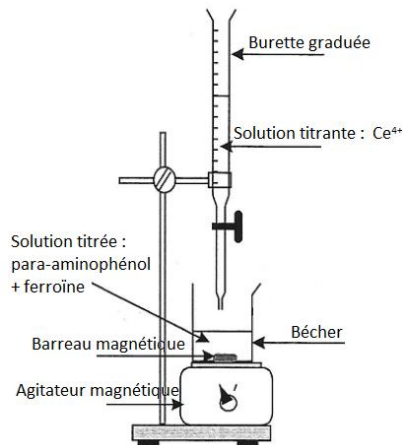
L'avancement final de la réaction se déduit de l'équation de la réaction : $x_f = n_f(H_3O^{+}) = 10^{-pH} \times V = 10^{-5,50} \times 10 \times 10^{-2}$
 $x_f = 3,16 \times 10^{-7} \text{ mol}$

1.3. $x_f < x_{max}$ la réaction avec l'eau n'est donc pas totale.

Le paracétamol est donc un acide faible.

2. Hydrolyse du paracétamol en para-aminophénol suivi du titrage du para-aminophénol par les ions cérium IV

2.1. Dispositif expérimental mis en œuvre pour réaliser le titrage du para-aminophénol par les ions cérium :



2.2. Le réactif titrant est l'ion Ce^{4+} , il va gagner un électron pour former l'ion Ce^{3+} , il joue donc le rôle d'oxydant.

2.3. A l'équivalence (E) les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$\frac{n(\text{para-aminophénol})_0}{1} = \frac{n(Ce^{4+})_E}{2} = \frac{[Ce^{4+}] \times V_E}{2} = \frac{5,00 \times 10^{-2} \times 13,1 \times 10^{-3}}{2}$$

$$n(\text{para-aminophénol})_0 = 3,28 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

2.4. $C_0 = \frac{n(\text{para-aminophénol})_0}{V_1} = \frac{3,28 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}} = 3,28 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

2.5. D'après l'équation de la réaction n°1 : $n(\text{paracétamol}) = n(\text{para-aminophénol})$ contenu dans la solution S_0 .

$$n(\text{paracétamol}) = C_0 \times V_0 = 3,28 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} = 3,28 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m(\text{paracétamol}) = n(\text{paracétamol}) \times M(\text{paracétamol}) = 3,28 \times 10^{-3} \times 151$$

$$m(\text{paracétamol}) = 495 \text{ mg}$$

2.6. Ecart relatif : $r = \left| \frac{m_{ex} - m_a}{m_a} \right| = \left| \frac{495 - 500}{500} \right| = 1,00 \%$

Exercice 2 : Les ions cuivre (II) en hydrométallurgie (5,25 points)

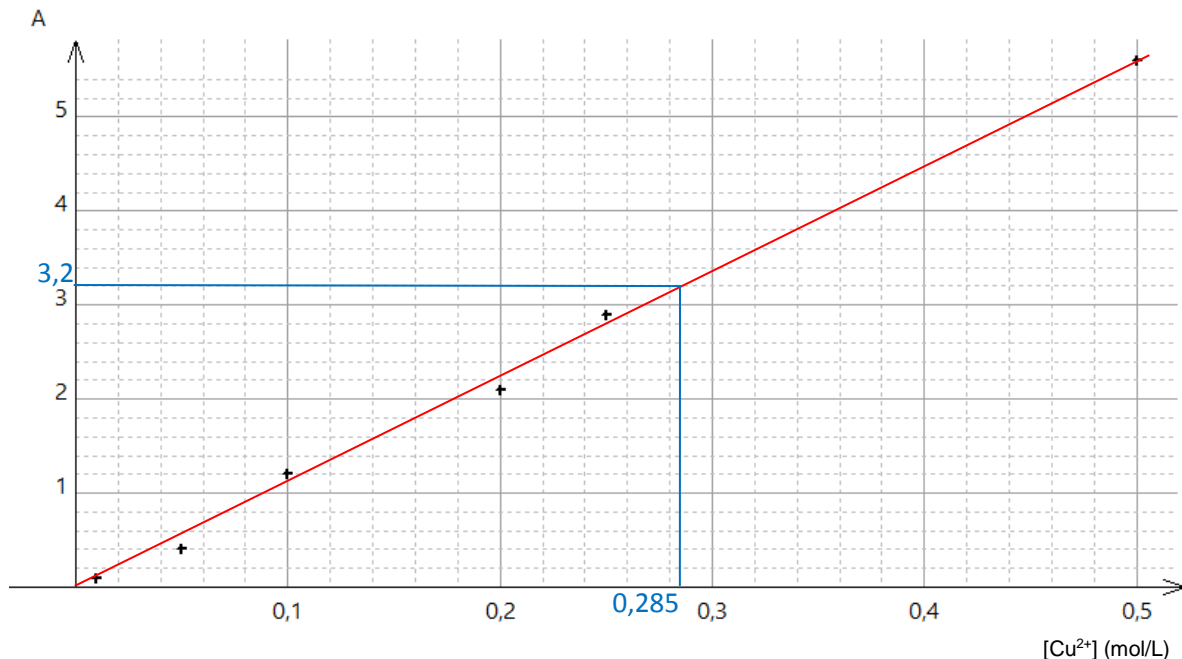
1. Préparation d'une solution diluée

Facteur de dilution pour la solution S₂ : $f = C_0/C_2 = 0,500 / 0,200 = 2,5$ d'où $V_{\text{fiolle}}/V_{\text{pipette}} = 2,5$
soit $V_{\text{pipette}} = V_{\text{fiolle}}/2,5 = 50,0 / 2,5 = 20,0$ mL

Verrerie nécessaire :

- ✓ un bécher de service pour mettre la solution mère
- ✓ une pipette jaugée de 20 mL + une propipette (poire aspirante)
- ✓ une fiole jaugée de 50 mL pour la solution fille

2. Mesure de l'absorbance de chacune des solutions avec un spectrophotomètre.



- 2.1. On trace une droite qui passe par tous les points expérimentaux. On observe que le modèle obtenu est une **fonction linéaire** (droite qui passe par l'origine). Ce qui signifie que A est **proportionnelle** à la concentration (soit $A = k \times c$). La loi de Beer-Lambert est vérifiée.
- 2.2. L'absorbance de la solution S est $A = 3,2$. On place la valeur de l'absorbance de la solution S sur le graphique et on lit la valeur de la concentration correspondante. On mesure : $[Cu^{2+}] = 0,285 \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2.3. La méthode employée n'utilise pas de réaction chimique mais seulement des solutions étalon dans lesquelles on fait une mesure physique. Il s'agit d'un dosage par étalonnage.

3. Validité du dosage

- 3.1. D'après l'équation de dissolution du soluté : $CuSO_{4(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + SO_{4^{2-}}_{(aq)}$ on peut écrire $[Cu^{2+}] = C(CuSO_4)$.
D'où l'expression de la concentration molaire effective de l'ion Cu^{2+} :

$$[Cu^{2+}] = C(CuSO_4) = \frac{n(CuSO_4)}{V} = \frac{m(CuSO_4)}{M(CuSO_4) \times V}$$

- 3.2. Application numérique :

$$[Cu^{2+}] = \frac{11,5}{159,6 \times 250,0 \cdot 10^{-3}} = 2,88 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

Calcul de l'incertitude sur la concentration molaire effective de l'ion Cu^{2+} :

$$\Delta[Cu^{2+}] = [Cu^{2+}] \times \sqrt{\left(\frac{\Delta m(CuSO_4)}{m(CuSO_4)}\right)^2 + \left(\frac{\Delta M(CuSO_4)}{M(CuSO_4)}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)^2}$$

$$\Delta[Cu^{2+}] = 2,88 \cdot 10^{-1} \times \sqrt{\left(\frac{0,2}{11,5}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{159,6}\right)^2 + \left(\frac{0,2}{250,0}\right)^2} = 5,02 \cdot 10^{-3} \approx 0,06 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

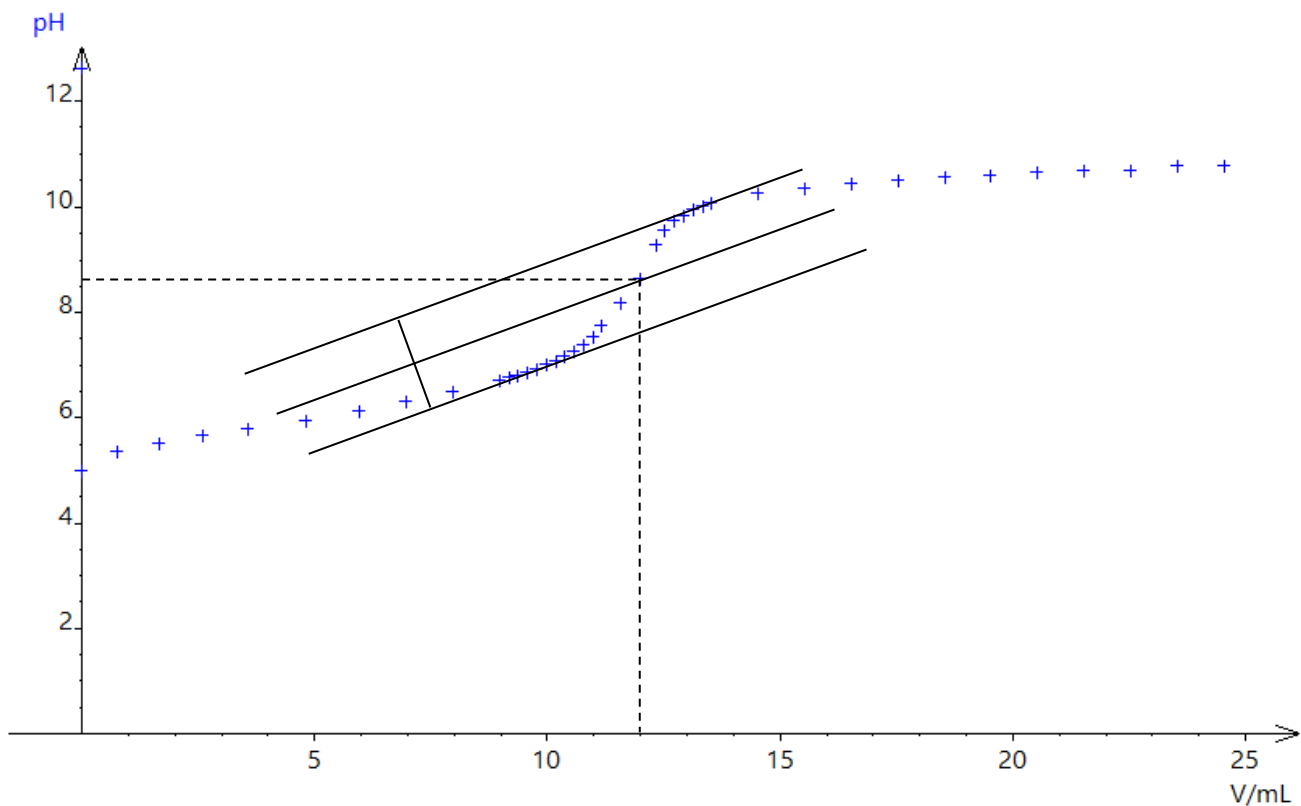
Donc $[Cu^{2+}] = (2,88 \pm 0,06) \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

- 3.3. On avait trouvé $[Cu^{2+}] = 0,285 \text{ mol.L}^{-1}$. Cette valeur est bien comprise entre 0,282 et 0,294 mol.L^{-1} . Le dosage a été correctement réalisé.

Exercice 3 : Contrôles de la qualité d'un lait (7,75 points)

1. Titrage pH-métrique de l'acide lactique dans le lait

- 1.1. $C_3H_6O_3 + HO^- \rightarrow C_3H_5O_3^- + H_2O$
- 1.2. Une réaction de titrage doit être rapide, totale et unique.
- 1.3. Tracé des tangentes sur la courbe



Lecture graphique de $V_E = 12,1$ mL (accepté entre 11,9 et 12,3 mL)

À l'équivalence, on a :

$$\frac{n_i(C_3H_6O_3)}{1} = \frac{n_{\text{versé à } E}(HO^-)}{1}$$

$$\frac{c(C_3H_6O_3) \times V}{1} = \frac{c_B \times V_E}{1}$$

$$c(C_3H_6O_3) = \frac{c_B \times V_E}{V} = \frac{5,00 \cdot 10^{-2} \times 12,1 \cdot 10^{-3}}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 3,03 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

La concentration en acide lactique du lait vaut $3,03 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

- 1.4. D'après la définition du degré Dornic ($^{\circ}D$), il faut trouver la masse d'acide lactique dans un litre de lait.

$$m(C_3H_6O_3) = n(C_3H_6O_3) \times M(C_3H_6O_3) = c(C_3H_6O_3) \times V_1 \times M(C_3H_6O_3)$$

$$= 3,03 \cdot 10^{-2} \times 1,00 \times 90,0$$

$$= 2,72 \text{ g}$$

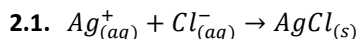
Un degré Dornic ($1^{\circ}D$) correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait. Le lait analysé a un degré Dornic égal à $27,2^{\circ}D$. Sa valeur est supérieure à $18^{\circ}D$, le lait n'est donc pas frais.

- 1.5. Lecture graphique de $pH_E = 8,6$ (accepté entre 8,5 et 8,7)

Parmi les indicateurs colorés du tableau, il faut choisir le rouge de crésol car le pH à l'équivalence se situe dans sa zone de virage

- 1.6. Autour de l'équivalence, on observe un changement de couleur avec un passage du jaune au rouge.

2. Détermination de la teneur en ions chlorure



2.2. Prévion de l'allure de l'évolution de la conductivité

La solution titrante (solution aqueuse de nitrate d'argent) contient les ions nitrate (NO_3^-) et les ions argent (Ag^+). La solution titrée (le lait) contient des ions chlorure (Cl^-) (parmi d'autres ions spectateurs).

Avant l'équivalence, on peut dire que :

- la concentration des ions chlorure diminue (réactif titré présent dans le bécher) ;
- la concentration des ions nitrate augmente (ion spectateur présent dans la solution titrante versée).

La loi de Kohlrausch peut s'écrire :

$$\sigma = \lambda(Cl^-) \times [Cl^-] + \lambda(NO_3^-) \times [NO_3^-]$$

D'après les données, on sait que :

$$\lambda(NO_3^-) < \lambda(Cl^-)$$

On peut en donc déduire que **la conductivité de la solution va diminuer**.

Après l'équivalence, on peut dire que :

- la concentration des ions argent augmente (réactif titrant versé) ;
- la concentration des ions nitrate augmente (ion spectateur présent dans la solution titrante versée).

La loi de Kohlrausch peut s'écrire :

$$\sigma = \lambda(Ag^+) \times [Ag^+] + \lambda(NO_3^-) \times [NO_3^-]$$

On peut en donc déduire que **la conductivité de la solution va augmenter**.

L'allure de la courbe du titrage conductimétrique sera celle de la proposition n°3.

2.3. À l'équivalence, on a :

$$\frac{n_i(Cl^-)}{1} = \frac{n_{versé\ à\ E}(Ag^+)}{1}$$
$$\frac{[Cl^-] \times V_i}{1} = \frac{[Ag^+] \times V_E}{1}$$
$$[Cl^-] = \frac{[Ag^+] \times V_E}{V_i} = \frac{5,00 \cdot 10^{-2} \times 11,6 \cdot 10^{-3}}{20,0 \cdot 10^{-3}} = 2,90 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

La concentration en ion chlorure du lait vaut $2,90 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

On cherche maintenant la concentration massique en ions chlorure qui doit être comprise entre 0,8 et 1,2 g/L pour un lait frais normal.

$$c_m(Cl^-) = \frac{m(Cl^-)}{V} = \frac{n(Cl^-) \times M(Cl^-)}{V} = [Cl^-] \times M(Cl^-) = 2,90 \cdot 10^{-2} \times 35,5 = 1,03 \text{ g} \cdot L^{-1}$$

On en déduit que le lait frais n'est pas « mammiteux » car sa concentration massique en ions chlorure est comprise entre 0,8 et 1,2 g/L