

Correction DS 2 - Classe de 1^{ère} Spé PC(3 points) Exercice 1: **Éviter les crampes**

Pour limiter l'apparition de crampes après un effort sportif intense, il est possible de boire une solution de bicarbonate de sodium fabriquée par dissolution de 10 g de bicarbonate de sodium NaHCO_3 dans l'eau afin d'obtenir un litre de solution.

1. (1 point) Calculer la masse molaire du bicarbonate de sodium.

Solution: $M(\text{NaHCO}_3) = M(\text{Na}) + M(\text{H}) + M(\text{C}) + 3M(\text{O}) = 23,0 + 1,0 + 12,0 + 3 \times 16,0 = 84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. (1 point) Calculer la concentration en masse puis la concentration en quantité de matière de la solution obtenue.

Solution: Calculons la concentration en masse: $C_m = \frac{m}{V} = \frac{10 \text{ g}}{1,0 \text{ L}} = 10 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

3. (1 point) Retrouver la concentration en quantité de matière à partir des données de l'énoncé et de la masse molaire du bicarbonate de sodium, en combinant deux formules.

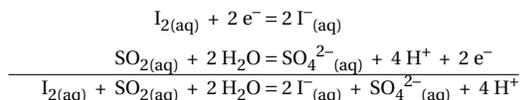
Solution: Calculons la concentration en quantité de matière: $C = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{m}{M \times V} = \frac{10 \text{ g}}{84,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \times 1,0 \text{ L}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

(3,5 points) Exercice 2: **Équations d'oxydoréduction**

1. Établir l'équation de la réaction entre:

- 1.1. (0,5 points) le diiode $\text{I}_{2(\text{aq})}$ et le dioxyde de soufre $\text{SO}_{2(\text{aq})}$,

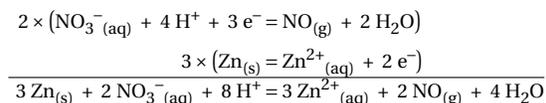
Solution:



$\text{I}_{2(\text{aq})}$ est réduit, $\text{SO}_{2(\text{aq})}$ est oxydé.

- 1.2. (0,5 points) les ions nitrates $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ et le zinc métallique $\text{Zn}_{(\text{s})}$,

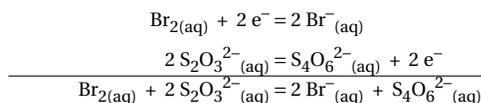
Solution:



$\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ est réduit, $\text{Zn}_{(\text{s})}$ est oxydé.

- 1.3. (0,5 points) le dibrome $\text{Br}_{2(\text{aq})}$ et les ions thiosulfates $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$,

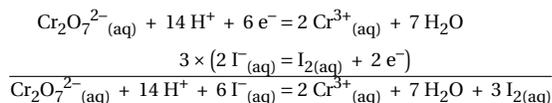
Solution:



$\text{Br}_{2(\text{aq})}$ est réduit, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ est oxydé.

- 1.4. (0,5 points) les ions dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}$ et les ions iodure $\text{I}^-_{(\text{aq})}$,

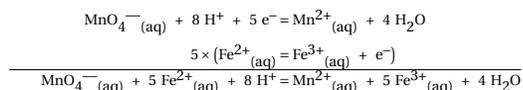
Solution:



$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}$ est réduit, $\text{I}^-_{(\text{aq})}$ est oxydé.

- 1.5. (0,5 points) les ions permanganate $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ et les ions ferreux $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$,

Solution:



$\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ est réduit, $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ est oxydé.

2. (1 point) Indiquer à chaque fois les espèces chimiques qui sont réduites ou oxydées.

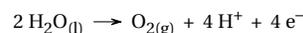
(2 points) Exercice 3: **Encore des crampes**

Au cours d'un effort physique, le glucose est décomposé en acide pyruvique $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3_{(\text{aq})}$. Celui-ci est ensuite transformé en acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3_{(\text{aq})}$ par réaction d'oxydoréduction avec l'eau. L'accumulation d'acide lactique dans les muscles est à l'origine des crampes musculaires.

Écrire l'équation de la réaction de formation d'acide lactique. Données: couples oxydant-réducteurs - $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ et $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3_{(\text{aq})}/\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3_{(\text{aq})}$

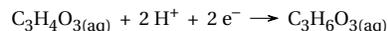
Solution: On écrit les demi-équations électroniques dans un premier temps:

- Couple $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$:



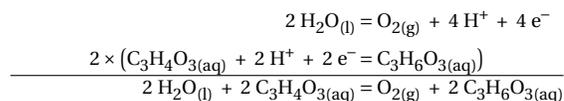
- Couple $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3_{(\text{aq})}/\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3_{(\text{aq})}$:

La réduction des ions nitrate en monoxyde d'azote en milieu acide donne :



Équation bilan de la réaction :

Multiplier la deuxième par 2 pour équilibrer les électrons :



(12,5 points) Exercice 4: **Traitement de jardinerie**

1. (1 point) La technicienne place la lentille à 15,0 cm d'un objet lumineux AB. À quelle distance faut-il placer le capteur (jouant le rôle de l'écran) afin que l'image A'B' soit nette ?

Solution: On utilise la relation de conjugaison pour valider la distance focale à partir des mesures.

$$\begin{aligned} \frac{1}{f'} &= \frac{1}{OA'} - \frac{1}{OA} \\ \frac{1}{10,0} &= \frac{1}{OA'} - \frac{1}{-15,0} \\ \frac{1}{10,0} &= \frac{1}{OA'} + \frac{1}{15,0} \\ \frac{1}{10,0} - \frac{1}{15,0} &= \frac{1}{OA'} \\ \frac{15,0}{10,0 \times 15,0} - \frac{10,0}{10,0 \times 15,0} &= \frac{1}{OA'} \\ \frac{15,0 - 10,0}{10,0 \times 15,0} &= \frac{1}{OA'} \\ \frac{5,0}{150,0} &= \frac{1}{OA'} \\ \overline{OA'} &= \frac{10,0 \times 15,0}{15,0 - 10,0} \\ \overline{OA'} &= 30,0 \text{ cm} \end{aligned}$$

Le capteur doit être placé à 30,0 cm de la lentille.

2. (0,5 points) Déterminer la couleur de l'espèce ionique $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ en solution aqueuse. Justifier.

Solution: La couleur d'une substance correspond à la composition des lumières qu'elle n'absorbe pas. Le spectre d'absorbance indique que le sulfate de cuivre absorbe sur des longueurs d'ondes supérieures à 600 nm, soit à partir du jaune-orangé, jusqu'au rouge. L'espèce ionique aura donc la couleur complémentaire correspondante, diamétralement opposée sur le cercle chromatique: le cyan.

3. (0,5 points) Si on place un filtre vert dans le colorimètre, peut-on étudier la concentration en ions cuivre II par spectrophotométrie ? Sinon, de quelle couleur doit être le filtre ?

Solution: Les ions cuivre sont de couleur cyan et absorbe au maximum le rouge. Il faut donc utiliser une lumière dont la longueur d'onde est proche du maximum d'absorption c'est-à-dire qu'il faut placer un filtre rouge.

1 Détermination de la concentration des ions cuivre II

4. (1 point) Expliquer en quelques lignes le principe de cette méthode de dosage.

Solution: La loi de Beer-Lambert indique que l'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration en espèce colorée, ceci n'étant valable que pour des concentrations suffisamment faibles. En mesurant l'absorbance de cette espèce sur des solutions étalons de concentration connue à la longueur d'onde λ_{max} à laquelle elle absorbe le plus, on va construire une droite d'étalonnage qui nous permettra de déterminer la concentration dans un échantillon à tester.

5. (2 points) Compléter le tableau en annexe en explicitant le calcul pour la solution S_2 .

Solution: Calcul pour la solution S_2 : on effectue une dilution, dont la concentration mère est $C_0 = 0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la concentration fille $C_2 = 0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et le volume fille est $V_f = 10,0 \text{ mL}$. On cherche le volume mère V_0 à prélever pour obtenir la solution S_2 . Or, $C_0 \times V_0 = C_2 \times V_f$ (la quantité de matière en soluté prélevée dans la solution mère est égale à la quantité de matière en soluté présente dans la solution fille) donc:

$$V_0 = \frac{C_2 \times V_f}{C_0} = \frac{0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 10,0 \text{ mL}}{0,040 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 4,0 \text{ mL} \quad (1)$$

Il faut prélever 4,0 mL de solution mère pour réaliser la solution S_2 .

On mesure l'absorbance A des différentes solutions préparées et on trace le graphique en annexe.

6. (2 points) Après avoir rappelé l'expression de la loi de Beer-Lambert en indiquant le nom des grandeurs et les unités associées, déterminer si les résultats expérimentaux obtenus sont en accord avec cette loi.

Solution: Comme indiqué dans la question 2, il y a une relation de proportionnalité entre l'absorbance A (sans unité) et la concentration C ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$). On a donc une relation de la forme $A = k \cdot C$ avec k, le coefficient de proportionnalité ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$). Dans notre cas, on voit que les points de mesures sont correctement alignés sur une droite passant par l'origine du repère. Ce qui montre que la relation entre A et C est modélisée par une fonction linéaire. La relation de proportionnalité entre concentration et absorbance est validée et le coefficient k est indiqué près de la droite $k = 13,9 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

7. (2 points) Détailler le protocole expérimental de préparation des 100 mL de la solution S' . La verrerie mise à disposition est :

Solution: On effectue une dilution, en passant d'une concentration mère C inconnue à une solution fille 20 fois moins concentrée. Le facteur de dilution est donc de 20. Or $F = \frac{V_f}{V_m}$ avec $F = 20$ et $V_f = 100 \text{ mL}$ donc $V_m = \frac{V_f}{F} = \frac{100 \text{ mL}}{20} = 5,0 \text{ mL}$. Il faudra prélever 5,0 mL de solution mère. Le protocole sera le suivant:

1. Dans un becher de 50 mL, verser une petite quantité de solution S ($\approx 10 \text{ mL}$),
2. À l'aide d'une pipette jaugée prélever 5 mL de solution S ,
3. Verser la solution mère dans une fiole jaugée de 100 mL,
4. Compléter aux $3/4$ avec de l'eau distillée, boucher et agiter,
5. Compléter en eau distillée jusqu'au trait de jauge (on fera attention à la position du ménisque),
6. Boucher et homogénéiser.

8. (1,5 points) Déterminer si le jardinier peut rejeter son excédent de solution S à l'évier ou s'il doit le faire recycler.

Solution: La limite de rejet est, d'après les données, une concentration en masse d'ions cuivre Cu^{2+} , $C_m = 0,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. L'absorbance mesurée de la solution S' est $A' = 0,120$, on en déduit sa concentration en quantité de matière:

$$A = kC' \quad \text{donc} \quad C' = \frac{A}{k} = \frac{0,120}{13,9} = 8,63 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad (2)$$

La solution S est 20 fois plus concentrée, on a donc $C = 20 \times C' = 20 \times 8,63 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,173 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La relation entre la concentration en quantité de matière C et concentration en masse C_m est $C_m = C \times M$ avec M , la masse molaire. On obtient donc finalement la concentration en masse $C_m = C \cdot M(\text{Cu}) = 0,173 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 11,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. On se trouve une valeur très au-dessus de la concentration maximale acceptable pour un rejet dans à l'évier. Il conviendra donc de faire recycler l'excédent de solution S .

9. (2 points) Déterminer la masse m d'hydroxyde de sodium $\text{NaOH}_{(s)}$ à ajouter à cette solution pour éliminer totalement les ions cuivre sans pour autant que les ions hydroxyde ne soient en excès.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie même si elle n'a pas abouti.

Solution: Commençons par déterminer la quantité d'ions cuivre présente dans la solution: $n(\text{Cu}^{2+}) = C_T \times V = 0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 500 \text{ mL} = 0,22 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,500 \text{ L} = 0,11 \text{ mol}$.

L'équation de la réaction indique qu'une mole d'ions Cu^{2+} réagit avec 2 moles d'ions hydroxyde OH^- . Il sera donc nécessaire d'apporter $n(\text{OH}^-) = 2 \times n(\text{Cu}^{2+}) = 0,22 \text{ mol}$ afin de respecter les proportions stœchiométriques permettant d'éliminer tous les ions cuivre Cu^{2+} sans pour autant laisser d'ions hydroxyde OH^- en excès.

On peut maintenant calculer la masse d'hydroxyde de sodium à ajouter à la solution: $m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \times M(\text{NaOH}) = 0,22 \text{ mol} \times 40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,8 \text{ g}$.

Il faudra ajouter 8,8 g de soude à la solution pour neutraliser les ions cuivre II.

ANNEXE À JOINDRE À LA COPIE

Solution fille S_i	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5
Concentration en quantité de matière C_i ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	0,020	0,016	0,012	0,008	0,004
Volume V_0 de solution S_0 à prélever (mL)	5,0	4,0	3,0	2	1

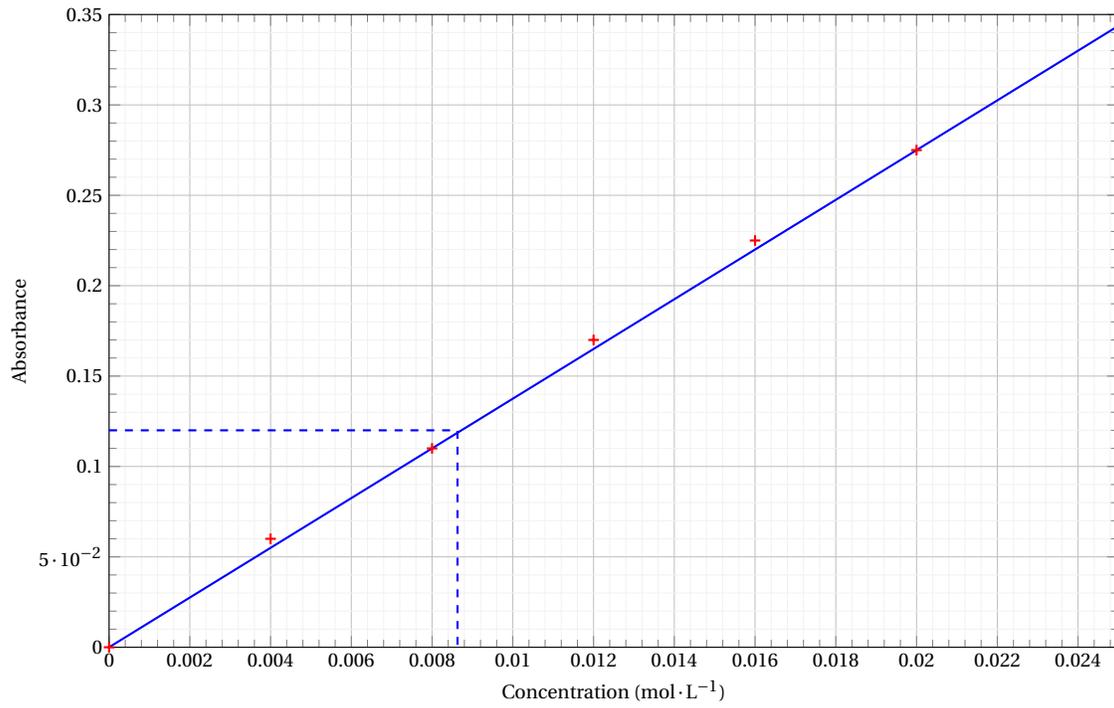


Figure 1: Graphique : Absorbance des solutions de la gamme étalon en fonction de la concentration