

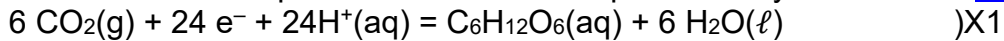
1. Photosynthèse dans la plante

Lors de la photosynthèse, les plantes vertes synthétisent des matières organiques. Grâce à l'énergie lumineuse, elles transforment le dioxyde de carbone de l'air et l'eau puisée par le système racinaire, en glucose $C_6H_{12}O_6(aq)$ et en dioxygène.

Données : couples oxydant-réducteur : $O_2(g)/H_2O(\ell)$; $CO_2(g)/C_6H_{12}O_6(aq)$

Q.1. Écrire les demi-équations électroniques associées aux couples oxydant-réducteur mis en jeu lors de la photosynthèse.

Revoir la méthode pour écrire une demi-équation d'oxydo-réduction <https://edurl.fr/oxred>



Q.2. En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu lors de la photosynthèse.

En simplifiant pour les H^+ et l'eau, on obtient : $6 CO_2(g) + 6 H_2O(\ell) \rightarrow C_6H_{12}O_6(aq)$

Q.3. Nommer la forme d'énergie produite lors de la photosynthèse.

La photosynthèse produit de l'énergie chimique stockée dans le glucose.

2. Extraction et purification du nickel Ni par électrolyse

Après la récolte, les plantes sont calcinées et broyées. Le nickel est alors extrait des cendres obtenues puis purifié. Le pourcentage en masse de nickel peut atteindre 12,7 % d'une plante séchée de *Phyllanthus rufuschaneyi*.

Sur un terrain de 100 m^2 , jusqu'à 1,0 kg de plante séchée de *Phyllanthus rufuschaneyi* peut être récolté.

Q.4. Déterminer la masse maximale de nickel récupérée sur un terrain de 100 m^2 .

On peut récupérer 12,7% d'1,0 kg, soit $m_{\max} = 0,127 \times 1,0 = 0,13 \text{ kg}$

Sous l'effet d'un courant électrique, les ions nickel $Ni^{2+}(aq)$ se transforment en nickel métallique à l'une des électrodes, selon la réaction électrochimique d'équation : $Ni^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$

Q.5. Indiquer s'il s'agit d'une réaction d'oxydation ou de réduction.

L'oxydant Ni^{2+} capte deux électrons et se transforme en réducteur Ni. Il s'agit d'une réduction car il se forme un réducteur.

Q.6. Reproduire un schéma simplifié du montage de la figure 1 et indiquer sur ce schéma :

- le sens de déplacement des électrons ;
- le sens conventionnel du courant électrique ;
- le dépôt de nickel.

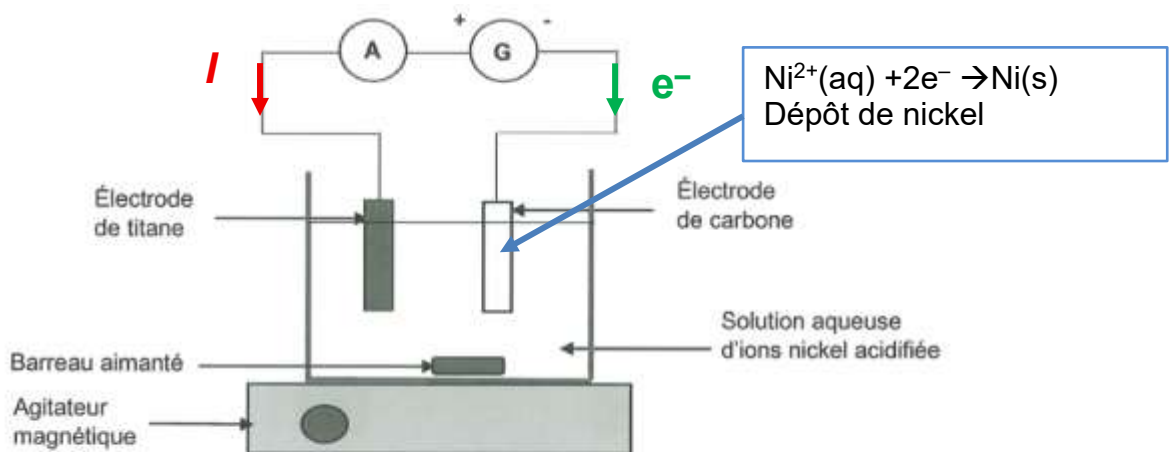


Figure 1 – Schéma du montage

Données :

- Charge électrique élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$;
- Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
- Constante de Faraday : $F = N_A \times e = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Masse molaire atomique du nickel (Ni) : $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- Relation entre la capacité Q , l'intensité I et la durée d'utilisation Δt d'une pile $Q = I \cdot \Delta t$.

L'électrolyseur est parcouru par un courant électrique constant d'intensité $I = 2,0 \text{ A}$. On supposera qu'il n'y a pas de réactions parasites aux électrodes.

Q.7. Déterminer la durée de l'électrolyse permettant de purifier $1,3 \times 10^2 \text{ g}$ de nickel.

On veut former $1,3 \times 10^2 \text{ g}$ de nickel.

Cela correspond à une quantité de matière $n_{\text{Ni}} = \frac{m}{M(\text{Ni})}$

$$\frac{1.3E2}{58.7} = 2.214650767E0$$

$$n_{\text{Ni}} = \frac{1,3 \times 10^2 \text{ g}}{58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,2 \text{ mol de Ni}$$

D'après la demi-équation de réduction $n_{\text{Ni}} = \frac{n_{e^-}}{2}$, ou $n_{e^-} = 2n_{\text{Ni}}$.

Il faut donc consommer 4,4 mol d'électrons.

$$Q = n_{e^-} \cdot F = I \cdot \Delta t$$

$$\Delta t = \frac{n_{e^-} \cdot F}{I}$$

$$\Delta t = \frac{4,4293 \times 96500}{2,0} = 2,2 \times 10^5 \text{ s} = 59 \text{ h}$$

$$\begin{array}{r} 2.214650767E0 \\ \text{Rep} * 2 \\ 4.429301533E0 \\ \text{Rep} * 95600 / 2 \\ 2.117206133E5 \\ \text{Rep} / 3600 \\ 5.881128147E1 \end{array}$$

Remarque : on effectue toujours les calculs avec les valeurs non arrondies.

Q.8. Commenter la durée de l'électrolyse. Proposer une solution pour réduire cette durée.

Cette durée est très longue, or dans l'industrie « le temps c'est de l'argent ». Il faudrait réduire cette durée pour cela on peut augmenter l'intensité I du courant.

3. Utilisation dans les batteries de trottinettes électriques

Les batteries utilisées dans les trottinettes électriques sont en majorité des batteries lithium-ion type NMC (Nickel-Manganèse-Cobalt) : elles présentent un bon équilibre entre la performance et le coût.

On s'intéressera à une batterie Li-NMC 622 dont une électrode contient 60 % de nickel, 20 % de manganèse et 20 % de cobalt en masse.

- Masse totale de l'électrode contenant du nickel $m_{\text{électrode}} = 0,53 \text{ kg}$;

- 1 hectare (ha) : $1 \text{ ha} = 1,0 \times 10^4 \text{ m}^2$.

On estime les pertes à 45 % en nickel, suite aux trois étapes de l'extraction à la purification.

Q.9. Calculer, en s'appuyant sur le résultat obtenu à la question Q4, le nombre de batteries qu'il serait possible de produire avec le nickel extrait à partir des plantes séchées, en supposant de pouvoir effectuer une récolte sur 1 millier d'hectares. Commenter.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

En Q.4., on a trouvé $m_{\text{max}} = 0,127 \times 1,0 = 0,13 \text{ kg}$ pour un terrain de 100 m^2 .

Mais il y a une perte de 45%, donc il reste 55% ainsi on obtient $m_{100} = 0,55 \times 0,127$

$$m_{100} = 6,985 \times 10^{-2} \text{ kg}$$

On n'arrondit pas ce résultat intermédiaire, on devra garder ultérieurement deux chiffres significatifs.

Par proportionnalité, pour une surface de $1 \text{ ha} = 1,0 \times 10^4 \text{ m}^2$

$$100 \text{ m}^2 \rightarrow m_{100} = 6,985 \times 10^{-2} \text{ kg}$$

$$1000 \text{ ha} = 1000 \times 1,0 \times 10^4 = 1,0 \times 10^7 \text{ m}^2 \rightarrow m_{\text{millier}} ? \text{ kg}$$

$$m_{\text{millier}} = \frac{6,985 \times 10^{-2} \text{ kg} \times 1,0 \times 10^7 \text{ m}^2}{100 \text{ m}^2} = 6,985 \times 10^3 \text{ kg de nickel pour 1 millier d'hectares.}$$

Il faut maintenant déterminer la masse de nickel dans une batterie.
Son électrode contient 60% de nickel et a une masse de $m_{\text{électrode}} = 0,53$ kg.
Donc une batterie contient $m_{\text{batt}} = 0,60 \times 0,53$ kg = 0,318 kg.

On peut calculer le nombre de batteries $N = \frac{m_{\text{millier}}}{m_{\text{batt}}}$.

$$N = \frac{6,985 \times 10^3}{0,318} = 2,2 \times 10^4 \text{ batteries de trottinette.}$$

On obtient un très grand nombre de batteries. Ainsi cette piste semble intéressante car elle permet de dépolluer et en même temps de produire beaucoup de batteries.

Cependant il faut nuancer car on a ici une surface immense d'un millier d'hectares. Existe-t-il de si grandes surfaces polluées ? Peut-être d'anciennes mines de nickel en Nouvelle Calédonie ?

Merci de nous signaler la présence d'éventuelles erreurs à labolycee@labolycee.org

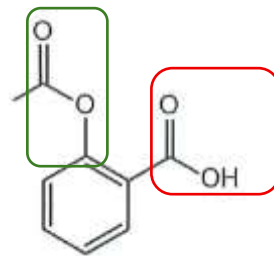
1. Identification du principe actif

Q.1. Recopier la formule topologique, entourer les groupes caractéristiques et nommer la famille fonctionnelle associée à chaque groupe.

Ne pas confondre groupe caractéristique et famille fonctionnelle

Sur la formule de l'aspirine, on entoure :

- un groupe **COOH** (groupe carboxyle) correspondant à la famille des **acides carboxyliques** ;
- un groupe **COOC** (groupe ester) correspondant à la famille des **esters**.



Q.2. Justifier que le spectre de l'échantillon analysé peut correspondre à celui de l'aspirine.

Relier les bandes IR données dans le tableau aux groupes caractéristiques de la molécule.

Le spectre présente :

- une bande moyenne et large entre environ 2500 et 3200 cm^{-1} , caractéristique de la liaison O–H d'un acide carboxylique ;
- des bandes fortes et fines vers 1700 cm^{-1} , caractéristiques des liaisons C = O, notamment des ester et acide carboxylique.

Ces bandes sont compatibles avec les groupes caractéristiques présents dans l'aspirine.

Le spectre peut donc correspondre à celui de l'aspirine.

2. Titrage avec suivi pH-métrique du principe actif contenu dans le comprimé saisi

On prépare $V = 500,0$ mL d'une solution S en dissolvant complètement le comprimé d'aspirine saisi et son principe actif note AH dans de l'eau distillée.

On prélève un échantillon de volume $V_a = 20,0$ mL de cette solution S pour le titrer par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration apportée : $C_b = 1,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

On dispose de fioles jaugées (50,0 mL ; 100,0 mL ; 200,0 mL) et de pipettes jaugées (1,0 mL ; 2,0 mL ; 10,0 mL ; 25,0 mL).

La solution titrante d'hydroxyde de sodium de concentration en quantité de matière $C_b = 1,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹ a été préparée à partir d'une solution de concentration $C_o = 5,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

Q.3. Sélectionner, parmi la verrerie disponible, celle qui est utilisée pour effectuer la dilution de la solution titrante d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 1,00 \times 10^{-2}$ mol.L⁻¹. Justifier la réponse.

Solution mère :

$$C_o = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$V_0 = ?$ à prélever avec une pipette jaugée

Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve donc $n_o = n_b$

$$C_o \cdot V_o = C_b \cdot V_b \text{ donc } V_o = \frac{C_b \cdot V_b}{C_o}$$

$$V_o = \frac{1,00 \times 10^{-2} V_b}{5,00 \times 10^{-2}} = \frac{V_b}{5,00}$$

Pour respecter cette proportion, on peut utiliser une pipette jaugée de 10,0 mL et une fiole jaugée de 50,0 mL.

Autre méthode :

$$\text{Calculer le facteur de dilution : } F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fiole jaugée}}}{V_{\text{pipette jaugée}}}$$

On veut passer de $C_0 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à $C_b = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Le facteur de dilution est : $F = \frac{C_0}{C_b} = \frac{5,00 \times 10^{-2}}{1,00 \times 10^{-2}} = 5$

Q.4. Écrire l'équation de la réaction support du titrage entre l'ion hydroxyde et l'aspirine. On utilisera la notation AH pour designer l'aspirine.

aspirine notée AH = acide ; l'ion hydroxyde est une base (base du couple $\text{H}_2\text{O}(\ell)/\text{HO}^-(\text{aq})$)
 $\text{AH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{A}^-(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

Q.5. Définir l'équivalence d'un titrage.

À l'équivalence les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques.

Q.6. Déterminer la valeur du volume à l'équivalence en précisant la méthode utilisée.

À l'aide de la méthode des tangentes (Voir <https://edurl.fr/tangentes>) on détermine le volume à l'équivalence $V_E = 8,8 \text{ mL}$.

On sait aussi qu'il se produit un saut de pH à l'équivalence, ainsi la dérivée $\frac{dpH}{dV_{\text{soude}}}$ est maximale pour le volume V_E .

La pharmacopée européenne admet une limite de $\pm 15 \%$ de la masse affichée pour commercialiser un médicament.

Donnée :

- Masse molaire de l'aspirine : $M(\text{aspirine}) = 180,2 \text{ g.mol}^{-1}$

Q.7. Vérifier, à l'aide du résultat du dosage pH-métrique, si les comprimés d'aspirine interceptés par les douanes sont commercialisables.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

Utiliser l'équivalence, puis remonter de l'échantillon au comprimé entier → ne pas oublier un éventuel facteur de dilution, ou ici, le fait que l'on n'ait pas titré la totalité de la solution contenant le comprimé.

À l'équivalence : $n(\text{AH})_{\text{initiale}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versée}}$

donc $n(\text{AH})_{\text{initiale}} = C_b \cdot V_E$

$n(\text{AH})_{\text{initiale}} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \times 8,8 \times 10^{-3} \text{ L} = 8,8 \times 10^{-5} \text{ mol}$

Cette quantité de matière correspond seulement à 20,0 mL de solution S.

Or le comprimé entier était dissous dans $V = 500,0 \text{ mL}$ donc il y a $\frac{500,0}{20,0} = 25$ fois plus de quantité

de matière dans le comprimé entier.

Quantité totale d'aspirine dans le comprimé : $n_{\text{totale}} = 25 \times 8,8 \times 10^{-5} = 2,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Masse d'aspirine : $m = n \times M$

$m = 2,2 \times 10^{-3} \times 180,2 = 0,40 \text{ g}$.

$25 \times 8,8 \text{E}^{-5}$	$2,2 \text{E}^{-3}$
$\text{Rep} \times 180,2$	$3,9644 \text{E}^{-1}$

Le comprimé est affiché à 500 mg. La pharmacopée accepte une limite de $\pm 15 \%$, soit $0,15 \times 500 = 75 \text{ mg}$ d'écart. Ainsi l'intervalle acceptable est entre 425 mg et 575 mg.

La masse mesurée est inférieure à 425 mg donc le comprimé n'est pas commercialisable.