

DEVOIR N°2 : CINETIQUE, PILES CORRECTION

EXERCICE 1 : LA FERMENTATION MALOLACTIQUE (12 POINTS)

Q1. Quel est le rôle des bactéries dans cette transformation ?

Le rôle des bactéries est d'accélérer la transformation et de la favoriser (catalyseur).

Q2. Exprimer la concentration molaire (en mol.L⁻¹) notée C de l'acide malique en fonction de sa concentration en masse C_m. Calculer sa valeur initiale C₀ en mol.L⁻¹.

La concentration en quantité de matière : $C = \frac{C_m}{M}$ avec M la masse molaire de l'acide malique : M = 134 g.mol⁻¹. D'où C₀ = 3,65 / 134 = 2,72.10⁻² mol.L⁻¹

Q3. Exprimer littéralement l'avancement de la réaction (la quantité d'acide lactique produit à un instant t que l'on appellera x(t)) en fonction de C_m, C₀, V et M (M est la masse molaire en g.mol⁻¹ de l'acide malique). Un tableau d'avancement peut être utile mais non indispensable.

En cours de transformation, la quantité de matière d'acide malique restant est :

$$n_{AM(t)} = n_{AM(0)} - x(t) \text{ donc : } x(t) = n_{AM(0)} - n_{AM(t)}$$

$$\text{Or nous avons : } n_{AM(0)} = C_0 \times V \text{ et } n_{AM(t)} = C \times V = \frac{C_m}{M} \times V$$

$$\text{On a donc : } x(t) = C_0 \times V - \frac{C_m}{M} \times V$$

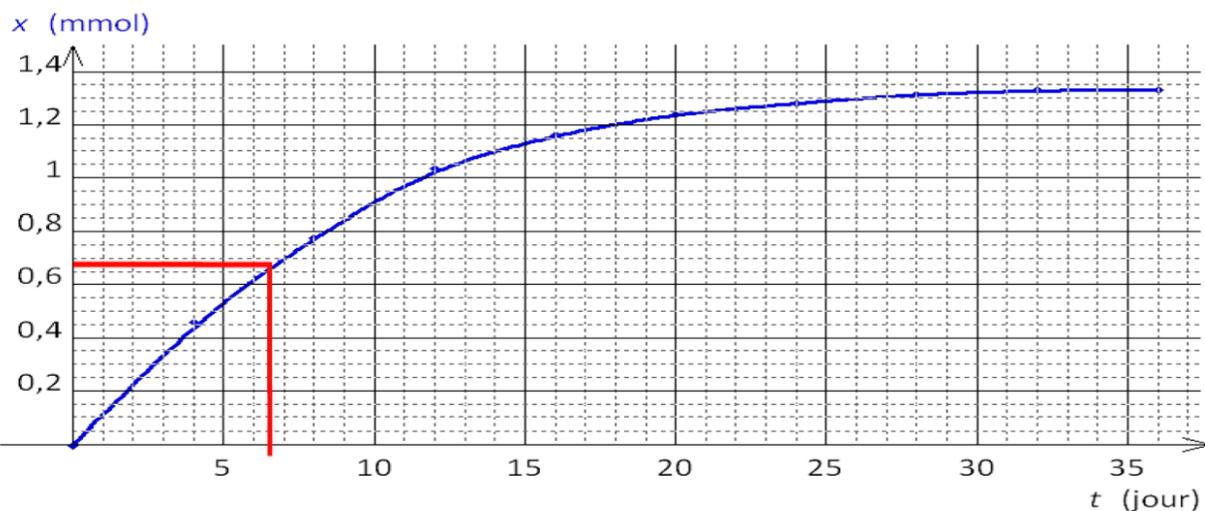
Q4. Vérifier que, numériquement, on a pour x(t) en mmol (millimole) et C_m en g.L⁻¹ :

$$x(t) = 1,34 - 0,373 \times C_m$$

On trouve cette expression en faisant l'application numérique de l'expression précédente.

Q5. Tracer sur la feuille annexe à rendre avec la copie la courbe représentant les variations de x(t) en mmol en fonction de t en jours.

Représentation graphique : Pour obtenir les valeurs de l'avancement, on utilise la formule précédente.



Q6. La manipulation a été faite sur le vin auquel on a ajouté les bactéries le 1er décembre. En utilisant le graphique réalisé, déterminer la concentration massique en acide malique dans ce vin le 26 décembre. La réaction est-elle terminée ?

D'après le graphique, au bout de 26 jours, on a $x=1,30$ mmol donc : $C_m = \frac{1,34-x}{0,373} = 0,107$ g/L

Cette valeur est inférieure à 0,2g/L, la réaction est bien terminée.

Q7. Déterminez le temps de demi-réaction $t_{1/2}$. Comment évoluerait-il en l'absence de bactéries ? Justifiez.

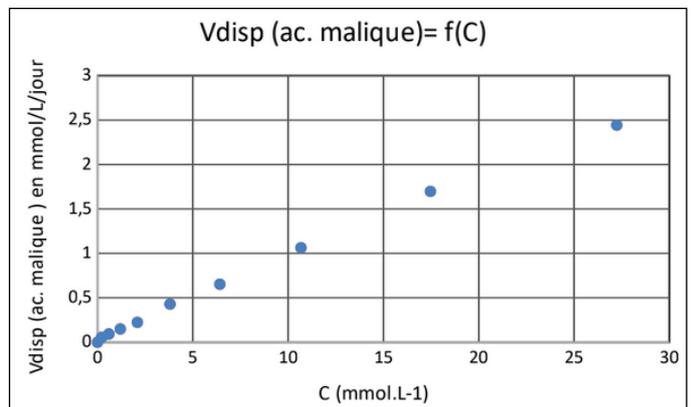
Le temps de demi réaction correspond à la durée pour laquelle $x_{t_{1/2}} = x_{\max} / 2 = 0,67$ mmol. En utilisant la courbe, on obtient : $t_{1/2} = 6,5$ jours. En l'absence de bactéries, ce temps serait bien plus long.

Q8. Exprimer la vitesse volumique de disparition de l'acide malique notée $V_{\text{disp(acide malique)}}$, la concentration molaire en acide malique étant notée C.

$$\text{Par définition: } V_{\text{acide}} = \frac{-d[\text{acide}]}{dt} = \frac{-dC}{dt}$$

(on utilise le signe moins car l'acide malique est un réactif)

Pour ce même vin, on a représenté l'évolution de la vitesse volumique de disparition de l'acide malique (en mmol/L/jour) en fonction de la concentration en acide malique C.



Q9. La réaction de FML étudiée suit-elle une loi d'ordre 1 par rapport à l'acide malique ? Expliquez votre réponse.

On peut écrire : $V_{\text{acide}} = k \times C$ car la représentation graphique est une droite passant par l'origine, ce qui traduit une proportionnalité : la réaction de FML étudiée suit bien une loi d'ordre 1 par rapport à l'acide malique.

Q10. Le 26 décembre, on mesure la concentration en ions oxonium H_3O^+ du vin. Elle est égale à $2,0 \cdot 10^{-4}$ mol.L⁻¹. La désacidification du vin à l'issue de la FML est-elle suffisante ?

Par définition, $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2,0 \cdot 10^{-4}) = 3,7$. Le pH est supérieur à 3,6 donc la désacidification du vin à l'issue de la FML est suffisante.

EXERCICE 2 : UNE BATTERIE COMESTIBLE (8 POINTS)

Q1. Écrire l'équation de la réaction électrochimique modélisant la transformation de la riboflavine lors du fonctionnement de la pile.

D'après les données, la formule brute de la riboflavine est : $C_{17}H_{20}N_4O_6$.

C'est donc le réducteur du couple donné $C_{17}H_{18}N_4O_6 / C_{17}H_{20}N_4O_6$

L'équation est : $C_{17}H_{20}N_4O_6 \rightarrow C_{17}H_{18}N_4O_6 + 2 H^+ + 2 e^-$

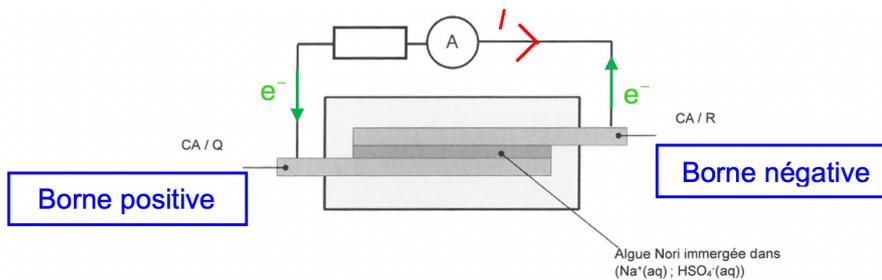
Q2. En déduire si la riboflavine subit une oxydation ou une réduction. Justifier.

La riboflavine est un réducteur qui subit une oxydation (elle cède des électrons).

La pile comestible est utilisée pour alimenter une résistance.

Q3. Compléter le schéma de fonctionnement de la pile situé en **ANNEXE** à rendre avec la copie en mentionnant :

- la borne positive
- la borne négative
- le sens du courant dans le circuit
- le sens des électrons dans le circuit



Q4. Indiquer le rôle joué par le film d'algue Nori immergé dans la solution électrolytique d'hydrogénosulfate de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$; $\text{HSO}_4^-_{(\text{aq})}$).

La membrane joue le rôle d'un pont salin : fermer le circuit et maintenir l'électroneutralité des électrolytes des 2 compartiments.

On peut également dire qu'elle sépare l'oxydant et le réducteur pour empêcher tout transfert direct d'électrons.

La réaction électrochimique modélisant la transformation mise en jeu sur l'électrode recouverte de quercétine est : $\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7(\text{s}) + 2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{C}_{15}\text{H}_{12}\text{O}_7(\text{s})$

Q5. Déterminer la charge électrique Q délivrée par la pile pendant les 12 min de fonctionnement.

L'intensité étant un débit de charge électriques : $I = \frac{Q}{\Delta t}$ (si l'intensité est constante).

Ainsi, $Q = I \times \Delta t$ (avec I en A et Δt en s)

$$Q = 48 \times 10^{-6} \times (12 \times 60) = 3,5 \times 10^{-2} \text{C}$$

Q6. En déduire que la quantité de matière d'électrons n_e consommée par l'électrode recouverte de quercétine pendant la durée Δt vaut $n_e = 3,6 \times 10^{-7}$ mol.

Par définition, $Q = n_e \times N_A \times e = n_e \times F$

$$\text{Donc } n_e = \frac{Q}{F}$$

$$\text{Application numérique : } n_e = \frac{3,5 \times 10^{-2}}{96500} = 3,6 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

Q7. Indiquer si, au bout de 12 min, la demi-pile est déchargée en calculant le pourcentage de quercétine qui a été consommée pendant cette durée.

D'après l'équation à l'électrode recouverte de quercétine : $\frac{n(e^-)}{2} = \frac{n(\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7)_{\text{cons}}}{1}$

$$\text{Donc } n(\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7)_{\text{cons}} = \frac{3,6 \times 10^{-7}}{2} = 1,8 \times 10^{-7} \text{ mol.}$$

La quantité initiale de quercétine était $n(\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7)_i = \frac{m(\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7)_i}{M(\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7)}$

$$\text{Donc } n(\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7)_i = \frac{0,60 \times 10^{-3}}{302,24} = 2,0 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

Le pourcentage de quercétine consommé en 12 minutes est donc : $\frac{n(\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7)_{\text{cons}}}{n(\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7)_i} \times 100$

$$\text{Soit } \frac{1,8 \times 10^{-7}}{2,0 \times 10^{-6}} \times 100 = 0,091 = 9,1 \% \text{ donc la demi-pile n'est pas déchargée.}$$