

DEVOIR N°2 : CINETIQUE, PILES

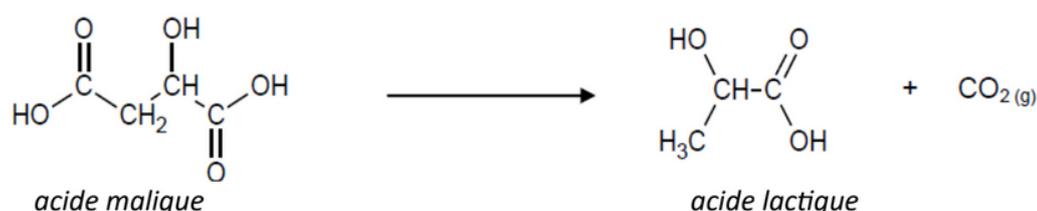
EXERCICE 1 : LA FERMENTATION MALOLACTIQUE (12 POINTS)

Les questions sont indépendantes (sauf Q4)

« Le vin est une boisson provenant exclusivement de la fermentation du raisin frais ou du jus de raisin frais ». Telle est la définition légale du vin mais derrière le terme « fermentation » se cachent des transformations que les chimistes ont mis des années à découvrir.

Après récolte et pressage des raisins, deux fermentations ont lieu, d'abord la fermentation alcoolique, puis la fermentation malolactique.

La fermentation malolactique, généralement assurée par une espèce de bactérie lactique, *Oenococcus oeni*, désigne la désacidification biologique du vin. Lors de cette transformation, l'acide malique présent dans le vin se transforme en acide lactique, acide plus faible, avec production de dioxyde de carbone à l'état gazeux ; transformation modélisée par la réaction d'équation suivante :



La désacidification du vin qui résulte de la fermentation malolactique (qu'on notera en abrégé FML) est un phénomène généralement recherché, auquel on doit l'assouplissement des vins jeunes. On cherche à obtenir un pH supérieur à 3,40 pour un vin blanc et à 3,60 pour un rouge ; en dessous de cette valeur, le vin paraîtra acide. Pour qu'un vin puisse être mis en bouteille, il convient de vérifier que la fermentation malolactique est terminée.

Données :

- Masse molaire de l'acide malique : $M = 134,0 \text{ g.mol}^{-1}$;
- On considère la FML achevée lorsque la teneur en acide malique résiduel est inférieure à $0,20 \text{ g.L}^{-1}$
- Rappel de la formule de calcul du pH : $\text{pH} = -\log[H_3O^+]$

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

Le 1er décembre, un viticulteur ajoute les bactéries dans ses vins. Un organisme de contrôle suit régulièrement l'évolution de la présence d'acide malique dans les vins.

Pour un volume $V = 50,0 \text{ mL}$ de son vin, les résultats des dosages réalisés sont les suivants :

Concentration en masse C_m de l'acide malique (en g.L^{-1})	3,65	2,34	1,43	0,86	0,51	0,28	0,16	0,08	0,03	0,00
Date t (en jours)	0	4	8	12	16	20	24	28	32	36

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 C_0 en 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 , C_0 , 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.

Q4. Vérifier que, numériquement, on a pour $x(t)$ en mmol (millimole) et C_m en g.L^{-1} :

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

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.

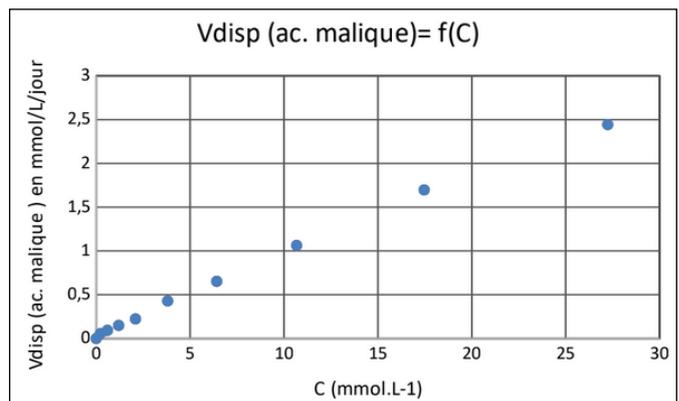
Q6. La manipulation a été faite sur le vin auquel on a ajouté les bactéries le 1er décembre. En utilisant le graphique réalisé, déterminer la concentration massique en acide malique dans ce vin le 26 décembre. La réaction est-elle terminée ?

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

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 .

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.

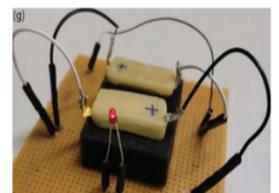


Q10. Le 26 décembre, on mesure la concentration en ions oxonium H_3O^+ du vin. Elle est égale à $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$. La désacidification du vin à l'issue de la FML est-elle suffisante ?

EXERCICE 2 : UNE BATTERIE COMESTIBLE (8 POINTS)

Les questions sont indépendantes

L'électronique comestible est au cœur de l'attention des scientifiques qui cherchent à améliorer la réalisation de certains diagnostics de santé, et le déploiement d'équipements médicaux facilement ingérables et sans danger. Un nouveau pas vient d'être franchi avec la création d'une batterie rechargeable entièrement comestible, pouvant se dissoudre dans le corps humain en toute sécurité...



Prototype de batterie comestible développée par les chercheurs de l'Institut Italien de Technologie

Le prototype réalisé par des chercheurs italiens est constitué de deux électrodes :

- la première notée CA / R est en or, recouverte de charbon actif et de 0,75 mg de **riboflavine** ou vitamine B2;
- la seconde notée CA / Q est en or, recouverte de charbon actif et de 0,60 mg de **quercétine** (pigment végétal présent dans les câpres ou l'oignon rouge).

L'ensemble est séparé par un film d'algue Nori immergé dans une solution électrolytique d'hydrogénosulfate de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}); \text{HSO}_4^-(\text{aq})$) puis encapsulé dans de la cire d'abeille (Figure 1).

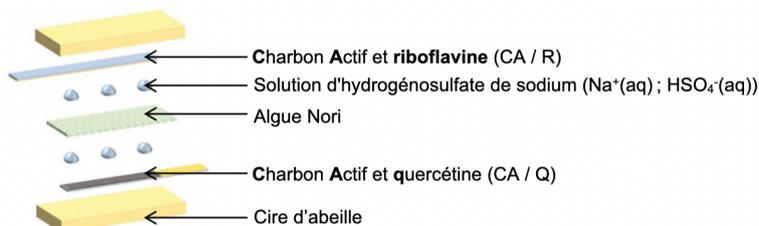


Figure 1 : composition de la pile – D'après Adv. Mater. 2023, 35, 2211400

Lors de son fonctionnement, la pile permet d'obtenir une tension de 0,65 V et de délivrer un courant d'intensité constante de **48 μA** (micro-ampère) pendant une durée **$\Delta t = 12$ minutes**. Ce courant permet selon les scientifiques italiens d'alimenter de petits dispositifs médicaux.

Données :

- informations relatives à la riboflavine et la quercétine :

	Formule Brute	Masse molaire moléculaire ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	Couple oxydant / réducteur
riboflavine (R)	$\text{C}_{17}\text{H}_{20}\text{N}_4\text{O}_6$	376,36	$\text{C}_{17}\text{H}_{18}\text{N}_4\text{O}_6(\text{s}) / \text{C}_{17}\text{H}_{20}\text{N}_4\text{O}_6(\text{s})$
quercétine (Q)	$\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7$	302,24	$\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{O}_7(\text{s}) / \text{C}_{15}\text{H}_{12}\text{O}_7(\text{s})$

- nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
 - charge élémentaire $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$;
 - constante de Faraday : $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Le Faraday est la valeur absolue de la charge électrique d'1 mol d'électrons.

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

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

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 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.

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

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.