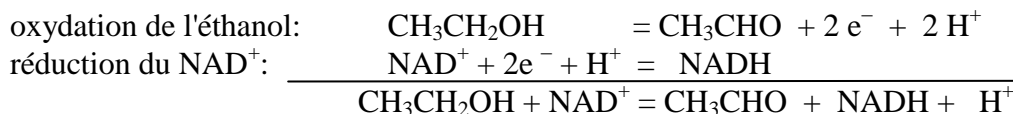


A – Première partie: détermination du degré alcoolique d'un vin**I Questions préliminaires**

1. Les demi-équations électroniques associées aux couples: $\text{CH}_3\text{CHO} / \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ et $\text{NAD}^+ / \text{NADH}$ sont:



On retrouve bien l'équation (1) donnée dans l'énoncé.

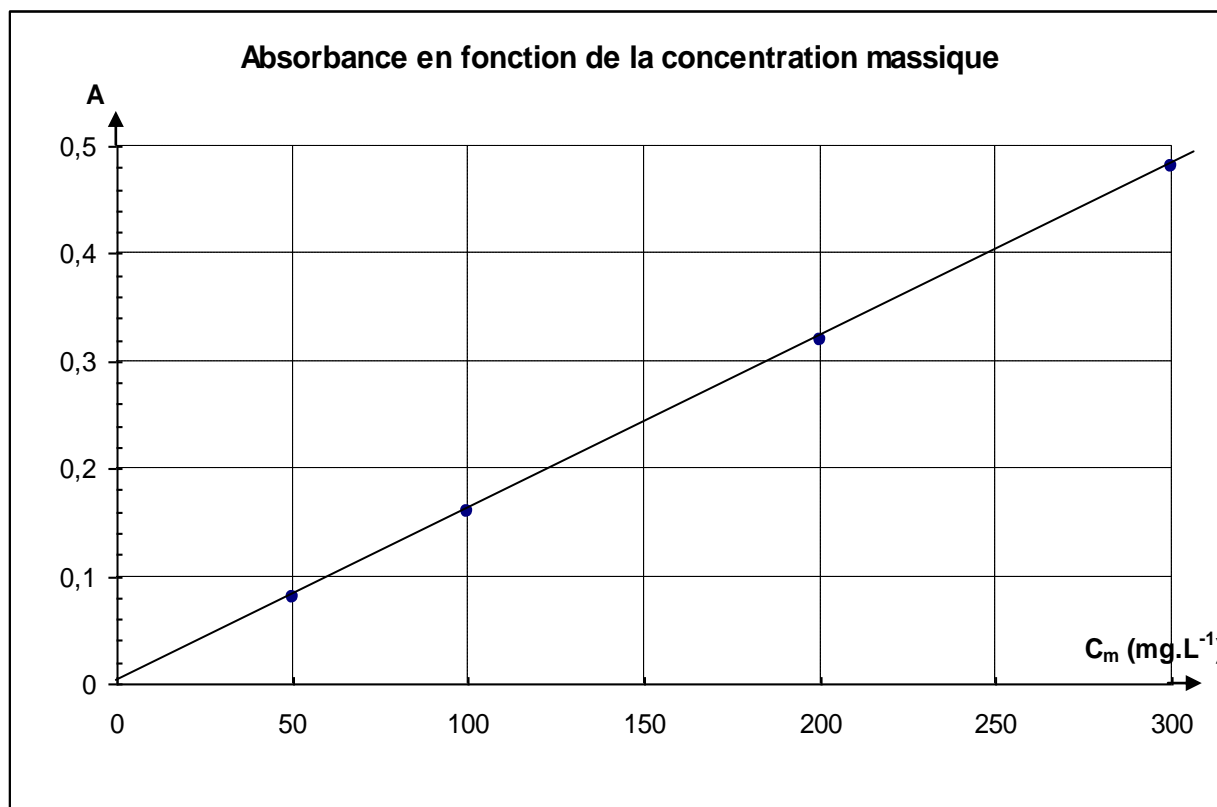
Au cours de la réaction (1), l'éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ est oxydé en éthanal CH_3CHO avec libération de deux électrons tandis que NAD^+ est réduit en NADH avec capture de deux électrons. On a **transfert de deux électrons** entre l'éthanol et NAD^+ .

2. Un **catalyseur** est une espèce chimique capable d'accélérer une réaction chimique: le catalyseur n'intervient pas dans l'écriture de l'équation de la réaction, car en fin de réaction il se retrouve inchangé. Il s'agit ici d'une catalyse enzymatique.

II. Étalonnage du spectrophotomètre

1. Lors du réglage initial du spectrophotomètre, la **valeur de l'absorbance de la solution de référence doit être nulle**. On dit qu'on réalise "le blanc" du spectrophotomètre.

2. Graphe $A = f(C_m)$:



3. Le graphe est une **droite qui passe par l'origine** du repère. L'absorbance A est donc proportionnelle à la concentration massique C_m , soit: $A = k \cdot C_m$ avec k coefficient directeur de la droite.

À l'aide des points (0; 0) et (300 ; 0,48), on détermine: $k = \frac{0,48-0}{300-0} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ L.mg}^{-1}$.

III – Préparation et dosage de l'éthanol contenu dans le vin

1. Solution D:

$$C_D =$$

$$V_D = 1 \text{ mL}$$

Échantillon E:

$$C_E =$$

$$V_E = 50 \text{ mL}$$

Au cours de la dilution de la solution D pour préparer l'échantillon E, la quantité d'éthanol est conservée,

$$\text{donc: } n_D = n_E \quad \Leftrightarrow \quad C_D \cdot V_D = C_E \cdot V_E \quad \Leftrightarrow \quad \frac{C_E}{C_D} = \frac{V_D}{V_E} = \frac{1}{50} \quad \Leftrightarrow \quad \boxed{C_E = \frac{C_D}{50}}$$

L'échantillon correspond donc à une dilution au $1/50^{\text{e}}$ de la solution D.

2. On a $A_e = 0,30$ donc d'après la relation précédente: $C_{m,e} = \frac{A_e}{k}$

$$C_{m,e} = \frac{0,30}{1,6 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{1,9 \cdot 10^2 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}}. \text{ (valeur non arrondie stockée en mémoire de la calculatrice)}$$

On aurait pu utiliser le graphe $A = f(C_m)$ du II.2. mais cette méthode serait moins précise.

3. a) La solution D ayant été diluée 50 fois, il vient: $C_{m,D} = 50 \cdot C_{m,e}$

$$C_{m,D} = 50 \times 1,9 \cdot 10^2 = 9,4 \times 10^3 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} = \mathbf{9,4 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}} \text{ (calcul effectué avec la valeur non arrondie de } C_{m,e}\text{)}$$

3.b) Le distillat de vin (20 mL) ayant été dilué 10 fois pour préparer 200 mL de solution D, la concentration massique du vin en éthanol est: $C_{m,\text{vin}} = 10 \cdot C_{m,D}$

$$C_{m,\text{vin}} = 10 \times 9,4 = \mathbf{94 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}.$$

4. 1 L de vin contient 94 g d'éthanol donc 100 mL de vin contient 9,4 g d'éthanol.

Or la masse volumique de l'éthanol étant $\mu(\text{ol}) = 0,80 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} = 8,0 \times 10^2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, le volume d'éthanol $V(\text{ol})$ en L correspondant à une masse $m(\text{ol}) = 9,4 \text{ g}$ est:

$$V(\text{ol}) = \frac{m(\text{ol})}{\mu(\text{ol})} = \frac{9,4}{8,0 \times 10^2} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ L} = \mathbf{12 \text{ mL}}$$

Ainsi d'après la définition du degré alcoolique, ce vin a un **degré alcoolique** de 12 % vol.

B – Deuxième partie: cinétique de la fermentation malolactique.

1. La concentration molaire en acide malique [acide malique] et concentration massique en acide malique C_m sont liées par la masse molaire M selon:

$$[\text{acide malique}] = \frac{n}{V} \text{ or } n = \frac{m}{M} \quad \text{donc} \quad [\text{acide malique}] = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$\text{et } C_m = \frac{m}{V} \quad \text{donc} \quad [\text{acide malique}] (t) = \frac{C_m(t)}{M}$$

La masse molaire de l'acide malique est: $M = 4 \times M(\text{C}) + 5 \times M(\text{O}) + 6 \times M(\text{H})$

$$M = 4 \times 12 + 5 \times 16 + 6 \times 1 = 134 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{D'où la relation: } \boxed{[\text{acide malique}] (t) = \frac{C_m(t)}{134}}$$

$$\text{À } t = 0, \text{ on a } C_m(0) = 3,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \text{ donc } \quad \mathbf{[\text{acide malique}] (0) = \frac{3,5}{134} = 2,6 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}.$$

La quantité initiale d'acide malique à l'instant initial pour 1 L de vin est donc:

$$\mathbf{n_{\text{acide malique}} (t = 0) = 2,6 \times 10^{-2} \text{ mol}}$$

2. Le tableau d'avancement de la réaction (en mol) est:

	acide malique	=	acide lactique	+	CO ₂
État initial (t=0)	$2,6 \times 10^{-2}$		0		0
En cours t	$2,6 \times 10^{-2} - x(t)$		x(t)		x(t)

A l'instant t, la quantité d'acide malique restante est: $n_{\text{acide malique}} (t) = 2,6 \cdot 10^{-2} - x(t)$

$$\text{D'où: } \boxed{x(t) = 2,6 \times 10^{-2} - n_{\text{acide malique}} (t)}$$

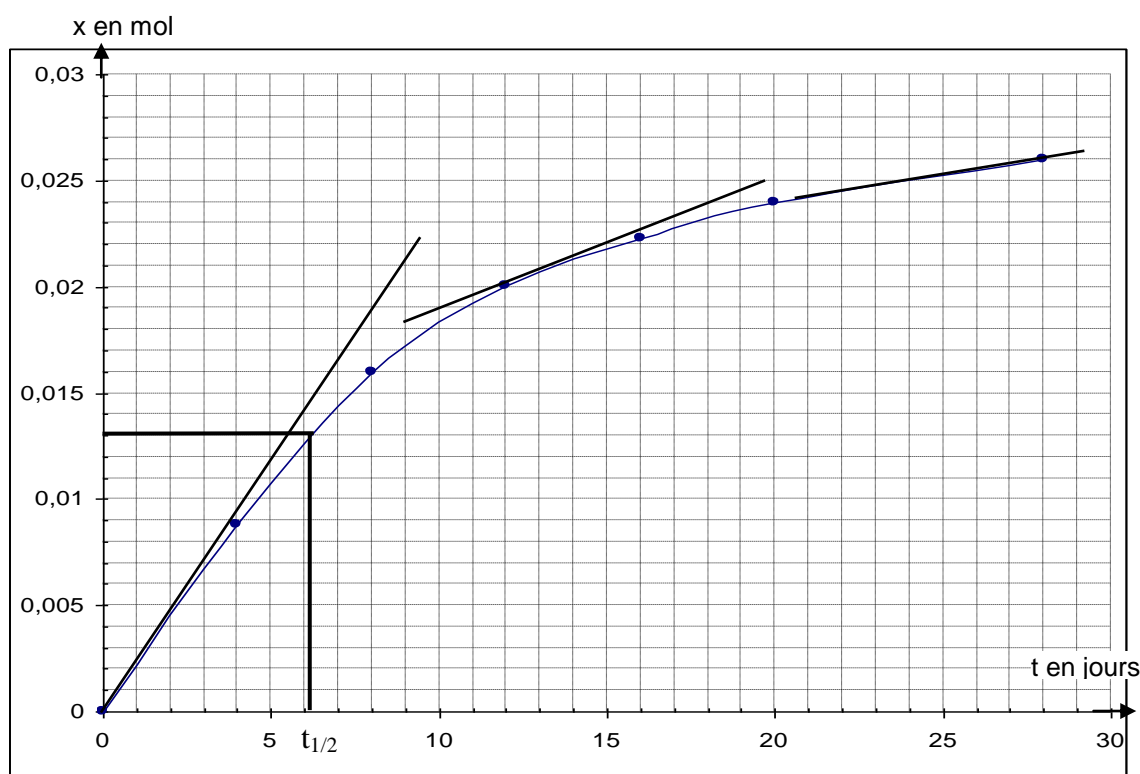
3.a) La vitesse volumique v , à l'instant t , de la réaction est définie par: $v = \frac{1}{V} \cdot \left(\frac{dx}{dt} \right)_t$

avec V le volume du mélange réactionnel (en L), x en mol, et t en jours (ici).

Or le terme $\left(\frac{dx}{dt} \right)_t$ est égal au coefficient directeur de la tangente au graphe $x(t)$ à l'instant t . Pour évaluer

la vitesse de réaction à l'instant t , il suffit de calculer le terme $\left(\frac{dx}{dt} \right)_t$ et de multiplier ce terme par $1 / V$.

3.b) La vitesse volumique est proportionnelle au coefficient directeur de la tangente au graphe $x(t)$ à l'instant t . Au cours du temps, on observe que ce coefficient directeur diminue donc la vitesse volumique de la réaction diminue au cours du temps. Ceci est la conséquence de la diminution de la concentration en réactifs.



4. Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est la durée pour laquelle l'avancement x atteint la moitié de sa valeur finale x_f : $x(t_{1/2}) = x_f / 2$.

Or ici $x_f = 0,026$ mol pour $t = 28$ jours donc $x(t_{1/2}) = x_f / 2 = 0,013$ mol.

Graphiquement on obtient $t_{1/2} = 6,1$ jours.