

CLASSE : Terminale

EXERCICE 1 : commun à tous les candidats 10 points

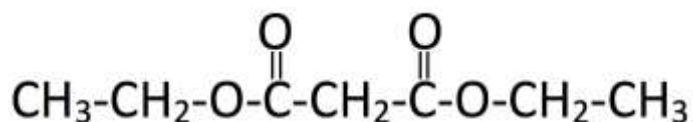
VOIE : Générale

ENSEIGNEMENT : physique-chimie

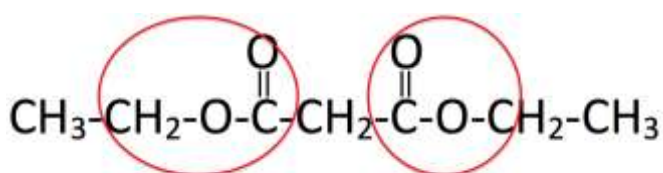
DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1h45

CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui sans mémoire, « type collègue »**EXERCICE 1 : L'urée et la synthèse de l'acide barbiturique (10 points) au choix du candidat**

1.



2.



Famille ester

3.

Les deux intérêts du chauffage à reflux sont d'accélérer la réaction sans perte de matière.

4.

étape (c) Après chauffage et refroidissement, ajouter 10 mL d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, $\text{Cl}^-(\text{aq})$) concentré. Laisser refroidir en plongeant le ballon dans un cristalliseur contenant de l'eau à 5°C : des cristaux blancs (légèrement jaunâtres) d'acide barbiturique apparaissent lentement.

D'après les données : L'acide barbiturique est très soluble à chaud dans l'eau distillée et beaucoup moins à froid.

En refroidissant, l'acide barbiturique est moins soluble : il cristallise

5.

Quantités de matière des réactifs :

$$n_1 = 0,025 \text{ mol}$$

$$n_1 = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

$$\text{Or } \rho_2 = \frac{m_2}{V_2} \text{ donc } m_2 = \rho_2 \times V_2$$

$$n_2 = \frac{\rho_2 \times V_2}{M_2}$$

$$n_2 = \frac{1,05 \times 6,5}{160} = 4,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

	CH_4N_2	+ $\text{C}_7\text{H}_{12}\text{O}_4$	\rightarrow	$\text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_3$	+ 2 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
Etat initial	$2,5 \times 10^{-2}$	$4,3 \times 10^{-2}$		0	0
Etat intermédiaire	$2,5 \times 10^{-2} - x$	$4,3 \times 10^{-2} - x$		x	2x
Etat final	$2,5 \times 10^{-2} - x_f$	$4,3 \times 10^{-2} - x_f$		x_f	$2x_f$

Calculons l'avancement maximal :

$$2,5 \times 10^{-2} - x_{\max 1} = 0$$

$$x_{\max 1} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$4,3 \times 10^{-2} - x_{\max 2} = 0$$

$$x_{\max 2} = 4,3 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$x_{\max 1} < x_{\max 2}$$

Donc $x_{\max} = x_{\max 1}$, l'urée est le réactif limitant

6.

Calculons la masse théorique d'acide barbiturique que l'on pourrait obtenir si la synthèse était totale :

$$m_{\text{bth}} = n_{\text{bth}} \times M_{\text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_3}$$

$$m_{\text{bth}} = x_{\max 1} \times M_{\text{C}_4\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_3}$$

$$m_{\text{bth}} = 2,5 \times 10^{-2} \times 128,0$$

$$m_{\text{bth}} = 3,2 \text{ g}$$

7.

$$\eta = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{bth}}}$$

$$\eta = \frac{2,6}{3,2}$$

$$\eta = 0,81 = 81\%$$

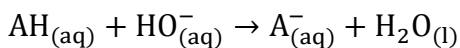
Proposer des explications pour rendre compte du fait que le rendement est inférieur à 100 % :

- La réaction n'est pas totale
- L'acide barbiturique n'a pas été totalement extrait

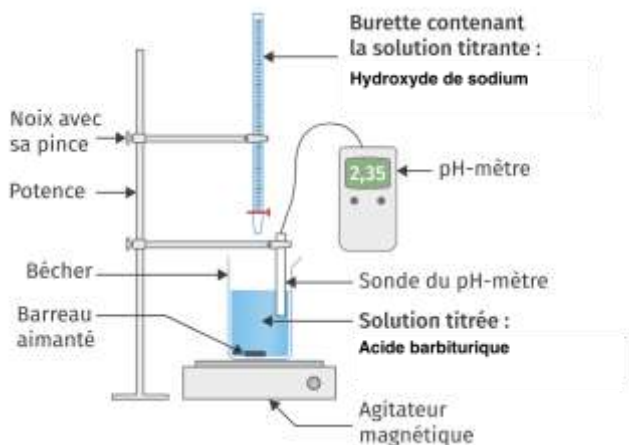
Proposer une stratégie pour l'augmenter :

- Séparer les produits au fur et à mesure de la réaction

8.



9.



10.

A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans des proportions stœchiométriques.

11.

A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans des proportions stœchiométriques :

$$\frac{n_{\text{AH}}^i}{1} = \frac{n_{\text{HO}^-}^{\text{eq}}}{1}$$

$$\frac{m_{\text{AH}}}{M_{\text{AH}}} = C_b \times V_{\text{eq}}$$

$$m_{\text{AH}} = C_b \times V_{\text{eq}} \times M_{\text{AH}}$$

V_{beq} est obtenu par lecture graphique : $V_{\text{eq}} = 15,6 \text{ mL}$

$$m_{\text{AH}} = 5,00 \times 10^{-1} \times 15,6 \times 10^{-3} \times 128,0$$

$$m_{\text{AH}} = 0,998 \text{ g}$$

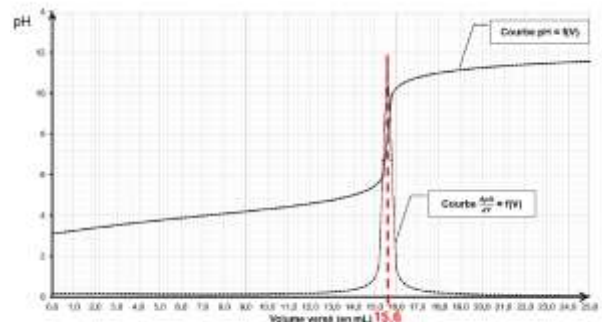


Figure 1 : évolution du pH de la solution en fonction du volume de solution d'hydroxyde de sodium versé

12.

$$\text{Degré de pureté} = \frac{m_{\text{AH}}}{m_{\text{solide}}} = \frac{0,998}{1,00} = 0,998 = 99,8\%$$

La recristallisation a été satisfaisante.

13.

D'après l'annexe 1, $[\text{Urée}] = 0$ après un temps long (vers 2500 jours).

Comme il ne reste plus d'urée à la fin, la réaction est totale.

14.

D'après l'annexe 1, $[\text{Urée}] = 0$ après un temps long (vers 2500 jours).

Comme la réaction dure 2500 jours, la réaction est lente.

15.

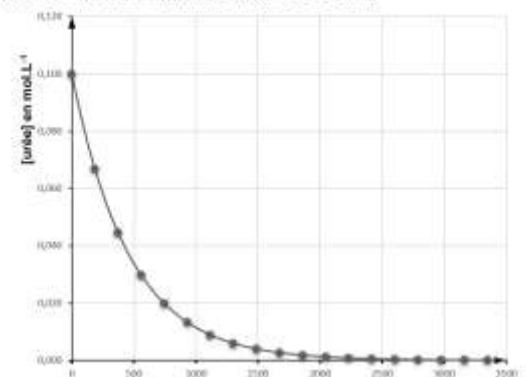
$$[\text{Urée}]_0 = 0,100 \text{ mol. L}^{-1}$$

$t_{1/2}$ est la durée nécessaire pour que l'avancement atteigne la

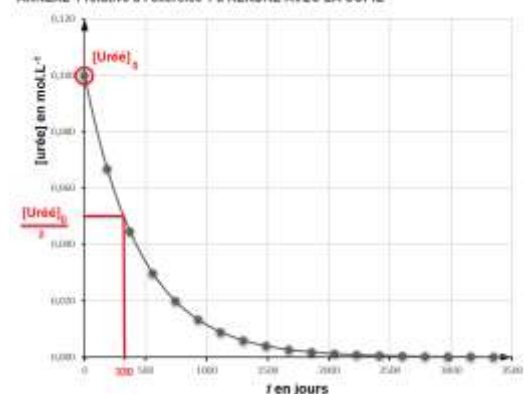
$$\text{moitié de sa valeur finale : } [\text{Urée}]_{t_{1/2}} = \frac{[\text{Urée}]_0}{2}$$

Graphiquement : $t_{1/2} = 330 \text{ jours}$

ANNEXE 1 relative à l'exercice 1 à RENDRE AVEC LA COPIE



ANNEXE 1 relative à l'exercice 1 à RENDRE AVEC LA COPIE



16.

« Une méthode pour réaliser ce dosage consiste à procéder, dans un premier temps, à l'hydrolyse de l'urée en ions ammonium et carbonate. Ce sont les ions ammonium formés qui, par la suite, font l'objet d'une analyse en vue de remonter à la concentration initiale en urée. »

Or il faut 2500 jours pour que l'hydrolyse soit terminée.

Le patient ne peut attendre la fin de l'hydrolyse.

Il est donc impossible de mettre en oeuvre le dosage de l'urée décrit en introduction de la partie 2 compte tenu des caractéristiques d'évolution temporelle de l'hydrolyse de l'urée.

17.

$$v_d = -\frac{d[\text{Urée}]_{(t)}}{dt}$$

18.

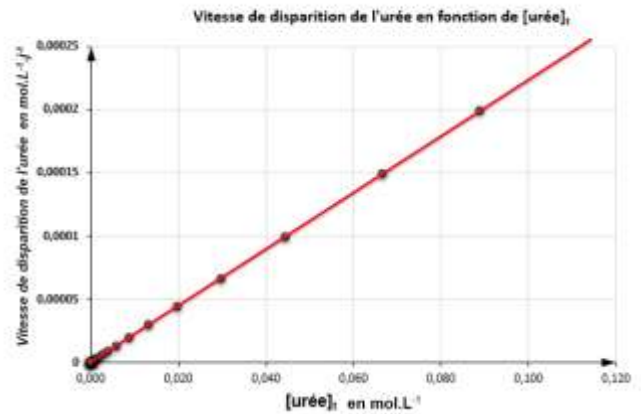
Dans le cas d'une loi de vitesse d'ordre 1, la relation existant entre la vitesse volumique de disparition v du saccharose, la concentration en saccharose $[S]$ et une constante de vitesse notée k est :

$$v_d = k \times [\text{Urée}]_{(t)}$$

Nous avons une droite qui passe par l'origine donc v_d est proportionnel à $[\text{Urée}]_{(t)}$: $v_d = k \times [\text{Urée}]_{(t)}$

C'est bien en accord avec une loi de vitesse d'ordre 1.

figure 2 : évolution temporelle de la concentration en urée, $[\text{urée}]_t$



19.

k est le coefficient directeur de la droite :

$$k = \frac{y_B - y_A}{x_B - x_A}$$

$$k = \frac{0,00025 - 0}{0,113 - 0} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

figure 2 : évolution temporelle de la concentration en urée, $[\text{urée}]_t$



20.

On récupère la totalité de l'uréase à la fin de l'hydrolyse. De plus en présence d'uréase, la constante de vitesse k est plus grande.

Ainsi l'uréase augmente la vitesse de la réaction sans être consommé : c'est un catalyseur.

21.

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$$

Comparons les temps de demi réaction avec et sans uréase :

$$\frac{t_{1/2} \text{ avec uréase}}{t_{1/2} \text{ sans uréase}} = \frac{\ln(2)}{k_{\text{avec uréase}}} \times \frac{k_{\text{sans uréase}}}{\ln(2)} = \frac{k_{\text{sans uréase}}}{k_{\text{avec uréase}}}$$

$$\frac{t_{1/2} \text{ avec uréase}}{t_{1/2} \text{ sans uréase}} = \frac{2,2 \cdot 10^{-3}}{8,0 \cdot 10^{-9}} = 2,8 \cdot 10^{-13}$$

$$t_{1/2} \text{ avec uréase} = 2,8 \cdot 10^{-13} \times t_{1/2} \text{ sans uréase}$$

$$t_{1/2} \text{ avec uréase} = 2,8 \cdot 10^{-13} \times 330 \times 24 \times 3600$$

$$t_{1/2} \text{ avec uréase} = 8,0 \cdot 10^{-6} \text{ s}$$

Le temps de demi réaction avec uréase est très petit. La réaction est instantanée.

Il devient possible de mettre en oeuvre le dosage de l'urée décrit en introduction de la partie 2.