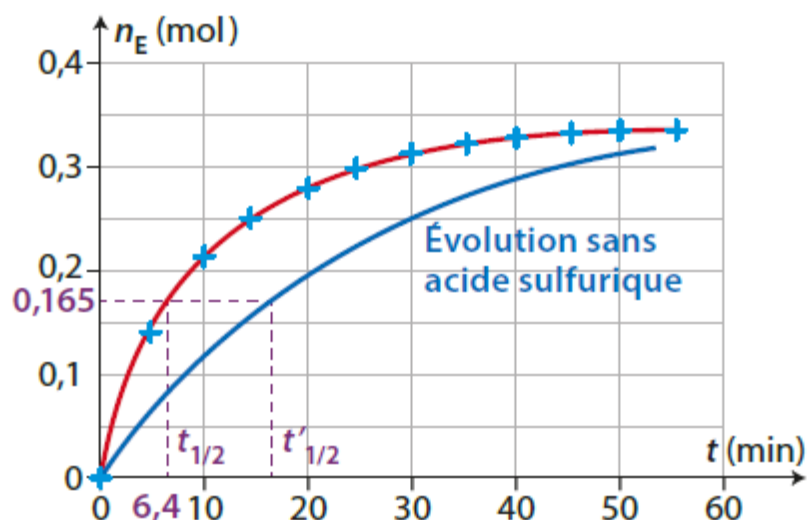


## 22 COPIÉ Le parfum de poire

1. Voir la courbe en bleu sur le graphique suivant.



2. La vitesse d'apparition de l'acétate d'amyle à un instant  $t$  est égale au coefficient directeur de la tangente à la courbe à cet instant. Au cours du temps, si on trace quelques tangentes en des points différents, on constate que leur coefficient directeur diminue. La vitesse d'apparition de l'acétate d'amyle diminue donc au cours du temps.

3. Le temps de demi-réaction est le temps qu'il faut pour former la moitié de la quantité finale de produit.

Ici  $n_{E_{\max}} = 0,330$  mol donc  $\frac{n_{E_{\max}}}{2} = 0,165$  mol, qui est atteint pour un temps  $t = t_{1/2} = 6,4$  min (voir la construction sur le graphique ci-dessus).

4.a. Sans ajout d'acide sulfurique, qui joue le rôle de catalyseur, la vitesse de réaction diminuerait, et donc le temps de demi-réaction serait plus grand. En augmentant la température, qui est un facteur cinétique, la vitesse de réaction augmenterait, et donc le temps de demi-réaction serait plus petit.

b. L'état d'équilibre sera plus long à atteindre. Mais l'état final sera le même (voir l'allure de la courbe représentée en rouge sur le graphique).

## 23 CORRIGÉ Ordre d'une réaction

1. La relation  $v = k \times [\text{H}_2\text{O}_2]$  montre que la vitesse de disparition du peroxyde d'hydrogène est proportionnelle à sa concentration. La réaction est donc d'ordre 1 par rapport au peroxyde d'hydrogène.

2. Le programme simule l'évolution de la concentration en peroxyde d'hydrogène pour des intervalles de temps  $\Delta t = 0,01$  h. Pour comparer avec l'expérience faite pendant 6 h, on choisit donc de faire le calcul sur  $N = 600$  points afin que la durée totale soit égale à  $0,01 \times 600 = 6$  h.

3. La vitesse de disparition est définie par :

$$v_{\text{disp}} = - \frac{C[i+1] - C[i]}{t[i+1] - t[i]} .$$

Or  $v_{\text{disp}} = k \times C[i]$  donc  $C[i+1] = C[i] - (t[i+1] - t[i]) \times k \times C[i]$  qui est la relation de la ligne 11 du programme.

4. Ce sont les lignes 13 à 15 qui conduisent au tracé de l'évolution de la concentration mesurée expérimentalement en fonction du temps.

## 24 Vitesse d'une réaction

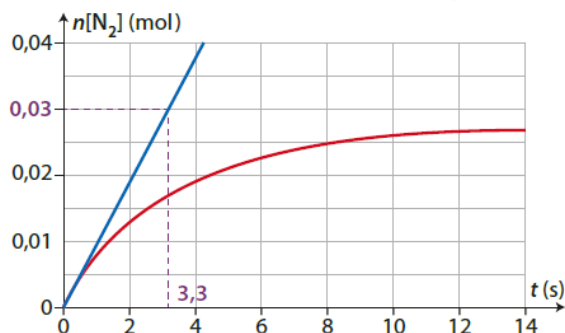
**1.a.** Un catalyseur est une espèce qui accélère une réaction chimique. Au cours de la transformation, il est consommé puis régénéré totalement. Sa formule n'apparaît pas dans l'équation de la réaction.

**b.** « ...métaux nobles tels que le Pt qui accélèrent notamment la réaction de réduction des oxydes d'azote... »

« ...les métaux nobles, bien que non consommés, ... »

**2.** Le diazote étant un gaz, on peut utiliser comme capteur un pressiomètre.

**3.** La vitesse peut être déterminée graphiquement : c'est la pente de la tangente à la courbe donnant l'évolution de  $n_{N_2}(t)$ . On trace la tangente au point  $t = 0$ . Elle passe par le point A(3,33 s ; 0,03 mol).



La vitesse instantanée d'apparition du diazote est égale à :

$$v(0) = \frac{0,03 - 0}{3,3 - 0} = 0,009 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}.$$

**Remarque :** la vitesse s'exprime en  $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$  et non en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  car les données sont exprimées en mol et non en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

**4.** D'après l'énoncé,  $5 \times 10^4$  L de gaz sortent en moyenne du pot d'échappement par heure, soit approximativement  $14 \text{ L} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Le volume molaire étant égal à  $30 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ , cela représente une quantité de gaz de  $\frac{14}{30} = 0,47$  mol par seconde.

La moitié du gaz est du monoxyde d'azote soit une quantité d'environ  $0,23$  mol par seconde.

La vitesse de production de monoxyde d'azote NO (g) par le pot d'échappement est donc approximativement de  $0,23 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Or la question **3.b.** nous a montré que la vitesse d'apparition de diazote  $N_2$  (g) est égale approximativement à  $0,009 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$ .

D'après l'équation de réaction, quand une mole de diazote  $N_2$  (g) est formée, deux moles de monoxyde d'azote NO (g) sont consommées. Donc la vitesse de disparition du monoxyde d'azote NO (g) est environ égale à  $0,009 \times 2 = 0,018 \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$ .

On constate donc que la vitesse de production de monoxyde

d'azote NO (g) par le pot d'échappement est  $\frac{0,23}{0,018} = 12,7$ ,

soit environ 13 fois plus grande que la vitesse de disparition du monoxyde d'azote NO (g) par la réaction proposée. On ne peut donc pas remplacer le pot catalytique par cette réaction.

## Préparation à l'ECE

1. En mélangeant la soude et l'éthanoate d'éthyle, d'après l'équation de la réaction chimique, un ion  $\text{HO}^-$  est remplacé par un ion  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ . Or ces deux ions ont des conductivités molaires ioniques différentes, donc la conductivité de la solution va varier au cours du temps. Et cette variation va directement dépendre de la variation de  $[\text{HO}^-]$ . Le suivi cinétique est donc possible.

2. Protocole du suivi cinétique :

- Prélever 20 mL de la solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_0$  grâce à la poire à pipeter et à la pipette jaugée de 20 mL fournie, et introduire ce volume dans un bécher de 200 mL.
- Prélever environ 80 mL d'eau distillée dans l'éprouvette graduée de 100 mL et les ajouter dans le bécher.
- Ajouter un barreau aimanté dans le bécher et positionner le bécher sur un agitateur magnétique.
- Tremper la cellule du conductimètre dans le bécher en vous assurant qu'elle est bien immergée et mettre en marche l'agitateur magnétique.
- Lire la valeur de la conductivité de la solution à cet instant ( $t = t_0$ ).
- Prélever 2 mL d'éthanoate d'éthyle pur grâce à la poire à pipeter et à la pipette jaugée de 2 mL fournie.
- Introduire les 2 mL d'éthanoate d'éthyle pur dans le bécher et déclencher un chronomètre.
- Relever la valeur de la conductivité de la solution à intervalles de temps réguliers.