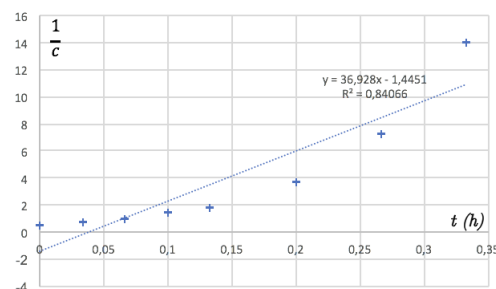
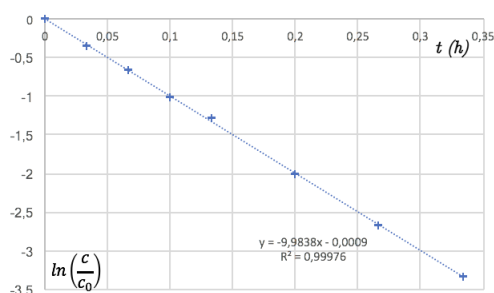


Cinétique chimique

SF 1 - Déterminer l'ordre d'une réaction par la méthode intégrale

On étudie la réaction $\text{N}_2\text{O}_5(\text{aq}) \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{aq}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$ à 45°C . La méthode différentielle a malheureusement donné un ordre de 1,5! On veut donc avoir une confirmation : l'ordre est-il égal à 1 ou 2?

On mesure la concentration $c = \text{N}_2\text{O}_5$ à différents instants et on trace deux courbes :



1. Déterminer $c(t)$ dans le cas d'un ordre 1.
2. Déterminer $c(t)$ dans le cas d'un ordre 2.
3. En déduire l'ordre.

SF 2 - Faire le lien entre la grandeur mesurée et la concentration du réactif

Pour chaque réaction, on donne la grandeur mesurée lors de l'expérience. Déterminer le lien entre la concentration du réactif précisé et la grandeur mesurée.

1. $\text{N}_2\text{O}_5(\text{aq}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{aq}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$. On mesure par titrage la concentration en N_2O_4 au cours du temps.
2. $2\text{I}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) = \text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. I^- et H^+ sont en excès et on mesure l'absorbance A due à l'espèce I_2 colorée.
3. $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) = \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{aq})$. La soude et l'éthanoate d'éthyle $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ ont été introduits dans les proportions stoechiométriques. On mesure la conductivité de la solution.
Données : Conductivités ioniques molaires
 $\lambda_{\text{Na}^+} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{OH}^-} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$; $\lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$.
4. $2\text{N}_2\text{O}(\text{g}) = 2\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. On mesure la pression totale $P(t)$.

Exercice 1 - Réaction en phase gazeuse

La réaction $2 \text{N}_2\text{O}(\text{g}) = 2 \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ est du premier ordre en N_2O . Tous les corps sont gazeux et assimilés à des gaz parfaits.

On travaille à V constant dans un récipient fermé à température constante.

A $t = 0$ min, N_2O est seul sous la pression $P_0 = 1$ bar pour une quantité de matière n_0 .

On suit l'évolution de la réaction en mesurant la pression totale $P(t)$ dans le récipient en fonction du temps.

Lorsqu'on effectue les mesures à la température $T_1 = 283$ K, la pression mesurée au bout de $t_1 = 20$ min est $P_1 = 1,006$ bar.

1. Construire le tableau d'avancement et y ajouter une colonne de quantité de matière totale n_{tot} .
2. Ecrire la loi de vitesse. Exprimer la vitesse volumique v en fonction de la pression partielle p_{NO_2} . (On généralisera aux gaz la formule de $[\text{NO}_2] = \frac{n_{\text{NO}_2}}{V}$).
3. Après intégration de la loi de vitesse, en déduire l'expression de $p_{\text{NO}_2}(t)$ puis l'expression de l'avancement $\xi(t)$.
4. Montrer que l'expression de $P(t)$ la pression totale est $P(t) = P_0(A - Be^{-2kt})$, où $A, B \in \mathbb{R}$ à déterminer.
5. Déterminer alors la valeur de la constante de vitesse pour $T = T_1$.