

Suivi temporel d'une transformation - Vitesse de réaction

Exercice 1 : Suivi temporel d'une transformation

On verse dans un bécher $V = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent $\text{Ag}^+_{(aq)}$ et de concentration $[\text{Ag}^+] = 0,15 \text{ mol/L}$. On y ajoute $0,127 \text{ g}$ de poudre cuivre $\text{Cu}_{(s)}$. La solution initialement incolore devient bleue et il se forme un dépôt d'argent Ag et les ions de cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$.

1. Écrire l'équation chimique modélisant la réaction.
2. Décrire l'état initial du système en quantité de matière.
3. Trouver le réactif limitant et calculer l'avancement maximal.
4. Décrire l'état final du système en quantité de matière.
5. Déterminer, à l'état final les concentrations molaires des ions en solution et les masses du (ou-des) solide(s) présent(s)

Données : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$ et $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g/mol}$

Exercice 2 : les feux d'artifice

Le chlorate de potassium KClO_3 est une poudre utilisée dans les feux d'artifice pour obtenir des étincelles violettes sa réaction avec du carbone (C) donne du dioxyde de carbone CO_2 et le chlorure de potassium KCl .

1. Écrire l'équation chimique de la réaction.
2. On réalise la transformation chimique à partir de $n_1 = 1 \text{ mol}$ de KClO_3 et de $n_2 = 1,5 \text{ mol}$ de carbone. Construire le tableau d'avancement et déterminer l'avancement final. Indiquer les quantités de chaque espèce dans le système à l'état final.
3. On réalise la transformation chimique à partir de 25 g de KClO_3 et de 40 g de carbone solides.
 - 3.1. Calculer les quantités de matière initiales des réactifs.
 - 3.2. Construire le tableau d'avancement de la réaction. Déterminer l'avancement maximal de la réaction.
 - 3.3. calculer le volume de dioxyde de carbone gazeux obtenu dans les conditions de l'expérience.

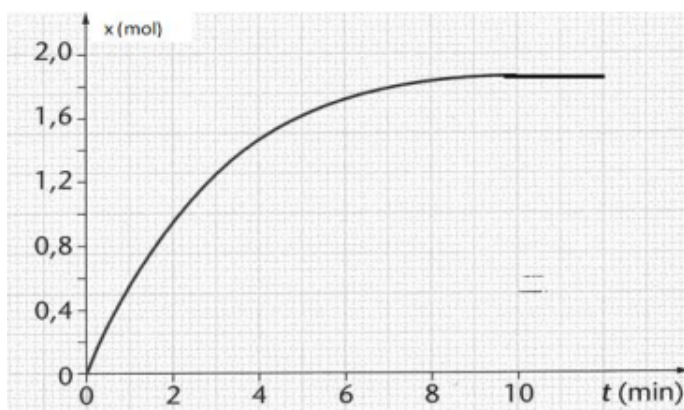
Données : Volume molaire d'un gaz dans les conditions de l'expérience $V_m = 24 \text{ L/mol}$.

Masses molaires atomiques : $M(\text{K}) = 39,1 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$

Exercice 3 : Vitesse de réaction

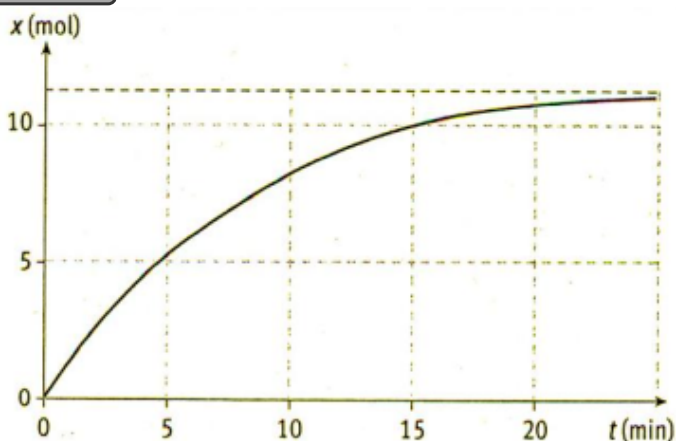
La courbe ci-dessous représente les variations de l'avancement x d'une transformation chimique se produisant en solution aqueuse, en fonction du temps. Le volume V du mélange réactionnel est constant.

1. Justifier l'allure de la courbe en évoquant l'influence d'un facteur cinétique.
2. Quel est l'avancement final de cette réaction ?
3. Définir le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ et le déterminer.
4. Dessiner en vert l'allure de la courbe si l'évolution s'effectuait à une température plus importante. Expliquer.
5. Dessiner en bleu l'allure de la courbe si l'évolution s'effectuait dans un grand volume d'eau. Expliquer.



Exercice 4 : Suivi temporel d'une transformation

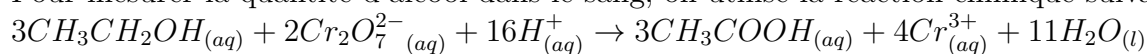
La figure suivante représente la courbe d'évolution temporelle de l'avancement x d'une réaction chimique. La transformation chimique correspondante a été étudiée à une température constante. Le volume V de solution est égal à $1,0L$ et il est constant au cours de la transformation.



- Graphiquement, à quoi correspond la vitesse de réaction à un instant t ?
- Calculer v_0 la vitesse de réaction à l'instant de date $t_0 = 0 \text{ min}$ et v_1 celle à l'instant de date $t_1 = 5 \text{ min}$. Comparer v_1 et v_0 .
- Comment évolue la vitesse de réaction au cours du temps ? Donner une interprétation de cette variation en envisageant un facteur cinétique.
- Donner la définition du temps de demi-réaction.
- Par lecture graphique, déterminer la valeur finale atteinte par l'avancement de la réaction.
- En déduire la valeur du temps de demi-réaction pour la transformation considérée.
- Tracer en couleur sur le graphe l'évolution temporelle de l'avancement x pour la même transformation mais à une température plus élevée.

*Exercices Supplémentaires***Exercice 5 : mesurer la quantité d'alcool dans le sang**

Pour mesurer la quantité d'alcool dans le sang, on utilise la réaction chimique suivante :

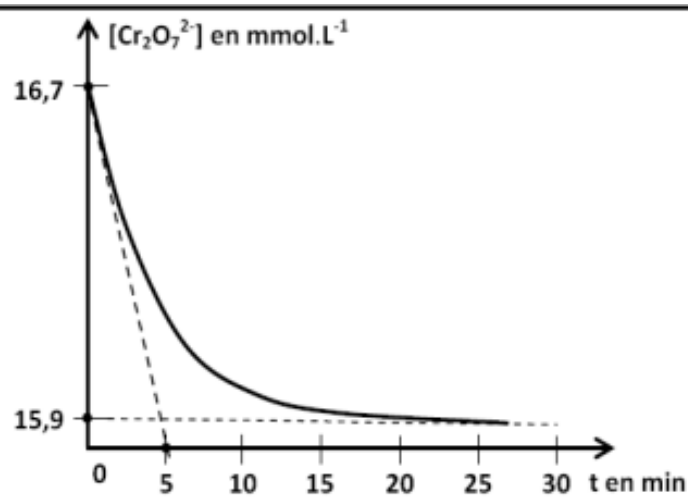


Cette réaction est lente, son évolution est suivie par dosage.

À la date $t = 0$, on mélange $V_p = 2 \text{ mL}$ de sang prélevé au bras d'un conducteur avec $V = 10 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse acidifiée de dichromate de potassium ($2K^+ + Cr_2O_7^{2-}_{(aq)}$) de concentration molaire $C = 2.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le volume total du mélange réactionnel est $V_M = 12 \text{ mL}$.

Un suivi temporel obtenu par dosage des ions dichromate $Cr_2O_7^{2-}$ a permis de tracer la courbe suivante.



- Établir le tableau d'avancement du système en désignant par n_0 la quantité de matière initiale d'alcool présente dans les 2 mL de sang, et par n_1 la quantité de matière initiale en ions dichromate introduite dans le mélange réactionnel. (L'ion H^+ est en excès).
- Quelle relation existe entre l'avancement x de la réaction, la concentration en ions dichromate $[Cr_2O_7^{2-}]$ dans le mélange, le volume V_M du mélange réactionnel, et la quantité n_1 ?
- La réaction peut être considérée comme totale. À l'aide du graphique $[Cr_2O_7^{2-}] = f(t)$, calculer l'avancement maximal.
- Le taux autorisé d'alcool est de $0,5 \text{ g}$ dans 1 L de sang. Le conducteur est-il en infraction ?
- Donner la définition de la vitesse de la réaction.
- Déterminer sa valeur à l'instant initial.

Données : Masse molaire moléculaire de l'éthanol 46 g/mol