PHYSIQUE-CHIMIE · TERMINALE / EXERCICES CORRIGÉS

Cinétique chimique

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

Ex. 1 Reconnaître les facteurs cinétiques

●○○ Application

Pour chaque situation, nommer le facteur cinétique ou le procédé utilisé.

1. On conserve les aliments au réfrigérateur.
2. On écrase un comprimé avant de le dissoudre.
3. Le pot catalytique d'une voiture contient du platine.
4. On plonge un prélèvement dans de l'eau glacée avant de le doser.

Indice

Température, surface de contact, catalyse, trempe.

Les réponses

1. Température basse, les réactions de dégradation sont ralenties. 2. Surface de contact augmentée. 3. Catalyse hétérogène (solide et gaz). 4. Trempe, pour arrêter la réaction.

À retenir

La température est le facteur cinétique le plus courant, dans un sens comme dans l'autre.

Ex. 2 Lire un temps de demi-réaction

●○○ Méthode

Lors de la décomposition de l'eau oxygénée, la concentration de $\mathrm{H_2O_2}$ passe de $[\mathrm{H_2O_2}]_0 = 0{,}080\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ à 0 (réaction totale). On lit sur la courbe que $[\mathrm{H_2O_2}] = 0{,}040\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ à $t = 12$ min. Donner $t_{1/2}$ et estimer la durée de la transformation.

Indice

La moitié du réactif limitant a disparu quand l'avancement vaut la moitié de sa valeur finale.

La définition

La réaction est totale, l'état final est $[\mathrm{H_2O_2}] = 0$. La moitié de l'avancement final correspond à $[\mathrm{H_2O_2}] = 0{,}040\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/cinetique-chimique/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Le résultat

$t_{1/2} = 12$ min. La transformation est pratiquement terminée au bout de quelques $t_{1/2}$, soit environ une heure.

Ex. 3 Vérifier une loi d'ordre 1 ●●○ Méthode

On mesure la concentration d'un colorant C qui se décolore.

t (min)	0	5	10	15
[C] (µmol/L)	40	20	10	5

La réaction suit-elle une loi de vitesse d'ordre 1 ? Déterminer k.

Indice

Pour une loi d'ordre 1, $t_{1/2}$ ne dépend pas de la concentration de départ.

Ce qu'on observe

La concentration est divisée par 2 toutes les 5 minutes, quelle que soit la valeur de départ (40 → 20 → 10 → 5).

Interprétation

Un temps de demi-réaction constant est la signature d'une décroissance exponentielle, donc d'une loi d'ordre 1. (On peut aussi vérifier que $\ln[\mathrm{C}]$ est une fonction affine de t.)

La constante

$$k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} = \frac{0{,}693}{5{,}0} \approx 0{,}14 \text{ min}^{-1}.$$

Ex. 4 Le catalyseur dans un mécanisme ●●○ Piège

La décomposition de l'eau oxygénée catalysée par les ions iodure se fait en deux actes élémentaires :

$$\mathrm{H_2O_2 + I^- \longrightarrow H_2O + IO^-} \qquad \mathrm{H_2O_2 + IO^- \longrightarrow H_2O + O_2 + I^-}$$

1. Écrire l'équation bilan.
2. Un élève dit que $\mathrm{I^-}$ et $\mathrm{IO^-}$ sont tous les deux des catalyseurs. Corriger.

Indice

Additionne les deux actes et regarde qui disparaît.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/cinetique-chimique/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Le bilan

En additionnant, $\mathrm{I^-}$ et $\mathrm{IO^-}$ se simplifient, il reste $2\,\mathrm{H_2O_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{H_2O} + \mathrm{O_2}$.

La confusion

$\mathrm{I^-}$ est introduit au départ, consommé dans le premier acte et régénéré dans le second : c'est le catalyseur. $\mathrm{IO^-}$ est formé puis consommé : c'est un intermédiaire réactionnel.

Conclusion

Catalyseur = présent au début et à la fin ; intermédiaire = apparaît puis disparaît.

Ex. 5 Une réaction d'ordre 1, du début à la fin ●●● Type bac

La transformation du pentaoxyde de diazote $\mathrm{N_2O_5}$ suit une loi d'ordre 1, avec $k = 5{,}0 \times 10^{-4}\ \mathrm{s^{-1}}$ à la température de l'expérience. On part de $[\mathrm{N_2O_5}]_0 = 2{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

1. Écrire l'équation différentielle vérifiée par $[\mathrm{N_2O_5}]$ et donner sa solution.
2. Calculer $t_{1/2}$.
3. Calculer la vitesse de disparition à $t = 0$ puis à $t = t_{1/2}$. Commenter.
4. Au bout de combien de temps reste-t-il 1 % du réactif ?

Indice

$v = k[\mathrm{N_2O_5}]$, et pour la question 4, $\mathrm{e}^{-kt} = 0{,}01$.

L'équation et sa solution

$\dfrac{\mathrm{d}[\mathrm{N_2O_5}]}{\mathrm{d}t} = -k[\mathrm{N_2O_5}]$, donc $[\mathrm{N_2O_5}](t) = [\mathrm{N_2O_5}]_0\,\mathrm{e}^{-kt}$.

Le temps de demi-réaction

$t_{1/2} = \dfrac{\ln 2}{k} = \dfrac{0{,}693}{5{,}0 \times 10^{-4}} \approx 1{,}4 \times 10^{3}\ \mathrm{s}$, environ 23 min.

Les vitesses

À $t = 0$: $v = 5{,}0 \times 10^{-4} \times 2{,}0 \times 10^{-2} = 1{,}0 \times 10^{-5}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}$. À $t_{1/2}$, la concentration est divisée par 2, donc $v = 5{,}0 \times 10^{-6}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}$.

← le stade se vide moins vite

Il reste 1 %

$\mathrm{e}^{-kt} = 0{,}01 \iff t = \dfrac{\ln 100}{k} = \dfrac{4{,}61}{5{,}0 \times 10^{-4}} \approx 9{,}2 \times 10^{3}\ \mathrm{s}$.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/cinetique-chimique/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Conclusion

Il faut environ 2 h 30, soit à peu près 7 temps de demi-réaction.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/cinetique-chimique/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits