

La cinétique chimique

1 Définition

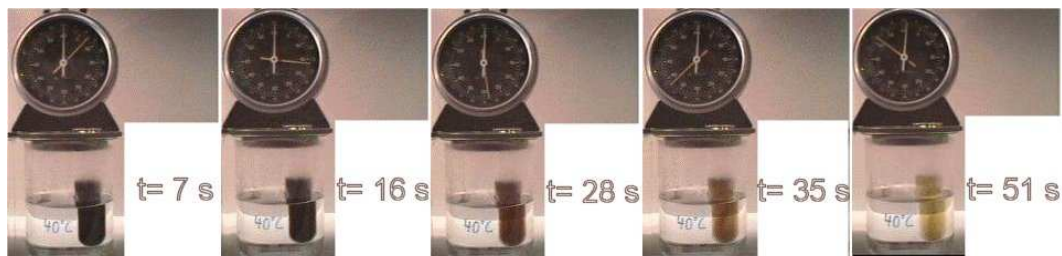
La cinétique chimique est l'étude de la vitesse des réactions chimiques.

2 Vitesse de réaction

En physique, la vitesse d'un mobile sur un axe est définie comme le rapport de la distance accomplie (= variation de l'abscisse) par le temps nécessaire pour la parcourir.

$$v = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

En chimie, les réactions se passent dans un récipient fermé où la notion de distance parcourue n'a pas de sens. Mais par quoi faut-il substituer cette notion ?



Dans cette expérience on voit qu'un réactif coloré disparaît, parce que sa couleur devient de moins en moins intense. La variation de l'intensité de la couleur est en rapport avec **une variation de la concentration (!!)** du réactif. Nous définissons donc la vitesse d'une réaction chimique par rapport à un réactif A :

$$v_A = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

où $\Delta[A]$ est la variation de la molarité de A, grandeur négative (la molarité de A diminue), et Δt le temps nécessaire pour faire cette variation. Le signe - vient du fait qu'on voudrait avoir une vitesse positive ! Si on définissait la vitesse par rapport

un **produit** B de la réaction, il faudrait évidemment laisser ce signe - de côté, puisqu'alors la molarité du produit augmenterait au cours du temps !

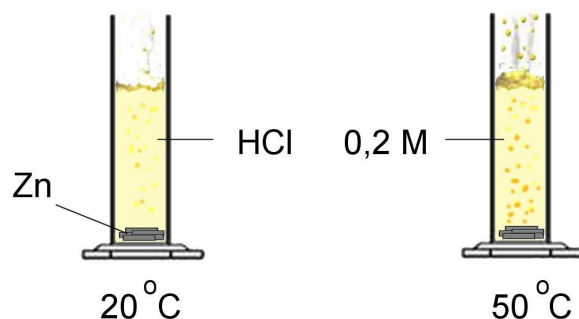
$$v_B = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

3 Facteurs gouvernant la vitesse : Étude qualitative

(N.B. Les solutions de HCl et $ZnCl_2$ pures sont incolores, impures, elles sont souvent légèrement colorées)

3.1 Les concentrations des réactifs

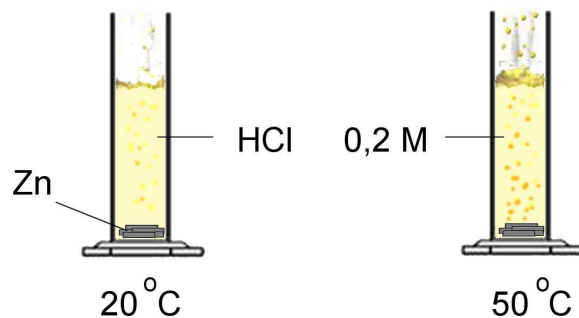
Plus la concentration des réactifs est élevée, plus leur molécules sont proches les unes des autres, plus elles ont de chances de se rencontrer :



La vitesse augmente avec la concentration des réactifs.

3.2 La température

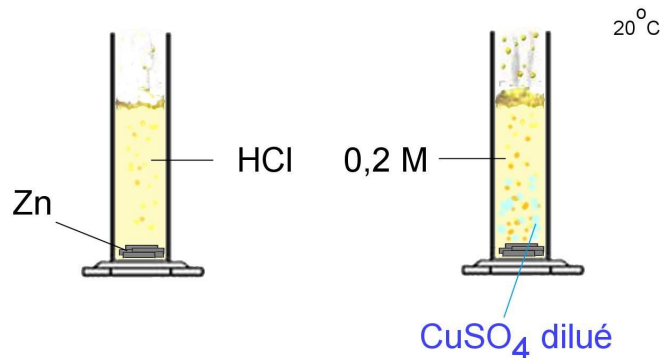
Plus les molécules sont agitées, plus elles ont de chances de se rencontrer :



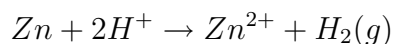
La vitesse augmente avec la température. (souvent la vitesse double quand la température augmente de $10^\circ C$).

3.3 Un catalyseur éventuel

Un catalyseur d'une réaction est une substance qui accélère (ou décélère) la réaction sans y participer comme réactif ou produit.

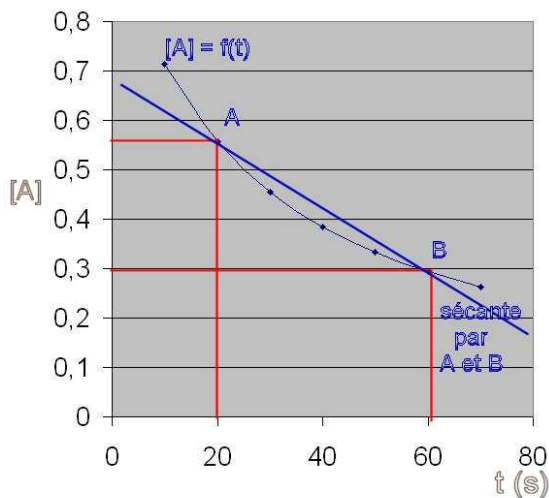


$CuSO_4$ est un catalyseur de la réaction :



3.4 Vitesse moyenne et vitesse instantanée

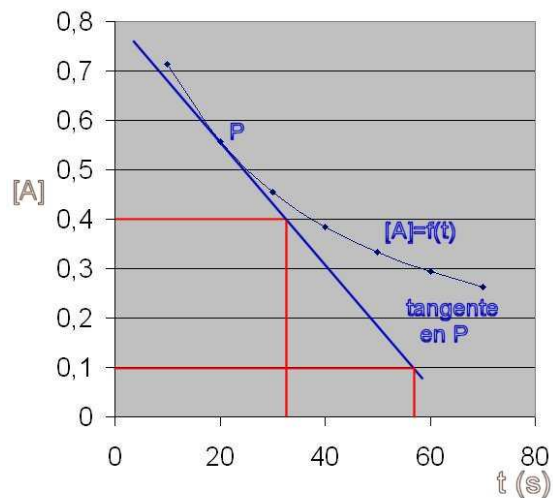
La vitesse définie jusqu'ici est la vitesse moyenne de la réaction entre deux temps t_i (temps initial) et t_f (temps final) avec $\Delta t = t_f - t_i$. Si on rend cette différence très petite, on obtient une vitesse "instantanée".



vitesse moyenne entre C et B =
$$-\frac{[A_f - A_i]}{[t_f - t_i]} =$$

- pente de la sécante par C et B =
$$\left(-\frac{0,3 - 0,56}{60 - 20} = \right.$$

$$0,0065 \frac{mol}{L \cdot s})$$

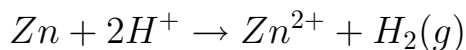


vitesse instantanée en P =
- pente de la tangente en P
$$\left(-\frac{0,1 - 0,4}{56 - 32} = \right.$$

$$0,0125 \frac{mol}{L \cdot s})$$



3.5 Étude quantitative d'une réaction chimique



☞ L'étude quantitative montre que la vitesse (instantanée) de cette réaction obéit à la loi :

$$v = k[\text{H}^+]^\alpha$$

avec $\alpha = 2$, $[\text{H}^+]$ = molarité des ions hydrogène au moment considéré et k une constante dépendant de la température.

3.6 Formule générale de la vitesse

On peut montrer qu' à chaque instant, pour une réaction chimique quelconque :



(A, B réactifs ; C, D produits ; a, b coefficients des réactifs ; c, d coefficients des produits)

on a :

$$v = k[\text{A}]^\alpha[\text{B}]^\beta$$

où :

α, β (= "ordres" par rapport à A, B) ne sont pas forcément égaux à a, b (= "molécularités" de A, B)

k une constante (constante de vitesse) à une température donnée.

☞ Exercices