

Cours élaboré par : professeur SFAXI SALAH

Classes : 4eme math -ss

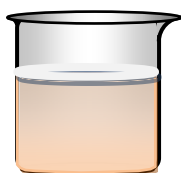
CHAPITRE : VITESSE D'UNE REACTION CHIMIQUE

LA CINETIQUE CHIMIQUE

1) Etude expérimentale

1) Réaction de l'iodure de potassium (KI) avec le peroxydisulfate de potassium ($K_2S_2O_8$)

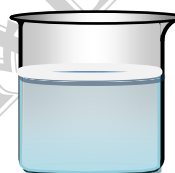
a) Expérience



Bécher (a)

Mélange de KI et de $K_2S_2O_8$

Solution brune



bécher (b)

Mélange de KI et de $K_2S_2O_8$ +
empois d'amidon . solution bleue

b) Interprétation

- Le contenu du bécher (a) prend progressivement une couleur jaune qui devient au fur et à mesure que le temps s'écoule une couleur brune foncée .
- Le contenu du bécher (b) prend progressivement une couleur bleue foncée au fur et à mesure que le temps s'écoule .
- La couleur jaune - brune qui apparaît dans le bécher (a) est due à la formation du diiode I_2 .
- La couleur bleue foncée qui apparaît dans le bécher (b) est due à la formation de I_2 qui donne un complexe bleu avec l'empois d'amidon .

c) Conclusion

Les deux expériences montrent que l'avancement x de la réaction augmente au cours du temps .

2) Equation de la réaction mise en jeu

Dans cet exemple la réaction mise en jeu est une réaction d'oxydoréduction mettant en jeu les couples redox : I_2/I^- et $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$.

Donc : les ions peroxodisulfate $S_2O_8^{2-}$ oxydent les ions I^- en I_2 et se réduisent en ions sulfate SO_4^{2-} .

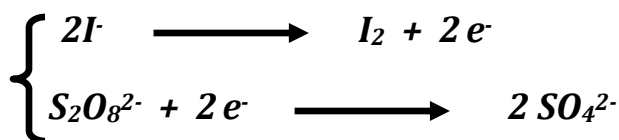


Tableau d'avancement

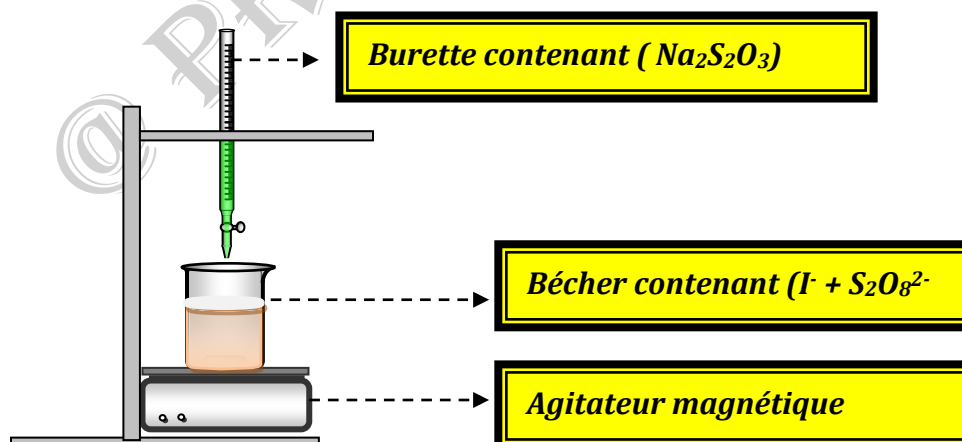
| <u>Equation de la réaction</u> | | $S_2O_8^{2-} + 2I^- \longrightarrow I_2 + 2SO_4^{2-}$ | | | |
|--------------------------------|-------------------|---|---------------------|-------|-----------------|
| <u>états</u> | <u>avancement</u> | <u>Quantité de matière</u> | | | |
| $t = 0$ | 0 | $n_{S_2O_8^{2-}})_0$ | $n_{I^-})_0$ | 0 | 0 |
| t_{qcg} | x | $n_{S_2O_8^{2-}})_0 - x$ | $n_{I^-})_0 - 2x$ | x | 2x |
| t_f | x_f | $n_{S_2O_8^{2-}})_0 - x_f$ | $n_{I^-})_0 - 2x_f$ | x_f | 2x _f |

Remarque

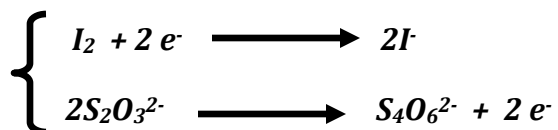
Remarquons que l'avancement de la réaction est : $x = n_{I_2}_t$

Donc pour étudier la cinétique de la réaction, il suffit de suivre l'évolution de la quantité de matière de diiode (I_2) formé au cours du temps.

- pour se faire, on dose la quantité de matière de diiode I_2 formé par une solution de thiosulfate de sodium ($Na_2S_2O_3$).



Dans ce cas les ions $S_2O_3^{2-}$ réduisent I_2 en ions iodure I^- et s'oxydent à leur tour en ions $S_4O_6^{2-}$.



Bilan :



D'après l'équation de cette réaction on a :

$$n_{I_2} = \frac{1}{2} n_{S_2O_3^{2-}} = \frac{1}{2} C.V$$

II) Vitesse moyenne d'une réaction chimique

1) Définition

la vitesse moyenne d'une réaction chimique notée $V_{moy}(t_1, t_2)$ est une grandeur qui nous renseigne sur la variation de son avancement x dans l'intervalle de temps $[t_1, t_2]$ par unité de temps.

$$V_{moy}(t_1, t_2) = \frac{x(t_2) - x(t_1)}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

$$v_{moy} : \text{en } - \text{mol temps}^{-1}$$

$$x(t) : \text{en } - \text{mol}$$

remarque

Si les réactifs et les produits constituent une seule phase et si la transformation se produit à volume constant, on peut dans ce cas parler de la vitesse volumique moyenne de réaction entre deux instants t_1 et t_2 .

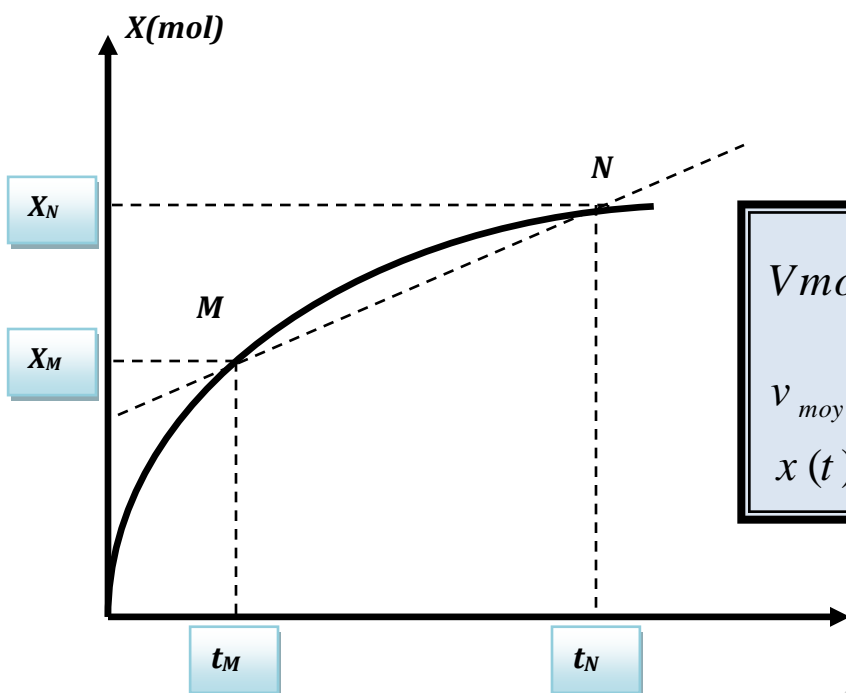
$$V_{vmoy}(t_1, t_2) = \frac{1}{V} \frac{x(t_2) - x(t_1)}{t_2 - t_1} = \frac{1}{V} \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{\Delta y}{\Delta t}$$

$$v_{vmoy} : \text{en } - \text{mol} \cdot L^{-1} \text{ temps}^{-1}$$

$$y(t) : \text{en } - \text{mol} \cdot L^{-1}$$

2) Détermination graphique de $V_{moy}(t_1, t_2)$

Lorsqu'on veut déterminer la vitesse moyenne d'une réaction chimique entre deux instants (t_1, t_2) , on trace la droite passant par les deux points correspondants.



$$V_{moy}(t_M, t_N) = \frac{x(N) - x(M)}{t_N - t_M}$$

v_{moy} : en - mol temps⁻¹
 $x(t)$: en - mol

III) Vitesse instantanée d'une réaction chimique

1) Definition

La vitesse instantanée d'une réaction chimique à un instant de date t notée $V(t)$, est la limite vers laquelle tend la vitesse moyenne entre les instants (t_1, t_2) lorsque t_2 tend vers t_1 .

$$V(t) = \lim_{t_2 \rightarrow t_1} V_{moy}(t_1, t_2) = \lim_{t_2 \rightarrow t_1} \frac{x(t_2) - x(t_1)}{t_2 - t_1} = \left(\frac{dx}{dt} \right)_t$$

$v(t)$: en - mol temps⁻¹

remarque

Si les réactifs et les produits constituent une seule phase et si la transformation se produit à volume constant, on peut dans ce cas parler de la vitesse volumique de la réaction entre deux instants t_1 et t_2 .

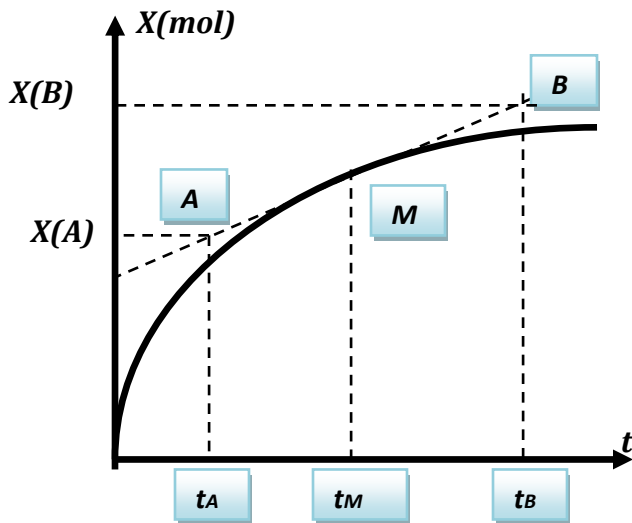
$$V_v(t) = \lim_{t_2 \rightarrow t_1} V_{v\ moy}(t_1, t_2) = \lim_{t_2 \rightarrow t_1} \frac{1}{V} \frac{x(t_2) - x(t_1)}{t_2 - t_1} = \frac{1}{V} \left(\frac{dx}{dt} \right)_t = \left(\frac{dy}{dt} \right)_t$$

$v_v(t)$: en - mol . L⁻¹ temps⁻¹

2) Détermination graphique de la vitesse instantanée d'une réaction

Graphiquement la valeur de la vitesse d'une réaction chimique à un instant t est :

La pente de la tangente à la courbe $x=f(t)$ à cet instant t .



$$V(t) = \frac{x(t_B) - x(t_A)}{t_B - t_A}$$

$v(t) : \text{en } -\text{mol temps}^{-1}$

IV) Généralisation

Soit la réaction : $a.A + b.B \longrightarrow c.C + d.D$ avec :

- A et B sont les réactifs .
- C et D sont les produits .
- (a , b , c , d) sont les coefficients stochiométriques .

Pour étudier la cinétique chimique de cette réaction on peut soit choisir l'un des réactifs , soit l'un des produits .

| Equation de la réaction | | $a.A + b.B \longrightarrow c.C + d.D$ | | | |
|-------------------------|------------|---------------------------------------|-------------------|---------|---------|
| états | avancement | Quantité de matière | | | |
| $t = 0s$ | 0 | $n_{A)0}$ | $n_{B)0}$ | 0 | 0 |
| $t \text{ qcq}$ | x | $n_{A)0} - a.X$ | $n_{B)0} - b.X$ | $c.X$ | $d.X$ |
| $t \text{ final}$ | x_f | $n_{A)0} - a.X_f$ | $n_{B)0} - b.X_f$ | $c.X_f$ | $d.X_f$ |

Remarquons d'après le tableau que :

$$x = \frac{n_A)_0 - n_A)_t}{a} = \frac{n_B)_0 - n_B)_t}{b} = \frac{n_C)_t}{c} = \frac{n_D)_t}{d}$$

$$V(t) = \frac{dx}{dt} = -\frac{1}{a} \cdot \frac{dn_A}{dt} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{dn_B}{dt} = \frac{1}{c} \cdot \frac{dn_C}{dt} = \frac{1}{d} \cdot \frac{dn_D}{dt}$$

remarque

Si les réactifs et les produits constituent une seule phase et si la transformation se produit à volume constant, on peut dans ce cas calculer de la vitesse volumique de la réaction.

$$V_v(t) = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt} = -\frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \cdot \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \cdot \frac{d[D]}{dt}$$

FIN CHAPITRE