

Corrigé : La cinétique

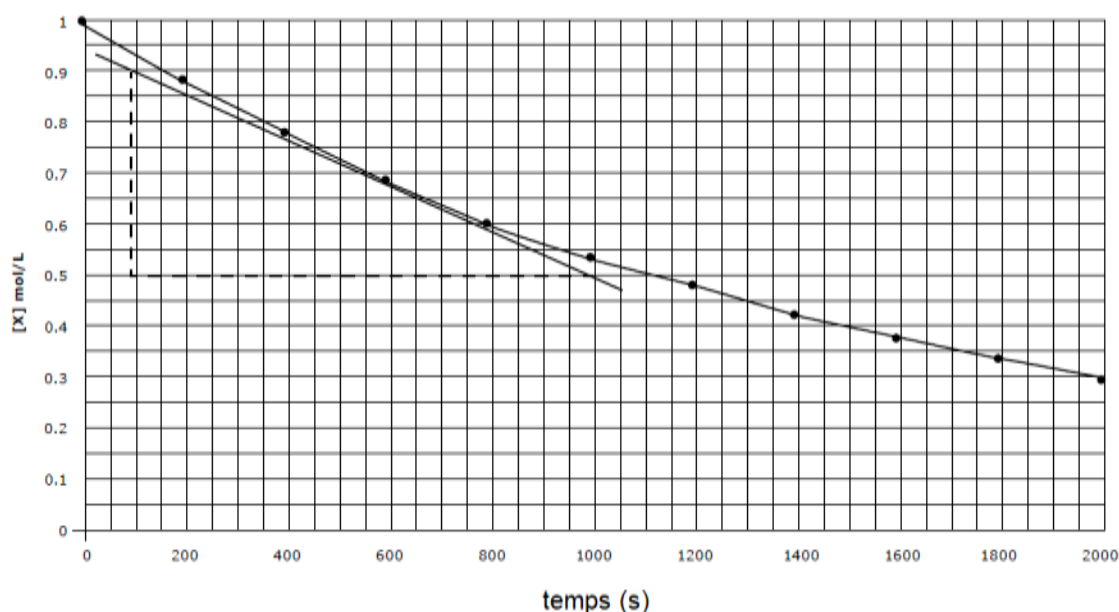
3.1 La vitesse de réaction

- a) °C/min b) kPa/s ou mmHg/s c) g de C/min
- vitesse de réaction : vitesse à laquelle se produit une réaction chimique

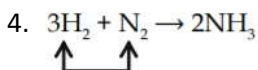
3.2 La vitesse moyenne et la vitesse instantanée

- La vitesse de réaction moyenne est représentative de l'ensemble des données et mesure la variation d'une valeur mesurée pendant un grand intervalle de temps. La vitesse instantanée est représentatif de la variation d'une valeur mesurée pour un instant particulier.

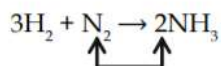
2.



- a) $(0.88 \text{ mol/L} - 1.00 \text{ mol/L}) / (200\text{s} - 0\text{s}) = 6.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L/s}$
- b) $(0.30 \text{ mol/L} - 0.34 \text{ mol/L}) / (2000\text{s} - 1800\text{s}) = 2.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L/s}$
- c) $(0.4 \text{ mol/L}) / 850 \text{ s} = 4.70 \times 10^{-4} \text{ mol/L/s}$

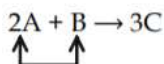


La vitesse de disparition de H_2 est trois fois plus grande que la vitesse de disparition de N_2 .



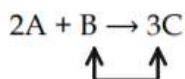
La vitesse de production de NH_3 est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de N_2 .

5. La vitesse de disparition de A s'écrit comme suit :



Ceci représente le double (2x) de la vitesse de disparition de B (0,30 mol/L·s).
 $= 2 \times 0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$
 $= 0,60 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

La vitesse de formation de C s'écrit comme suit :



Ceci représente trois fois (3x) la vitesse de disparition de B (0,30 mol/L·s)
 $= 3 \times 0,30 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$
 $= 0,90 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

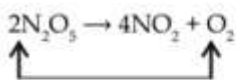
6. $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$



Ceci représente un rapport de 2:4 ou 1:2.

La vitesse de formation de NO_2 est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de N_2O_5 .

La vitesse de formation de $\text{NO}_2 = 2 \times 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.



La vitesse de formation d' O_2 équivaut à la moitié de la vitesse de disparition de N_2O_5 .

La vitesse de formation d' $\text{O}_2 = \frac{1}{2} \times 2,5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 1,25 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

7. a) $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

$$\text{vitesse} = -\frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

- b) $3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{O}_{3(g)}$

$$\text{vitesse} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_3]}{\Delta t}$$

- c) $4\text{NH}_{3(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \rightarrow 4\text{NO}_{(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

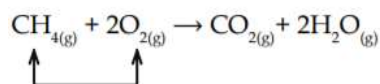
$$\text{vitesse} = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

- d) $\text{I}^-_{(aq)} + \text{OCl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cl}^-_{(aq)} + \text{OI}^-_{(aq)}$

$$\text{vitesse} = -\frac{\Delta[\text{I}^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{OCl}^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Cl}^-]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{OI}^-]}{\Delta t}$$

8. a) La vitesse de disparition de $\text{CH}_4 = \text{concentration} / \text{temps} = \frac{4 \text{ mol/L}}{3,2 \text{ s}} = 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

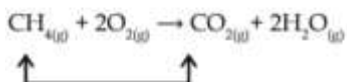
b) vitesse de disparition d' O_2



La vitesse de disparition d' O_2 est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de CH_4 .

$$2 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 2,50 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

c) vitesse de production de CO_2

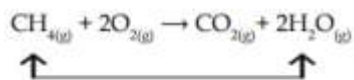


La vitesse de production de CO_2 est égale à la vitesse de disparition de CH_4 .

$$1 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

d) vitesse de production de H_2O

La vitesse de production de H_2O est deux fois plus grande que la vitesse de disparition de CH_4 .



$$2 \times 1,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 2,50 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

9. a) $4\text{HI}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{I}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

La vitesse de formation d' I_2 est deux fois plus grande que la vitesse de disparition d' O_2 .

$$2 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0084 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

b) $4\text{HI}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{I}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

La vitesse de formation de H_2O est deux fois plus grande que la vitesse de disparition d' O_2 .

$$2 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0084 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

c) $4\text{HI}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{I}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

La vitesse de disparition de HI est quatre fois plus grande que la vitesse de disparition d' O_2 .

$$4 \times 0,0042 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,0168 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

3.3 Les facteurs influant sur la vitesse de réaction

1. les molécules, produits, collision efficace, énergie cinétique, liaisons
2. L'augmentation de la concentration des réactifs augmente le nombre de particules dans le récipient. Une augmentation du nombre total de particules augmente le nombre de particules avec des énergies cinétiques supérieures ou égale à l'énergie d'activation. Plus de particules ayant l'énergie d'activation requise entraînent plus de collisions fréquentes et efficaces. Des collisions plus efficaces entraînent une augmentation de la vitesse de réaction. L'augmentation du nombre de particules dans un conteneur réduit l'espace entre les particules. Des espaces plus petits entre les particules entraînent une plus grande probabilité de collisions et, par conséquent, une augmentation de collisions.
3. a) L'augmentation de la température augmente la vitesse de la plupart des réactions. La diminution de la température le diminue. Augmenter la température augmente l'énergie cinétique de toutes les particules; par conséquent, plus de particules ont l'énergie d'activation requise pour augmenter la vitesse de réaction. La diminution de la température diminue l'énergie cinétique de toutes les particules. S'il y a moins de particules avec l'énergie d'activation requise, le taux diminuera.
b) Le broyage des réactifs augmente la surface et le nombre de particules réactives en contact. Le nombre accru de particules dans le contact augmente la fréquence des collisions et la vitesse de réaction.
c) Les changements de pression n'affectent que les réactifs gazeux. Augmenter la pression réduit l'espace entre les particules, ce qui augmente la probabilité de collisions efficaces. Une probabilité accrue de collisions augmente leur fréquence et leur vitesse. Diminuer la pression augmente l'espace entre les particules, ce qui diminue la fréquence des collisions et, par conséquent, la vitesse.
4. L'augmentation de la température augmentera le taux de collisions entre les particules de réactifs.
L'augmentation de la surface du Ca solide entraînera plus de particules en contact les unes avec les autres et augmentera donc la vitesse de réaction.

3.4 Les diagrammes d'énergie potentiel

1. a) 75 kJ b) 15 kJ c) endothermique
2. a) 150 kJ b) - 75 kJ c) exothermique d) 225 kJ
3. Les réactions exothermiques libèrent de l'énergie. Cela signifie que l'énergie est perdue du système. Puisque l'énergie est perdue, le système a moins d'énergie qu'au départ (enthalpie des produits inférieure à enthalpie des réactifs). Cela produit une valeur négative.
4. a) exothermique b) endothermique
c) endothermique d) exothermique
5. écraser X pour augmenter la surface; augmenter Y; diminuer le volume du conteneur; augmenter la pression sur le système; augmenter la température du système; ajouter un catalyseur
6. a) Intermédiaire : HI
Étape déterminante : $\text{H}_2 + \text{ICl} \rightarrow \text{HI} + \text{HCl}$
Réaction globale : $\text{H}_2 + 2\text{ICl} \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{HCl}$

b) Intermédiaire : O

Étape déterminante : $O_3 \rightarrow O_2 + O$

Réaction globale : $2O_3 \rightarrow 3O_2$

7. Réactifs : gauche produits : droite

Intermédiaires : droite dans la 1^e étape et ensuite à la gauche dans la 2^e étape

Catalyseurs : gauche dans la 1^e étape et ensuite à la droite dans la 2^e étape

8. Lors de tout changement chimique, certaines liaisons sont rompues et de nouvelles se forment. Très souvent, ces changements sont trop compliqués pour se produire en une seule étape. Au lieu de cela, la réaction peut impliquer une série de petites réactions intermédiaires, l'une après l'autre. Un mécanisme de réaction décrit la ou les étapes impliquées dans la réaction d'une manière qui montre clairement comment les différentes liaisons sont rompues et réalisées.

9. Le mécanisme global est la somme de toutes les étapes élémentaires.

3.5 La loi d'une vitesse de réaction

1. $v = k[C_2H_4O]$; $k = 2,05 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$

2. $v = [ICl][H_2]$; $k = 0,15 \text{ L/mol}\cdot\text{s}$

3. a) $v = k[SO_2Cl_2]$; $k = 2,2 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$

4. a) 0,10 b) 0,025 c) 0,34 d) 0,060

5. Si la valeur k est grande, les produits se forment rapidement. Si la valeur k est faible, les produits se forment lentement.

6. La vitesse de réaction augmentera d'un facteur trois.

Exemple de justification

vitesse = $K [1] [1] = 1$

vitesse = $K [1] [3] = 3$

La vitesse a été multiplié par trois.