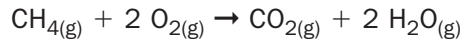


Exercices

6.1 Qu'est-ce que la vitesse de réaction ?

1 L'équation suivante représente la combustion du méthane :



Quelles expressions expriment correctement la vitesse de cette réaction ?

Si une expression ne convient pas, expliquez pourquoi.

La vitesse de la réaction correspond...

a) au temps requis pour la combustion d'une mole de méthane.

Cette expression ne convient pas parce que la vitesse s'exprime par unité de temps et non par mole (autrement dit, en mol/s et non en s/mol).

b) au nombre de moles de méthane brûlées au cours de la réaction.

Cette expression ne convient pas parce qu'on n'y fait pas mention du temps.

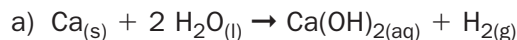
c) au nombre de moles de dioxygène transformées par unité de temps.

Cette expression convient.

d) au nombre de moles de méthane brûlées par unité de temps.

Cette expression convient.

2 Proposez deux façons plausibles de déterminer expérimentalement la vitesse de chacune des réactions ci-dessous. Exemples de réponses.

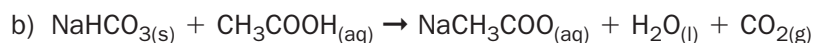


$$v_{\text{Ca}} = \left| \frac{\Delta m_{\text{Ca}}}{\Delta t} \right|$$

$$v_{\text{H}_2} = \left| \frac{\Delta V_{\text{H}_2}}{\Delta t} \right|$$

$$v_{\text{H}_2\text{O}} = \left| \frac{\Delta V_{\text{H}_2\text{O}}}{\Delta t} \right|$$

$$v_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \left| \frac{\Delta [\text{Ca}(\text{OH})_2]}{\Delta t} \right|$$



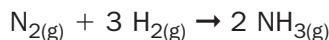
$$v_{\text{NaHCO}_3} = \left| \frac{\Delta m_{\text{NaHCO}_3}}{\Delta t} \right|$$

$$v_{\text{CO}_2} = \left| \frac{\Delta V_{\text{CO}_2}}{\Delta t} \right|$$

$$v_{\text{CO}_2} = \left| \frac{\Delta P_{\text{CO}_2}}{\Delta t} \right|$$

$$v_{\text{CO}_2} = \left| \frac{\Delta m_{\text{CO}_2}}{\Delta t} \right|$$

- 3 Pour suivre la progression de la réaction de synthèse de l'ammoniac en fonction du temps, vous mesurez la pression totale du système, tout en gardant la température constante. Sachant que la réaction s'effectue selon l'équation ci-dessous, indiquez si la pression diminuera ou augmentera au fur et à mesure que l'ammoniac est produit. Expliquez votre réponse.

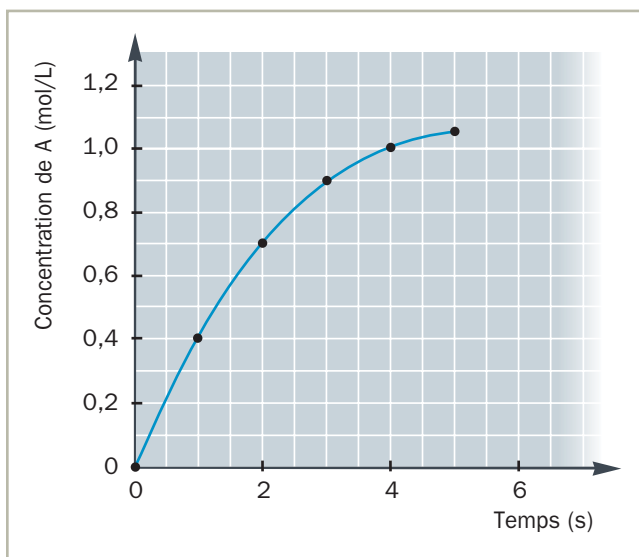


La pression diminuera puisqu'il y a moins de molécules du côté des produits que du côté des réactifs.

En effet, à température constante, la pression est directement proportionnelle au nombre de molécules.

- 4 Gabrielle effectue une expérience pour déterminer la vitesse d'une réaction. À partir des résultats obtenus, elle trace le graphique ci-dessous.

La concentration de A en fonction du temps



- a) Ce graphique représente-t-il la transformation d'un réactif ou la formation d'un produit ? Expliquez votre réponse.

Puisque la concentration de A augmente avec le temps, ce graphique représente la formation d'un produit.

- b) La vitesse de la réaction est-elle constante tout au long de la réaction ? Expliquez votre réponse.

La vitesse de la réaction n'est pas constante puisque le tracé du graphique décrit une courbe et non une droite. De plus, la pente de cette courbe diminue, ce qui démontre que la vitesse de la réaction diminue avec le temps.

- c) Calculez la vitesse moyenne de la réaction entre la deuxième et la quatrième seconde.

$$\begin{aligned}
 v_A &= \left| \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \right| \\
 &= \left| \frac{1,0 \text{ mol/L} - 0,7 \text{ mol/L}}{4 \text{ s} - 2 \text{ s}} \right| \\
 &= 0,15 \text{ mol/L}\cdot\text{s}
 \end{aligned}$$

Réponse: La vitesse moyenne de la réaction entre la deuxième et la quatrième seconde est de 0,2 mol/L·s.

- 5 Peut-on calculer une vitesse de réaction en km/h ou en m/s?

Non, puisqu'une réaction ne se déplace pas. En effet, les km/h ou les m/s correspondent à un déplacement en fonction du temps.

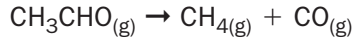


- 6 Au cours d'une expérience sur la conversion du dioxyde de carbone en acide carbonique, on note que la concentration molaire du dioxyde de carbone passe de $2,20 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ à $5,60 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ en $1,22 \times 10^4$ secondes. Quelle est la vitesse de la réaction?

$$\begin{aligned}
 v &= \left| \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} \right| \\
 &= \left| \frac{(5,60 \times 10^{-2} \text{ mol/L} - 2,20 \times 10^{-1} \text{ mol/L})}{(1,22 \times 10^4 \text{ s} - 0 \text{ s})} \right| \\
 &= 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}
 \end{aligned}$$

Réponse: La vitesse est de $1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

- 7 L'éthanal, CH_3CHO , est un liquide incolore et volatil. Il dégage une odeur fruitée, détectable à partir de 0,067 ppm. Même s'il est naturellement produit par certaines plantes, on considère que c'est une substance toxique et cancérigène. Lorsqu'on le chauffe, l'éthanal se décompose selon l'équation suivante :



Dans le tableau ci-contre, on présente les données expérimentales recueillies pour les 50 premières secondes.

- a) Remplissez le tableau de la concentration du méthane en fonction du temps. Dessinez ensuite un graphique qui illustre la disparition de l'éthanal et la formation du méthane (CH_4) en fonction du temps.

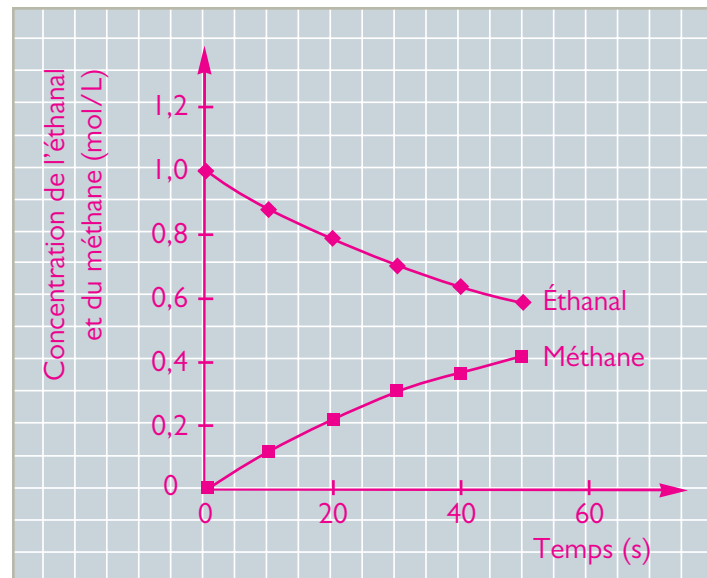
La concentration du méthane en fonction du temps

Temps (s)	$[\text{CH}_4]$ (mol/L)
0	0
10	0,123
20	0,219
30	0,301
40	0,363
50	0,412

La concentration de l'éthanal en fonction du temps

Temps (s)	$[\text{CH}_3\text{CHO}]$ (mol/L)
0	1,000
10	0,877
20	0,781
30	0,699
40	0,637
50	0,588

La concentration des réactifs et des produits en fonction du temps



- b) Calculez la vitesse de la réaction pour cet intervalle de temps, en fonction de l'éthanal.

$$v_{\text{CH}_3\text{CHO}} = \left| \frac{\Delta[\text{CH}_3\text{CHO}]}{\Delta t} \right| = \left| \frac{0,588 \text{ mol/L} - 1,000 \text{ mol/L}}{50 \text{ s} - 0 \text{ s}} \right| = 8,24 \times 10^{-3} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Réponse : La vitesse est de $8,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

- c) Calculez la vitesse de la réaction pour cet intervalle de temps, en fonction du méthane.

Exemple de démarche.

$$v_{\text{CH}_4} = \left| \frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} \right| = \left| \frac{0,412 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{50 \text{ s} - 0 \text{ s}} \right| = 8,24 \times 10^{-3} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Réponse : La vitesse de réaction en fonction du méthane est de $8,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

- 8 Amina fait réagir un morceau de 5,00 g de magnésium avec de l'acide nitrique, $\text{HNO}_{3(\text{aq})}$. Après 9 minutes et 25 secondes, elle note qu'il y a encore 1,80 g de magnésium. Quelle est la vitesse de réaction pour cet intervalle de temps ?

a) Calculez la vitesse de la réaction en g/s.

$$v_{\text{Mg}} = \left| \frac{\Delta m_{\text{Mg}}}{\Delta t} \right| = \left| \frac{(1,80 \text{ g} - 5,00 \text{ g})}{565 \text{ s} - 0 \text{ s}} \right| = \frac{3,20 \text{ g}}{565 \text{ s}} = 0,005 66 \text{ g/s}$$

Réponse: La vitesse de la réaction est de $5,66 \times 10^{-3}$ g/s en fonction du magnésium.

b) Calculez la vitesse de la réaction en mol/s.

Exemple de démarche.

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M} \qquad n = \frac{0,005 66 \text{ g}}{24,31 \text{ g/mol}} = 2,328 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Réponse: La vitesse est de $2,33 \times 10^{-4}$ mol/s.

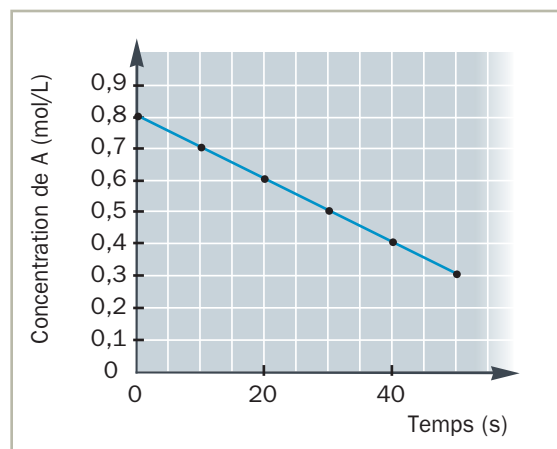
- 9 Le graphique ci-contre représente la variation de la concentration de A en fonction du temps.

a) Comment varie la vitesse de la réaction en fonction du temps ? Expliquez votre réponse.

La vitesse demeure constante tout au long de la réaction puisque la courbe du graphique est une droite.

b) À quel moment la concentration de A sera-t-elle nulle ?

La concentration de A en fonction du temps



Calcul de la vitesse de réaction pour les 10 premières secondes

$$v_{\text{A}} = \left| \frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} \right| = \left| \frac{(0,7 \text{ mol/L} - 0,8 \text{ mol/L})}{10 \text{ s} - 0 \text{ s}} \right| = 0,01 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Calcul du temps requis pour obtenir une concentration nulle

$$\Delta t = \left| \frac{\Delta[\text{A}]}{v_{\text{A}}} \right| = \left| \frac{(0 \text{ mol/L} - 0,8 \text{ mol/L})}{0,01 \text{ mol/L}\cdot\text{s}} \right| = 80 \text{ s}$$

Réponse: La concentration de A sera nulle à 80 secondes.

- 10** Félix se prépare pour une expédition d'une fin de semaine. Afin de voyager le plus légèrement possible, il planifie rigoureusement son périple. Il prévoit préparer ses repas avec un petit réchaud à alcool méthylique (CH_3OH). L'étiquette de son réchaud indique que la vitesse de combustion de l'alcool est de $0,06 \text{ mol/min}$. Il calcule que son réchaud devra fonctionner durant au moins quatre heures. Dans ces conditions, quelle masse d'alcool méthylique devra-t-il transporter avec lui ?

Calcul du nombre de moles pour 4 heures

$$4 \text{ heures} = 240 \text{ min}$$

$$\frac{0,06 \text{ mol}}{1 \text{ min}} = \frac{? \text{ mol}}{240 \text{ min}}$$

$$\frac{0,06 \text{ mol} \times 240 \text{ min}}{1 \text{ min}} = 14,4 \text{ mol}$$

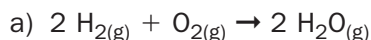
Calcul de la masse d'alcool

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } m = Mn$$

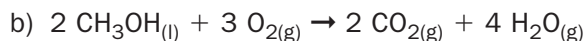
$$m = 32,05 \text{ g/mol} \times 14,4 \text{ mol} = 461,5 \text{ g}$$

Réponse: Félix devra transporter environ $5 \times 10^2 \text{ g}$ d'alcool avec lui.

- 11** Indiquez la formule de la vitesse générale qui correspond à chacune des réactions ci-dessous.

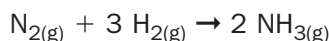


$$v_g = \frac{v_{\text{H}_2}}{2} = v_{\text{O}_2} = \frac{v_{\text{H}_2\text{O}}}{2}$$



$$v_g = \frac{v_{\text{CH}_3\text{OH}}}{2} = \frac{v_{\text{O}_2}}{3} = \frac{v_{\text{CO}_2}}{2} = \frac{v_{\text{H}_2\text{O}}}{4}$$

- 12** La synthèse de l'ammoniac s'effectue selon l'équation suivante :



Sachant que la vitesse de transformation du dihydrogène est de $0,75 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$, répondez aux questions suivantes :

- a) Quelle est la vitesse de la réaction en fonction du diazote ?

$$v_g = \frac{v_{\text{N}_2}}{1} = \frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{v_{\text{NH}_3}}{2} \quad \text{d'où} \quad v_{\text{N}_2} = \frac{v_{\text{H}_2}}{3}$$

$$v_{\text{N}_2} = \frac{0,75 \text{ mol/L}\cdot\text{s}}{3} = 0,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Réponse: La vitesse de réaction en fonction du diazote est de $0,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

b) Quelle est la vitesse de la réaction en fonction de l'ammoniac ?

$$v_{\text{NH}_3} = v_{\text{H}_2} \times \frac{2}{3}$$

$$v_{\text{NH}_3} = 0,75 \text{ mol/L}\cdot\text{s} \times \frac{2}{3} = 0,50 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Réponse : La vitesse de la réaction en fonction de l'ammoniac est de 0,50 mol/L·s.

c) Quelle est la vitesse générale de la réaction ?

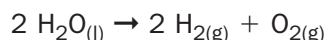
$$v_g = \frac{v_{\text{H}_2}}{3} = \frac{0,75 \text{ mol/L}\cdot\text{s}}{3} = 0,25 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Réponse : La vitesse générale de la réaction est de 0,25 mol/L·s.

- 13** Pour une réaction donnée, on peut déterminer la vitesse moyenne ou la vitesse instantanée de la réaction. Quelle est la différence entre la vitesse moyenne et la vitesse instantanée ?

La vitesse moyenne est la vitesse correspondant à un intervalle de temps, tandis que la vitesse instantanée est la vitesse correspondant à un moment précis.

- 14** Il est possible de produire du dihydrogène par l'électrolyse de l'eau selon l'équation suivante :



Sachant que la vitesse de décomposition de l'eau est de $2,6 \times 10^{-3} \text{ mol/min}$, combien de temps faudra-t-il pour obtenir suffisamment de dihydrogène pour qu'un ballon à 20,0 °C atteigne un volume de 2,0 litres et une pression de 101,8 kPa ?

Puisque le coefficient du H_2 est le même que celui du H_2O , la vitesse en fonction du H_2 est la même que celle en fonction du H_2O .

Calcul du nombre de moles de H_2 nécessaires pour remplir le ballon

$$PV = nRT \text{ d'où } n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{101,8 \text{ kPa} \times 2,0 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 293,0 \text{ K}}$$

$$= 0,0836 \text{ mol}$$

Calcul du temps

$$\frac{2,6 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ min}} = \frac{0,0836 \text{ mol}}{? \text{ min}}$$

$$\frac{0,0836 \text{ mol} \times 1 \text{ min}}{2,6 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 32,15 \text{ min}$$

Réponse : Il faudra 32 minutes pour produire suffisamment de dihydrogène.

- 15 Raphaël fait réagir des granules de magnésium dans de l'acide chlorhydrique. Il recueille le gaz produit, soit du dihydrogène, dans un contenant de 250 ml à une température de 25 °C. Au bout de 2 minutes 28 secondes, il note que la pression a augmenté de 60 kPa.

a) Quelle est la vitesse de la réaction en mol/L•s ?

Calcul du nombre de mol de gaz formé

$$\Delta P = 60 \text{ kPa}$$

$$V = 250 \text{ ml, donc } 0,250 \text{ L}$$

$$T = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

D'où

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$= \frac{60 \text{ kPa} \times 0,250 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 298 \text{ K}}$$

$$= 0,006 \text{ 05 mol}$$

Calcul de [H₂]

$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,006 \text{ 05 mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,0242 \text{ mol/L}$$

Calcul de la vitesse de la réaction en fonction du H₂ produit

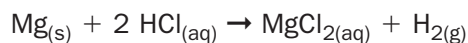
$$v_{\text{H}_2} = \left| \frac{\Delta V_{\text{H}_2}}{\Delta t} \right|$$

$$= \left| \frac{0,0242 \text{ mol/L} - 0 \text{ mol/L}}{148 \text{ s}} \right|$$

$$= 1,64 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Réponse: La vitesse de réaction en fonction de l'hydrogène est de $1,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

- b) Sachant que la réaction se déroule selon l'équation chimique ci-dessous, calculez la vitesse de la réaction en fonction de l'acide.



$$v_g = \frac{v_{\text{HCl}}}{2} = \frac{v_{\text{H}_2}}{1}, \text{ d'où } v_{\text{HCl}} = v_{\text{H}_2} \times 2$$

$$v_{\text{HCl}} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{s} \times 2 = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Exercices

6.2 La théorie des collisions

1 Vrai ou faux ? Reformulez les énoncés qui sont faux.

a) Toutes les collisions mènent à une transformation de la matière.

Faux. Seules les collisions efficaces mènent à une transformation de la matière.

b) Si le nombre de collisions augmente, la vitesse de la réaction augmente.

Vrai.

c) Lorsque l'énergie minimum diminue, la vitesse de la réaction diminue aussi.

Faux. Si l'énergie minimum diminue, la vitesse de la réaction augmente, car un plus grand nombre de particules auront l'énergie nécessaire pour réagir.

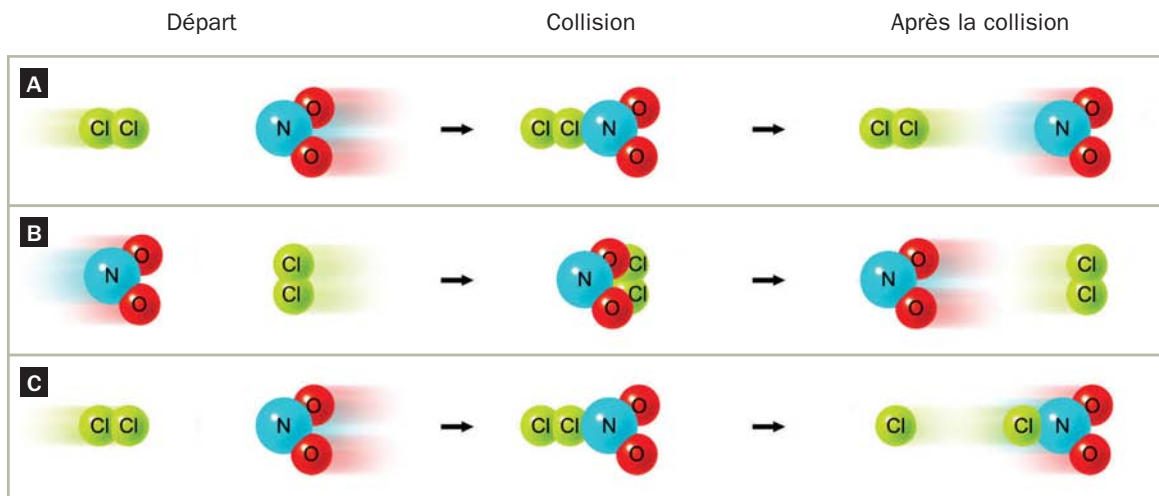
d) L'énergie minimum nécessaire correspond à l'énergie d'activation de la réaction.

Vrai.

e) Lorsque l'énergie cinétique diminue, la vitesse de la réaction diminue.

Vrai.

2 Laquelle des représentations suivantes donne lieu à une collision efficace ? Expliquez votre réponse.



C'est la représentation C qui donne lieu à une collision efficace, puisqu'il y a formation de nouvelles substances.

- 3 Pour chacun des mécanismes de réaction ci-dessous, indiquez quelles sont l'étape la plus lente et l'étape déterminante. Expliquez votre réponse en calculant l'énergie d'activation de chacune des étapes.

a) $E_{a1} = 100 \text{ kJ}$ _____

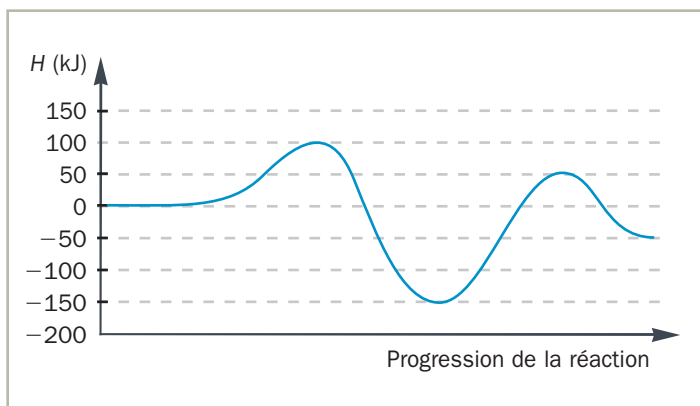
$E_{a2} = 200 \text{ kJ}$ _____

Étape la plus lente:

2^e étape

Étape déterminante:

1^{re} étape



b) $E_{a1} = 100 \text{ kJ}$ _____

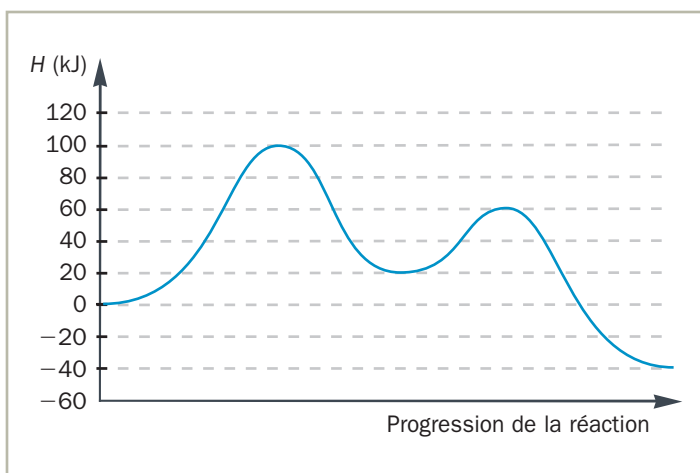
$E_{a2} = 40 \text{ kJ}$ _____

Étape la plus lente:

1^{re} étape

Étape déterminante:

1^{re} étape



c) $E_{a1} = 20 \text{ kJ}$ _____

$E_{a2} = 50 \text{ kJ}$ _____

$E_{a3} = 40 \text{ kJ}$ _____

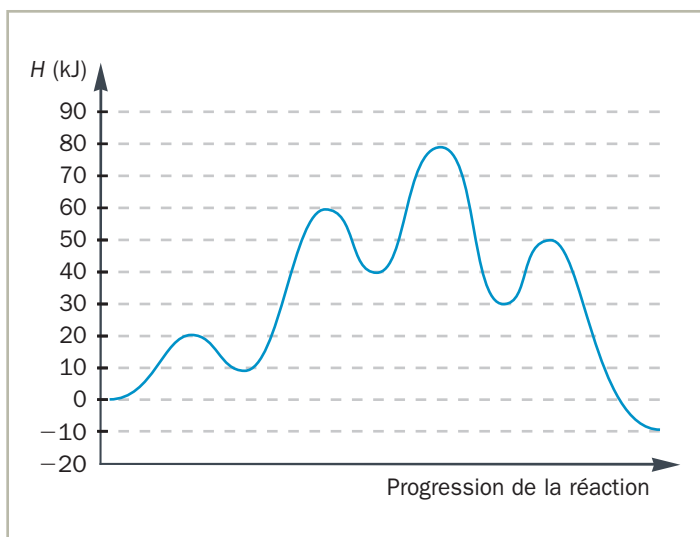
$E_{a4} = 20 \text{ kJ}$ _____

Étape la plus lente:

2^e étape

Étape déterminante:

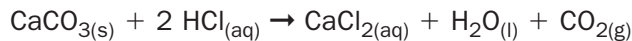
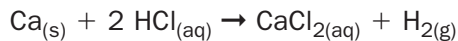
3^e étape



Exercices

6.3 Les facteurs influant sur la vitesse de réaction

- 1 Laquelle de ces deux réactions est susceptible de s'effectuer le plus lentement ? Expliquez votre réponse.



C'est la deuxième réaction qui est susceptible de s'effectuer le plus lentement, puisque le carbonate de calcium (CaCO_3) comporte plus de liens à briser que le calcium.

- 2 Quel est l'effet d'une augmentation de température sur :

a) l'énergie cinétique des réactifs ?

L'énergie cinétique des réactifs augmente.

b) l'énergie d'activation de la réaction ?

L'énergie d'activation ne change pas.

c) le nombre total de collisions ?

Le nombre total de collisions augmente légèrement.

d) la vitesse de réaction ?

La vitesse de réaction augmente.

- 3 Quel est l'effet de l'ajout d'un catalyseur sur :

a) l'énergie cinétique des réactifs ?

L'énergie cinétique des réactifs ne change pas.

b) le mécanisme de réaction ?

Le mécanisme de la réaction est modifié.

c) la variation d'enthalpie de la réaction ?

La variation d'enthalpie de la réaction ne change pas.

d) l'énergie d'activation de la réaction ?

L'énergie d'activation de la réaction diminue.

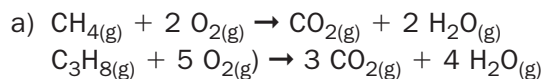
e) le nombre total de collisions ?

Le nombre total de collisions ne change pas.

f) la vitesse de la réaction ?

La vitesse de la réaction augmente.

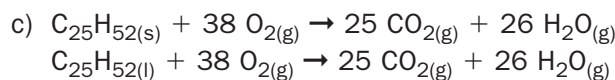
- 4 Pour chaque paire de réactions chimiques, indiquez la réaction la plus rapide. Expliquez chacune de vos réponses.



C'est la première, puisque le CH_4 comporte moins de liens à briser que le C_3H_8 .

- b) La dégradation d'un morceau de viande placé au réfrigérateur.
 La dégradation d'un morceau de viande laissé à l'air libre dans une cuisine.

C'est la deuxième, puisque la vitesse de réaction croît en fonction de l'augmentation de la température.

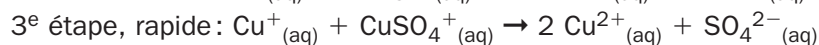
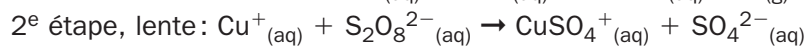
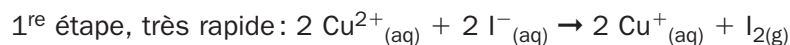


C'est la deuxième, parce qu'en général les liquides réagissent plus vite que les solides.

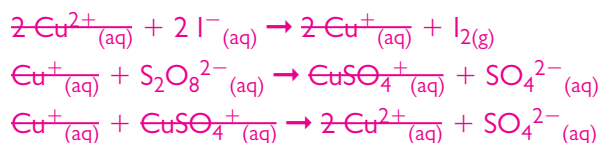
- d) Brûler une bûche de 1 kg.
 Brûler 1 kg de copeaux de bois.

C'est la deuxième, parce que les copeaux de bois offrent une plus grande surface de contact.

- 5 Voici le mécanisme d'une réaction catalytique :



- a) Quelle est la réaction globale de ce mécanisme ?



Réponse: $2 \text{I}^{-}_{(aq)} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{I}_{2(g)} + 2 \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$

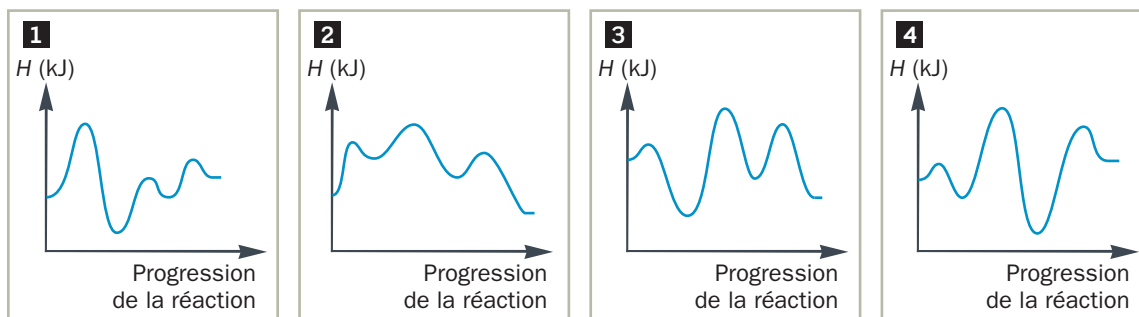
- b) Quelle substance joue le rôle de catalyseur? Expliquez votre réponse.

C'est l'ion Cu^{2+} , puisqu'il est mis au départ et qu'on le récupère à la fin. Il ne fait pas partie de la réaction globale.

- c) Quelle est l'étape déterminante de ce mécanisme? Expliquez votre réponse.

C'est la deuxième étape, puisque c'est l'étape la plus lente.

d) Parmi les diagrammes suivants, lequel peut illustrer ce mécanisme ?



Il s'agit du diagramme numéro 3.

6 Pour chacune des situations ci-dessous, indiquez le facteur qui a permis de modifier la vitesse de réaction.

a) Diminuer le volume du contenant dans lequel s'effectue une réaction en phase gazeuse permet d'augmenter la vitesse de la réaction.

La concentration d'un réactif.

b) Même si la température de combustion du sucre est très élevée, il brûle rapidement dans l'organisme humain, dont la température corporelle n'est que de 37 °C.

La présence d'un catalyseur.

c) La nourriture congelée se conserve plus longtemps que la nourriture non congelée.

La température.

d) Certains agents de conservation alimentaires ralentissent la dégradation des aliments.

La présence d'un inhibiteur.

e) Un incendie de forêt se propage plus vite en été qu'en hiver.

La température.

f) Le bois brûle plus vite dans l'oxygène pur que dans l'air.

La concentration d'un réactif.

g) Une carotte coupée cuit plus rapidement qu'une carotte entière.

La surface de contact.

h) De la viande hachée se conserve moins longtemps qu'une pièce de viande.

La surface de contact.

i) Un œuf à la coque cuit plus lentement à haute altitude puisque la température d'ébullition de l'eau diminue en fonction de la pression atmosphérique.

La température.

j) Certains métaux, comme l'or et le platine, s'oxydent plus lentement que d'autres.

La nature du réactif.

7 En vous appuyant sur la théorie des collisions, expliquez comment chacun des changements ci-dessous modifie la vitesse de réaction.

a) Diminuer la température des réactifs.

La vitesse de réaction diminue puisqu'une diminution de la température diminue l'énergie cinétique des molécules. Il y a donc moins de molécules ayant l'énergie minimum pour réagir.

b) Ajouter un catalyseur.

La vitesse de réaction augmente puisque l'ajout d'un catalyseur diminue l'énergie minimum pour réagir. Il y a donc plus de molécules ayant la capacité de réagir.

c) Brûler de la cire liquide plutôt que de la cire solide.

La vitesse de la réaction augmente puisque, en général, les liquides réagissent plus rapidement que les solides.

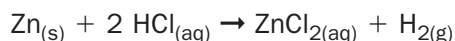
d) Broyer un solide.

La vitesse de réaction augmente au fur et à mesure de l'opération, car on augmente graduellement la surface de contact du solide. Ainsi, il y a un nombre total de collisions plus élevé.

e) Ajouter de l'eau à une solution aqueuse.

La vitesse de la réaction diminue puisque l'ajout de solvant diminue la concentration de la solution. Il y a donc moins de particules par unité de volume, ce qui diminue le nombre de collisions.

8 On fait réagir un cube de zinc selon la réaction suivante :



Pour chacun des changements ci-dessous, indiquez s'il augmente, diminue ou n'influence pas la vitesse de la réaction. Expliquez vos réponses.

a) Faire réagir des granules de métal plutôt qu'un cube.

La vitesse de la réaction augmente, puisque la surface de contact augmente.

b) Chauffer préalablement la solution d'acide.

La vitesse de la réaction augmente, puisque la température augmente.

c) Ajouter de l'eau à la solution d'acide.

La vitesse de la réaction diminue, puisque la concentration de l'acide diminue.

d) Faire réagir un plus grand volume d'acide.

La vitesse de la réaction ne change pas, puisqu'un plus grand volume d'acide ne change pas la concentration.

e) Ajouter un catalyseur approprié.

La vitesse de la réaction augmente, puisqu'un catalyseur diminue l'énergie d'activation de la réaction.

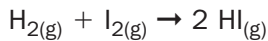
f) Faire réagir un plus gros cube de zinc.

La vitesse de la réaction ne change pas, puisque la masse de zinc ne fait pas varier la vitesse.

Exercices

6.4 La loi de vitesse de réaction

- 1** La réaction de formation de l'iodure d'hydrogène, $\text{HI}_{(g)}$, s'effectue selon l'équation suivante :



Sachant que la loi de vitesse de cette réaction s'exprime comme ceci : $v = k[\text{H}_2][\text{I}_2]$, indiquez si chacun des énoncés ci-dessous est vrai ou faux. Expliquez vos réponses.

- a) L'ordre global de la réaction est de 1.

Faux. L'ordre global de la réaction correspond à la somme de chacun des exposants ; donc, dans ce cas, il est de 2.

- b) La constante de la vitesse dépend de la concentration initiale de chacun des réactifs.

Faux. La constante de la vitesse ne dépend pas de la concentration des réactifs.

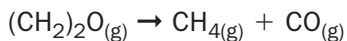
- c) Si on triple la concentration du dihydrogène, la vitesse initiale de la réaction triple elle aussi.

Vrai. Comme la réaction est d'ordre 1 en fonction du dihydrogène, la vitesse augmente proportionnellement à la variation de sa concentration.

- d) La constante de vitesse de cette réaction s'exprime en s^{-1} .

Faux. Comme la réaction est d'ordre 2, la constante de vitesse est exprimée en $\text{L}/\text{mol}\cdot\text{s}$.

- 2** La décomposition de l'oxyde d'éthylène s'effectue selon l'équation suivante :

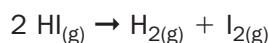


C'est une réaction d'ordre 1. Si la constante de vitesse est de $2,0 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$, quelle serait la vitesse de la réaction pour une concentration en oxyde d'éthylène de $0,025 \text{ mol/L}$?

$$\begin{aligned} v &= k[(\text{CH}_2)_2\text{O}]^1 \\ &= 2,0 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1} \times 0,025 \text{ mol/L} \\ &= 5,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

Réponse : **La vitesse de la réaction serait de $5,0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.**

- 3 La décomposition de l'iodure d'hydrogène est une réaction d'ordre 2 dont la constante de vitesse est de $6,4 \times 10^{-9} \text{ L/mol}\cdot\text{s}$ à une température de $227 \text{ }^\circ\text{C}$.



Si on place $10,00 \text{ g}$ d'iodure d'hydrogène dans un ballon de 750 ml à une température de $227 \text{ }^\circ\text{C}$, quelle sera la vitesse initiale de la réaction ?

Calcul de la concentration initiale de HI

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10,00 \text{ g}}{127,91 \text{ g/mol}} = 0,078 \text{ 18 mol}$$

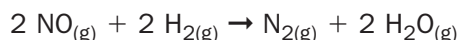
$$C = \frac{n}{V} = \frac{0,078 \text{ 18 mol}}{0,750 \text{ L}} = 0,104 \text{ mol/L}$$

Calcul de la vitesse initiale

$$\begin{aligned} v &= k[\text{HI}]^2 \\ &= 6,4 \times 10^{-9} \text{ L/mol}\cdot\text{s} \times (0,104 \text{ mol/L})^2 \\ &= 6,9 \times 10^{-11} \text{ mol/L}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

Réponse: La vitesse initiale de la réaction sera de $6,9 \times 10^{-11} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

- 4 Le monoxyde d'azote réagit en présence de dihydrogène à une vitesse de $0,10 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$ selon l'équation suivante :



La réaction est d'ordre 1 en fonction du H_2 et d'ordre 2 en fonction du NO .

- a) Quelle est l'expression de la loi de vitesse pour cette réaction ?

$$v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]^1$$

- b) Quelle serait la nouvelle vitesse de la réaction si on doublait la concentration du NO ?

Si on double la concentration du NO , la vitesse quadruplera (2^2).

$$\text{Donc: } v = 4 \times 0,10 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,40 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

- c) Quelle serait la nouvelle vitesse de la réaction si on doublait la concentration du H_2 ?

Si on double la concentration du H_2 , la vitesse doublera elle aussi (2^1).

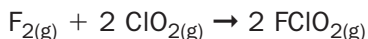
$$\text{Donc: } v = 2 \times 0,10 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,20 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

- d) Quelle serait la nouvelle vitesse de la réaction si on doublait à la fois la concentration du NO et du H_2 ?

$(2^2) \times (2^1) = 8$, la vitesse de la réaction sera 8 fois plus grande.

$$v = 8 \times 0,10 \text{ mol/L}\cdot\text{s} = 0,80 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

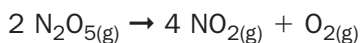
5 Soit la réaction suivante :



Sachant que la loi de vitesse de réaction est d'ordre 1 pour chacun des réactifs, remplissez le tableau :

Expérience	[F ₂] (en mol/L)	[ClO ₂] (en mol/L)	Vitesse (en mol/L·s)
1	0,10	0,010	$1,2 \times 10^{-3}$
2	0,20	0,010	$2,4 \times 10^{-3}$
3	0,10	0,020	$2,4 \times 10^{-3}$
4	0,40	0,010	$4,8 \times 10^{-3}$
5	0,20	0,020	$4,8 \times 10^{-3}$

6 Soit la réaction de décomposition du pentaoxyde de diazote :



En effectuant la réaction à une température de 65 °C, Valérie obtient les résultats suivants :

Concentration initiale du N ₂ O ₅ (en mol/L)	Vitesse initiale (en mol/L·s)
0,10	$5,20 \times 10^{-4}$
0,20	$1,04 \times 10^{-3}$

a) Quelle est l'expression de la loi de vitesse de cette réaction ?

1. Déterminer les expériences qui offrent un rapport simple entre deux concentrations.

$$\frac{[\text{N}_2\text{O}_5]_1}{[\text{N}_2\text{O}_5]_2} = \frac{0,10 \text{ mol/L}}{0,20 \text{ mol/L}} = \frac{1}{2}$$

La concentration du N₂O₅ a donc doublé.

2. Déterminer le rapport entre les vitesses correspondantes.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{5,20 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{s}}{1,04 \times 10^{-3} \text{ mol/L}\cdot\text{s}} = \frac{1}{2}$$

La vitesse est donc deux fois plus grande.

3. Déterminer l'ordre de chacun des réactifs de la réaction.

En doublant la concentration du N₂O₅, on a doublé la vitesse. Donc, l'ordre de la réaction en fonction du N₂O₅ est de 1.

4. Écrire l'expression de la loi de la vitesse.

$$v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^1$$

Réponse : L'expression de la loi de vitesse est $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^1$.

b) Quelle est la valeur de la constante de la vitesse ?

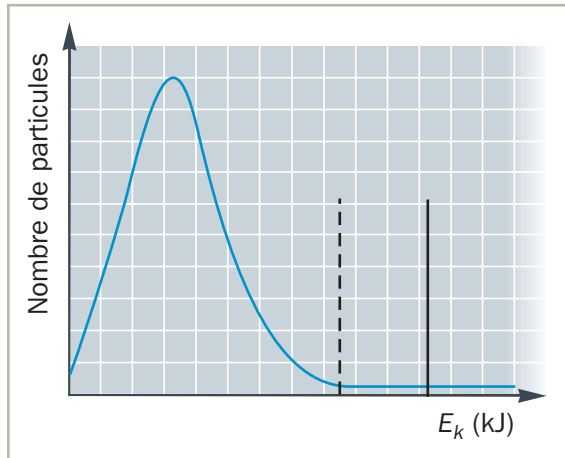
$$\begin{aligned} k &= \frac{v}{[\text{N}_2\text{O}_5]^1} \\ &= \frac{5,20 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{s}}{0,10 \text{ mol/L}} \\ &= 5,2 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1} \end{aligned}$$

Réponse : La valeur de la constante de vitesse est $5,2 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$.

Exercices

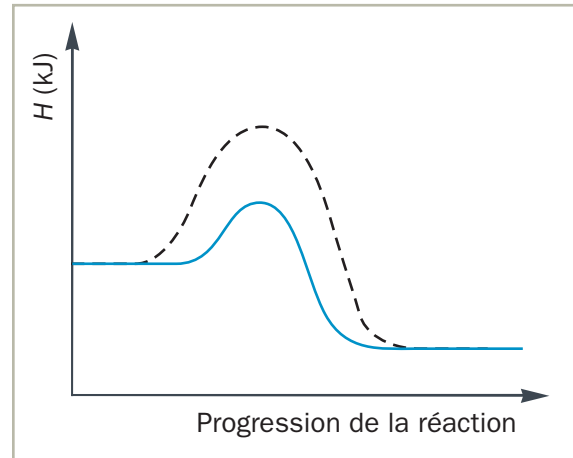
Synthèse du chapitre 6

1 Chacun des graphiques suivants représente une situation où il y a une modification de la vitesse de réaction. Pour chaque cas, indiquez un facteur qui pourrait avoir causé **la modification en pointillé**. De plus, précisez son rôle par rapport à la vitesse de réaction.



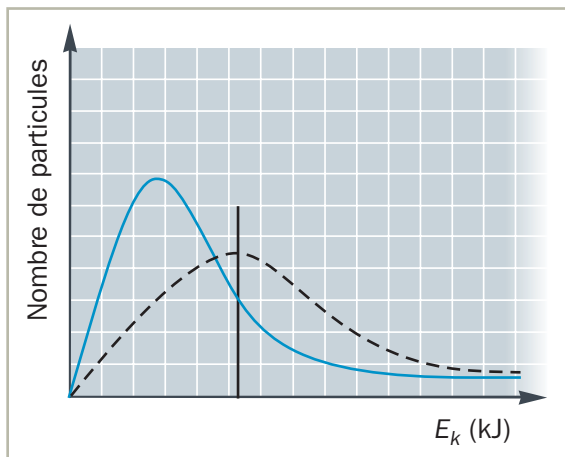
a) Facteur: Ajout d'un catalyseur.

Rôle: Accroissement de la vitesse de la réaction.



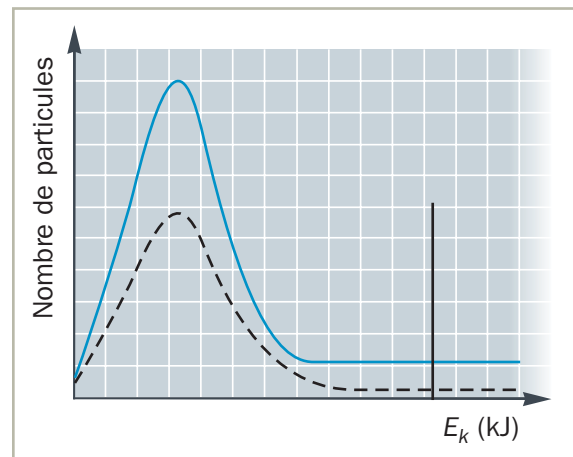
b) Facteur: Ajout d'un inhibiteur.

Rôle: Réduction de la vitesse de la réaction.



c) Facteur: Augmentation de la température.

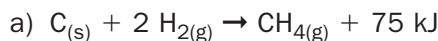
Rôle: Accroissement de la vitesse de la réaction.



d) Facteur: Diminution de la concentration.

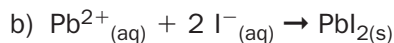
Rôle: Réduction de la vitesse de la réaction.

2 Pour chacune des réactions, indiquez trois façons d'augmenter la vitesse de réaction. **Exemples de réponses.**



Couper le carbone en petits morceaux. Augmenter la température.

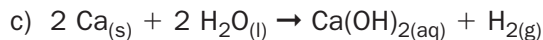
Ajouter un catalyseur approprié. Augmenter la concentration du dihydrogène.



Augmenter la concentration de chacun des ions.

Augmenter la température.

Ajouter un catalyseur approprié.



Couper le calcium en petits morceaux.

Augmenter la température.

Ajouter un catalyseur approprié.

3 Pour évaluer l'effet de la température sur la vitesse d'une réaction, Ishem effectue une expérience à une température de $-10\text{ }^\circ\text{C}$. Il recueille dans un ballon le dioxyde de carbone gazeux au fur et à mesure qu'il se forme. Le ballon atteint un volume de 45,4 ml à une pression de 102,4 kPa en 3 minutes 25 secondes. Quelle est la vitesse de cette réaction en fonction du dioxyde de carbone, en mol/s ?

Calcul du nombre de moles de CO_2

$$PV = nRT$$

D'où

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$= \frac{102,4 \text{ kPa} \times 0,0454 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 263 \text{ K}}$$

$$= 0,00213 \text{ mol}$$

Calcul de la vitesse de réaction en fonction du CO_2

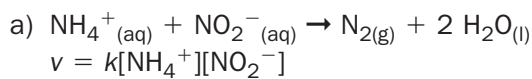
$$v = \frac{|\Delta n_{\text{CO}_2}|}{\Delta t}$$

$$= \frac{0,00213 \text{ mol} - 0 \text{ mol}}{205 \text{ s}}$$

$$= 1,04 \times 10^{-5} \text{ mol/s}$$

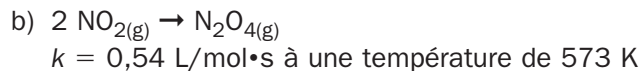
Réponse: La vitesse de réaction en fonction du CO_2 est de $1,04 \times 10^{-5} \text{ mol/s}$.

4 Déterminez l'ordre de la réaction en fonction de chacun des réactifs et l'ordre global pour chacune des réactions.



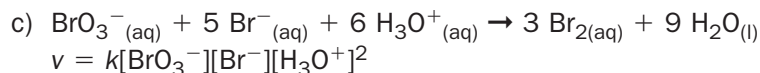
La réaction est d'ordre 1 pour le NH_4^+ et d'ordre 1 en fonction du NO_2^- .

L'ordre global de la réaction est de 2.



La réaction est d'ordre 2 en fonction du NO_2 .

L'ordre global de la réaction est de 2.



La réaction est d'ordre 1 pour le BrO_3^- et le Br^- , et d'ordre 2 pour le H_3O^+ .

L'ordre global de la réaction est de 4.

- 5** Lorsqu'ils explorent des grottes souterraines, les spéléologues doivent se méfier des nappes de dioxyde de carbone. Ce gaz provient principalement de la réaction du carbonate de calcium des roches avec les ions H^+ des pluies acides.



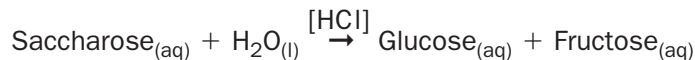
En effectuant les tests énumérés dans le tableau, il est possible de déterminer l'influence de quelques facteurs sur la vitesse de cette réaction.

Test	Masse du CaCO_3 (en g)	Forme du CaCO_3	Concentration de l'acide (en mol/L)	Volume de la solution (en L)
1	1,0	Morceaux	1,0	1,0
2	1,0	Poudre	1,0	1,0
3	2,0	Poudre	1,0	1,0
4	2,0	Poudre	1,0	2,0
5	1,0	Poudre	2,0	1,0
6	1,0	Morceaux	2,0	2,0

Pour quel test la vitesse de la réaction sera-t-elle la plus grande ? Expliquez votre réponse.

La vitesse de la réaction sera plus grande dans le cas du test 5, puisque la concentration de l'acide y est plus grande et que le carbonate de calcium est en poudre, donc sa surface de contact est plus grande.

- 6** Le saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), principal constituant du sucre blanc, peut se décomposer en fructose et en glucose en présence d'une solution d'acide chlorhydrique. Ce dernier joue alors le rôle de catalyseur. Cette réaction s'effectue selon l'équation suivante :



En effectuant la réaction à 23 °C avec une solution d'acide chlorhydrique à 0,5 mol/L, on note que la concentration du saccharose passe de 0,316 mol/L à 0,274 mol/L en 39 minutes. Calculez la vitesse de la réaction en mol/L•s.

$$\begin{aligned} v_{\text{saccharose}} &= \left| \frac{\Delta[\text{saccharose}]}{\Delta t} \right| \\ &= \left| \frac{(0,274 \text{ mol/L} - 0,316 \text{ mol/L})}{2340 \text{ s} - 0 \text{ s}} \right| \\ &= 1,79 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

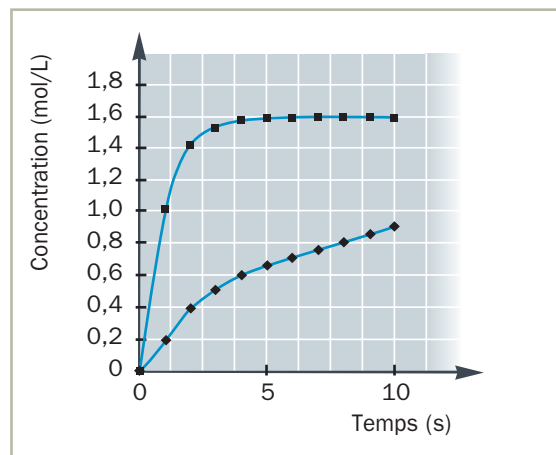
Réponse : La vitesse est de $1,79 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

7 Soit le graphique ci-contre :

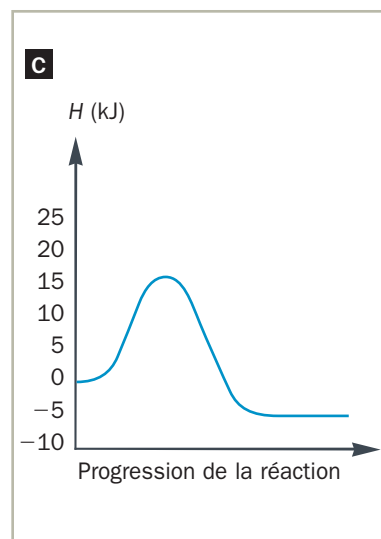
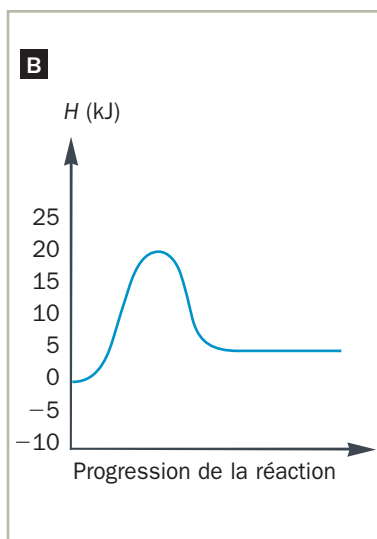
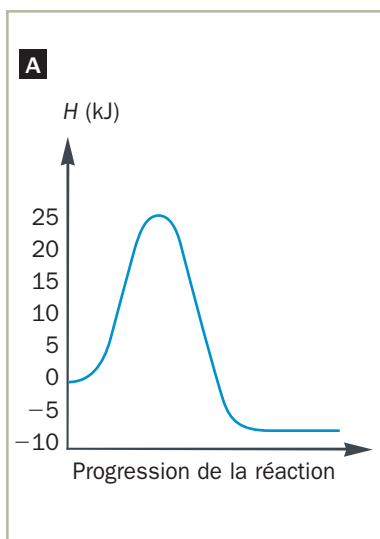
Quelle courbe illustre la réaction en présence d'un catalyseur ? Expliquez votre réponse.

C'est la courbe du haut qui illustre la réaction catalysée, puisque la concentration de la substance A augmente plus vite qu'elle ne le fait dans la courbe du bas.

La concentration de A en fonction du temps

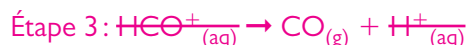
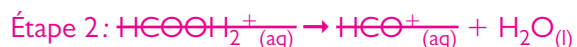
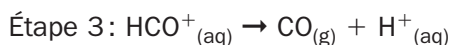
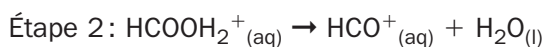


8 Quel graphique représente la réaction la plus lente ? Expliquez votre réponse.



C'est le graphique A qui représente la réaction la plus lente, puisque l'énergie d'activation est plus grande.

9 Voici le mécanisme d'une réaction catalysée :



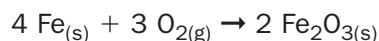
a) Quelle est la réaction globale de ce mécanisme ?



b) Quelle substance joue le rôle de catalyseur ?

C'est le H^+ .

10 Le fer rouille selon l'équation suivante :



Ce phénomène est accéléré dans certaines conditions, notamment en présence d'eau salée. Étienne place un morceau de 10,00 g de fer dans une éprouvette avec un peu d'eau salée. Il note alors que la vitesse d'oxydation du fer est de $1,6 \times 10^{-3}$ g/heure. Quelle masse de fer restera-t-il après deux semaines ?

1. Masse de fer qui n'a pas réagi = ?

$$2. v = 1,6 \times 10^{-3} \text{ g/heure}$$

$$\Delta t = 2 \text{ semaines} = 336 \text{ heures}$$

$$3. v = \frac{\Delta m_{\text{Fe}}}{\Delta t}$$

$$\text{D'où } \Delta m_{\text{Fe}} = v \Delta t$$

4. **Calcul de la masse de fer qui a réagi**

$$\Delta m_{\text{Fe}} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ g/heure} \times 336 \text{ heures}$$

$$= 0,54 \text{ g}$$

Calcul de la masse de fer qui n'a pas réagi

$$10,00 \text{ g} - 0,54 \text{ g} = 9,46 \text{ g}$$

Réponse: Après 2 semaines, il restera 9,5 g de fer.

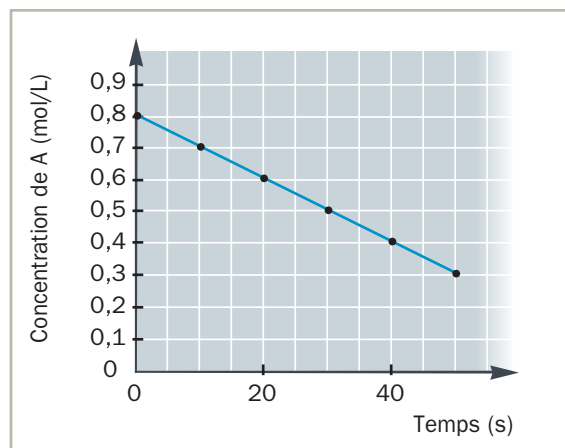
11 Le graphique ci-contre représente la variation de la concentration de A en fonction du temps, qui se transforme selon l'équation suivante :



Quel est l'ordre de cette réaction ? Expliquez votre réponse.

La réaction est d'ordre 0, puisque la vitesse de la réaction demeure constante. C'est donc dire que la vitesse de la réaction ne dépend pas de la concentration.

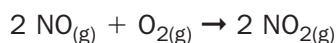
La concentration de A en fonction du temps



12 La peinture sur les automobiles n'a pas seulement une fonction esthétique. Elle permet également de protéger la carrosserie contre la corrosion. En vous appuyant sur la théorie des collisions, expliquez le rôle de la peinture sur la vitesse de la réaction de corrosion. N'oubliez pas d'identifier le facteur en jeu.

La peinture diminue la surface de contact du métal avec les réactifs de la corrosion, soit l'oxygène de l'air. Ainsi, le nombre total de collisions diminue, ce qui a pour effet de réduire la vitesse de la réaction de corrosion.

- 13** Le monoxyde d'azote peut s'oxyder selon l'équation suivante :



Si la réaction est d'ordre 2 en fonction du NO et d'ordre 1 en fonction de O₂, laquelle des expériences ci-contre sera la plus rapide ? Expliquez votre réponse.

Expérience	[NO] (en mol/L)	[O ₂] (en mol/L)
1	0,1	0,1
2	0,4	0,2
3	0,2	0,5
4	0,2	0,4

$$v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$$

$$\text{Expérience 1 : } v \propto (0,1)^2 \times 0,1 = 0,001$$

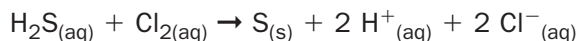
$$\text{Expérience 2 : } v \propto (0,4)^2 \times 0,2 = 0,032$$

$$\text{Expérience 3 : } v \propto (0,2)^2 \times 0,5 = 0,02$$

$$\text{Expérience 4 : } v \propto (0,2)^2 \times 0,4 = 0,016$$

Réponse : C'est l'expérience 2 qui est la plus rapide.

- 14** Dans les usines d'épuration des eaux usées, on peut utiliser du chlore pour éliminer certains polluants. Par exemple, le sulfure de dihydrogène réagit en présence de la façon suivante :



Sachant que la réaction est d'ordre 1 pour chacun des réactifs et que la constante de vitesse à 28 °C est de $3,5 \times 10^{-2} \text{ L/mol}\cdot\text{s}$, calculez la vitesse de la réaction si la concentration en sulfure de dihydrogène est de $3,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ et que le chlore atteint une concentration de $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

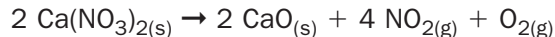
$$v = k[\text{H}_2\text{S}][\text{Cl}_2]$$

$$= 3,5 \times 10^{-2} \text{ L/mol}\cdot\text{s} \times 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \times 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$= 5,25 \times 10^{-7} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

Réponse : La vitesse de la réaction est de $5,3 \times 10^{-7} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$.

- 15** Les différentes couleurs des feux d'artifice proviennent de la réaction de substances particulières. Par exemple, pour obtenir la couleur orange, il faut faire réagir le dinitrate de calcium selon la réaction suivante :



Afin de planifier un spectacle pyrotechnique, Florence effectue différentes expériences. Elle veut déterminer les conditions lui permettant d'obtenir la plus grande vitesse de réaction. Voici les résultats qu'elle a obtenus :

Essai	Vitesse de la réaction
1	0,16 g/s en fonction du $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
2	0,12 g/s en fonction du NO_2

Pour quel essai la réaction s'est-elle effectuée le plus rapidement ? Pour répondre à la question, calculez la vitesse générale pour chacun des essais.

Calcul de la vitesse en mol/s pour l'essai 1

$$v_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0,16 \text{ g/s}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M} = \frac{0,16 \text{ g}}{164,10 \text{ g/mol}} = 9,8 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Donc } v_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 9,8 \times 10^{-4} \text{ mol/s}$$

Calcul de la vitesse générale pour l'essai 1

$$\begin{aligned} v_g &= \frac{v_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2}}{2} \\ &= \frac{9,8 \times 10^{-4} \text{ mol/s}}{2} \\ &= 4,9 \times 10^{-4} \text{ mol/s} \end{aligned}$$

Calcul de la vitesse en mol/s pour l'essai 2

$$v_{\text{NO}_2} = 0,12 \text{ g/s}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$\begin{aligned} \text{D'où } n &= \frac{m}{M} = \frac{0,12 \text{ g}}{46,01 \text{ g/mol}} \\ &= 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{Donc } v_{\text{NO}_2} = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol/s}$$

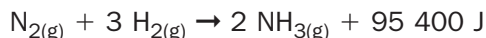
Calcul de la vitesse générale pour l'essai 2

$$\begin{aligned} v_g &= \frac{v_{\text{NO}_2}}{4} = \frac{2,6 \times 10^{-3} \text{ mol/s}}{4} \\ &= 6,5 \times 10^{-4} \text{ mol/s} \end{aligned}$$

Réponse : La réaction s'est effectuée plus rapidement pour l'essai 2.

Défis du chapitre 6

- 1 La réaction globale d'un procédé industriel pour la fabrication de l'ammoniac s'effectue selon l'équation suivante :



Afin de stabiliser la température du système, on peut utiliser l'eau qui circule autour de l'enceinte réactionnelle. Si on produit 5,00 g d'ammoniac à la minute, quelle serait l'élévation de la température d'un litre d'eau après 10 minutes ? On suppose qu'il n'y a pas de perte d'énergie dans le milieu ambiant et que seule l'eau absorbe l'énergie dégagée par la réaction.

Calcul de la quantité d'ammoniac produit après 10 min

$$\frac{5,00 \text{ g}}{1 \text{ min}} = \frac{? \text{ g}}{10 \text{ min}}$$

$$\frac{5,00 \text{ g} \times 10 \text{ min}}{1 \text{ min}} = 50,0 \text{ g}$$

$$M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{50,0 \text{ g}}{17,04 \text{ g/mol}} = 2,93 \text{ mol}$$

Donc, il y a production de 2,93 moles d'ammoniac.

Calcul de la quantité d'énergie

$$\frac{-95\,400 \text{ J}}{2 \text{ mol NH}_3} = \frac{? \text{ J}}{2,93 \text{ mol}}$$

$$\frac{-95\,400 \text{ J} \times 2,93 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = -139\,761 \text{ J}$$

$$Q_{\text{eau}} = -Q_{\text{réaction}}$$

$$= +139\,761 \text{ J}$$

Calcul de ΔT

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}$$

$$\text{D'où } \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{eau}}}{m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}}$$

$$\Delta T_{\text{eau}} = \frac{+139\,761 \text{ J}}{1000 \text{ g} \times 4,19 \text{ J/g}^\circ\text{C}} = 33,4 \text{ }^\circ\text{C}$$

Réponse: La température de l'eau augmenterait de 33,4 °C.

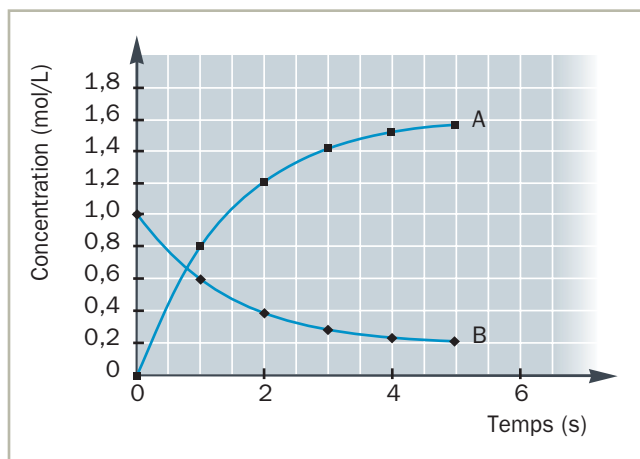
- 2 Soit le graphique ci-contre :

Quelle équation chimique correspond au graphique ? Expliquez votre réponse.

- a) $A \rightarrow B$ b) $B \rightarrow A$
c) $A \rightarrow 2 B$ d) $B \rightarrow 2 A$

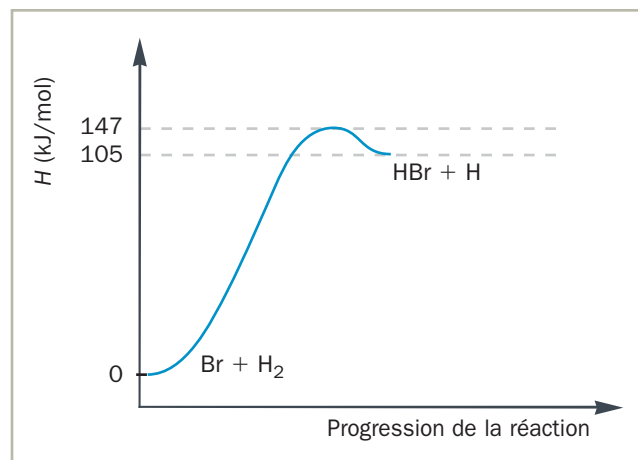
La réponse est d), puisque la courbe A est une courbe ascendante, donc A est un produit; tandis que la courbe B est descendante, donc B est un réactif. De plus, la courbe A est plus prononcée que la courbe B. Ainsi, le rythme de formation de A est plus grand que celui de disparition de B.

La concentration en fonction du temps



- 3 Le brome réagit en présence du dihydrogène. Une des étapes du processus est illustrée ci-contre.

Après avoir amorcé la réaction, on observe que la réaction absorbe 1000 kJ en 45 min. Dans ces conditions, quelle est la vitesse de la réaction en fonction du Br en mol/s? On suppose qu'il n'y a pas eu de perte d'énergie dans le milieu ambiant.



Calcul de la chaleur absorbée par la réaction

$$\begin{aligned}\Delta H &= H_p - H_r \\ &= 105 \text{ kJ} - 0 \text{ kJ} \\ &= + 105 \text{ kJ}\end{aligned}$$

Calcul du nombre de moles de Br qui a réagi

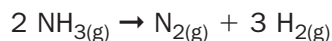
$$\begin{aligned}\frac{1000 \text{ kJ}}{? \text{ mol}} &= \frac{105 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \\ \frac{1000 \text{ kJ} \times 1 \text{ mol}}{105 \text{ kJ}} &= 9,52 \text{ mol de Br}\end{aligned}$$

Calcul de la vitesse de la réaction en fonction du Br

$$\begin{aligned}v &= \left| \frac{\Delta n_{\text{Br}}}{\Delta t} \right| \\ &= \frac{9,52 \text{ mol}}{2700 \text{ s}} \\ &= 3,53 \times 10^{-3} \text{ mol/s}\end{aligned}$$

Réponse: La vitesse de réaction en fonction du Br est de $3,53 \times 10^{-3} \text{ mol/s}$.

- 4 La décomposition de l'ammoniac peut être réalisée à la surface de tungstène préalablement chauffé.



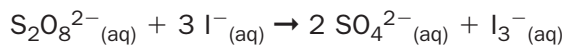
Au cours d'une expérience, on note que la pression partielle de l'ammoniac passe de 21,0 kPa à 10,0 kPa en 770 s. Durant combien de temps faut-il poursuivre l'expérience pour que tout l'ammoniac ait réagi?

$$\begin{aligned}v &= \frac{\Delta P}{\Delta t} \\ &= \frac{21,0 \text{ kPa} - 10,0 \text{ kPa}}{770 \text{ s}} \\ &= 0,0143 \text{ kPa/s}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta t &= \frac{\Delta P}{v} \\ &= \frac{10,0 \text{ kPa} - 0 \text{ kPa}}{0,0143 \text{ kPa/s}} \\ &= 699 \text{ s}\end{aligned}$$

Réponse: Il faut poursuivre l'expérience pendant 699 s.

- 5 Pour la réaction suivante, Noémie a noté dans un tableau les données recueillies concernant la concentration et la vitesse :



Expérience	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ initiale (en mol/L)	$[\text{I}^-]$ initiale (en mol/L)	Vitesse initiale (en mol/L·s)
1	0,038	0,060	$1,4 \times 10^{-5}$
2	0,076	0,060	$2,8 \times 10^{-5}$
3	0,076	0,120	$5,6 \times 10^{-5}$

- a) Déterminez l'expression de la loi de vitesse.

1. Déterminer les expériences qui offrent un rapport simple entre deux concentrations.

$$\frac{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_1}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_2} = \frac{0,038 \text{ mol/L}}{0,076 \text{ mol/L}} = \frac{1}{2}$$

La concentration du $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ a donc doublé.

$$\frac{[\text{I}^-]_2}{[\text{I}^-]_3} = \frac{0,060 \text{ mol/L}}{0,120 \text{ mol/L}} = \frac{1}{2}$$

La concentration du I^- a donc doublé.

2. Déterminer le rapport entre les vitesses correspondantes.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{1,4 \times 10^{-5}}{2,8 \times 10^{-5}} = \frac{1}{2}$$

La vitesse a donc doublé.

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{2,8 \times 10^{-5}}{5,6 \times 10^{-5}} = \frac{1}{2}$$

La vitesse a donc doublé.

3. Déterminer l'ordre de chacun des réactifs de la réaction.

En doublant la concentration de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ et de I^- , on a doublé la vitesse. Donc, l'ordre de la réaction en fonction de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ou de I^- est de 1.

4. Écrire l'expression de la loi de la vitesse.

$$v = k[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^1[\text{I}^-]^1$$

Réponse: L'expression de la loi de la vitesse est $v = k[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^1[\text{I}^-]^1$.

- b) Déterminez l'ordre global de la réaction.

L'ordre global de la réaction est de 2.

- c) Déterminez la constante de la vitesse de la réaction.

$$\begin{aligned} k &= \frac{v}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^1[\text{I}^-]^1} \\ &= \frac{1,4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s}}{0,038 \text{ mol/L} \times 0,060 \text{ mol/L}} \\ &= 6,1 \times 10^{-3} \text{ L/mol}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

Réponse: La constante de la vitesse est de $6,1 \times 10^{-3} \text{ L/mol}\cdot\text{s}$.