

POUR FAIRE LE POINT

Section 10.1
La nature des réactifs

 Manuel, p. 250

1. a) 1
b) Cette réaction sera plus lente que les autres réactions qui ne comportent que des réactifs en phase gazeuse, mais pas plus lente que celles qui comportent des réactifs en phase liquide ou solide.

c) 3, 1, 4, 2.

2. a) 1 b) 2 c) 3 d) 4

3. La réaction *c*), parce que les réactifs sont des ions aqueux. Dans ce cas, les réactions ont lieu presque instantanément.

4. a), d), c), b).

La réaction *a*) sera la réaction la plus rapide, car elle met en jeu des ions aqueux, alors que la réaction *b*) sera la plus lente, car c'est une réaction hétérogène, où les réactifs sont dans deux phases différentes. Les réactions *c*) et *d*) auront des vitesses intermédiaires à celles des réactions *a*) et *b*). Les réactions *c*) et *d*) se déroulent toutes deux en phase gazeuse, mais la réaction *c*) a plus de liaisons à briser, donc elle sera plus lente que la réaction *d*).

5. a) Réaction 1):

$$\Delta H_{\text{réactifs}} = E_{\text{H-H}} + E_{\text{Cl-Cl}} = 436 \text{ kJ/mol} + 243 \text{ kJ/mol} = 679 \text{ kJ/mol}$$

Réaction 2):

$$\Delta H_{\text{réactifs}} = E_{\text{H-H}} + \left(\frac{1}{2} \cdot E_{\text{-O=O}}\right) = 436 \text{ kJ/mol} + \left(\frac{1}{2} \cdot 498 \text{ kJ/mol}\right) = 685 \text{ kJ/mol}$$


b) La réaction 2, car l'énergie des liaisons à briser est légèrement plus grande.

6. a) Elles se dérouleront à la même vitesse, car c'est la même réaction. Si la réaction 2 avait le $\text{C}_{24}\text{H}_{50}$ en phase liquide, elle serait plus rapide.

b) C'est la réaction 1, car dans le $\text{C}_{12}\text{H}_{22}$ il y a des liaisons doubles ou triples entre les carbones et il faut plus d'énergie pour briser ces liens que les liens simples carbone-carbone.

7. Étant donné que l'huile est sous forme liquide, la réaction avec le dioxygène (O_2) dans l'air se fera plus rapidement parce que la vitesse des particules est plus grande sous forme liquide que sous forme solide.

Section 10.3
La concentration des réactifs et la loi des vitesses de réaction

 Manuel, p. 258 et 259

Note: Bien qu'il y ait des réactions complexes dans certains exercices Pour faire le point de la section 10.3, on y a appliqué la loi des vitesses de réaction comme si elles étaient des réactions élémentaires.

1. Plus il y a de molécules, plus il y aura de collisions efficaces. Plus la concentration est élevée, plus il y aura de molécules par unité de volume, donc plus de collisions efficaces et, par conséquent, la vitesse de réaction sera plus élevée.

2. a) $v = k \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot [\text{Ca}(\text{OH})_2]$

b) $v = k \cdot [\text{I}^-]^5 \cdot [\text{H}^+]^6 \cdot [\text{IO}_3^-]^3$

c) $v = k \cdot [\text{HCl}]^2$

d) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$

3. Le temps d'attente sera plus court, parce que la concentration du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) sera plus grande dans ce produit. Plus la concentration d'un réactif est grande, plus la vitesse de la réaction est élevée.

4. 1. Calcul du nombre de moles de peroxyde d'hydrogène (H_2O_2):

$$n = \frac{m}{M} = \frac{22,00 \text{ g}}{34,014 \text{ g/mol}} = 0,64679 \text{ mol}$$

2. Calcul de la concentration de peroxyde d'hydrogène:

$$\frac{0,646\ 79\ \text{mol}}{0,500\ \text{L}} = \frac{?}{1\ \text{L}}$$

$$? = \frac{0,646\ 79\ \text{mol} \cdot 1\ \text{L}}{0,500\ \text{L}}$$

$$= 1,293\ 58\ \text{mol}$$

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = 1,293\ 58\ \text{mol/L}$$

3. Calcul de la vitesse de réaction:

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^2$$

$$= 5,32 \times 10^{-7}\ \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{s}) \cdot [1,293\ 58\ \text{mol/L}]^2$$

$$= 8,90 \times 10^{-7}\ (\text{L}/\text{mol} \cdot \text{s}) \cdot (\text{mol}^2/\text{L}^2)$$

$$= 8,90 \times 10^{-7}\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$$

Réponse: La vitesse de réaction sera de $8,90 \times 10^{-7}\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$.

5. $v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]$

$$= \frac{v}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2]} = \frac{1,60\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})}{[1,0\ \text{mol/L}]^2 \cdot [2,0\ \text{mol/L}]}$$

$$= 0,80\ \text{L}^2/(\text{mol}^2 \cdot \text{s})$$

Réponse: La constante de vitesse sera de $0,80\ \text{L}^2/(\text{mol}^2 \cdot \text{s})$.

6. $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$

$$= \frac{v}{[\text{A}] \cdot [\text{B}]} = \frac{7,3 \times 10^{-3}\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})}{[3,1\ \text{mol/L}] \cdot [0,75\ \text{mol/L}]}$$

$$= 3,139\ 8 \times 10^{-2}\ \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{s})$$

Réponse: La constante de vitesse sera de $3,1 \times 10^{-2}\ \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{s})$.

7. 1. Calcul de la vitesse initiale de réaction:

$$v_1 = k \cdot [\text{C}]^2 \cdot [\text{D}]^3 = kx^2y^3$$

2. Calcul de la nouvelle vitesse de réaction:

Si on diminue le volume, les concentrations des réactifs sont doublées.

$$v_2 = k \cdot [\text{C}]^2 \cdot [\text{D}]^3 = k(2x)^2(2y)^3 = 4kx^28y^3$$

$$= 32kx^2y^3$$

$$\frac{v_1}{x^2y^3} = \frac{v_2}{32x^2y^3}$$

$$v_2 = \frac{32x^2y^3v_1}{x^2y^3} = 32v_1$$

Réponse: La vitesse de réaction est 32 fois plus grande que la vitesse initiale.

8. a) $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$

$$= 3,14 \times 10^{-2}\ \text{L}/\text{mol} \cdot \text{s} \cdot [1,1\ \text{mol/L}] \cdot [0,83\ \text{mol/L}]$$

$$= 2,87 \times 10^{-2}\ \text{mol}/\text{L} \cdot \text{s}$$

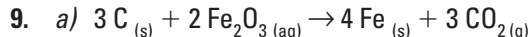
Réponse: La vitesse de réaction est de $2,9 \times 10^{-2}\ \text{mol}/\text{L} \cdot \text{s}$.

b) $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]$

$$= 3,14 \times 10^{-2}\ \text{s}^{-1} \cdot [3,2 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}] \cdot [5,6 \times 10^{-1}\ \text{mol/L}]$$

$$= 5,627 \times 10^{-5}\ \text{mol}^2/(\text{L}^2 \cdot \text{s})$$

Réponse: La vitesse de réaction sera de $5,6 \times 10^{-5}\ \text{mol}^2/(\text{L}^2 \cdot \text{s})$.



b) $v = k \cdot [\text{Fe}_2\text{O}_3]^2$

10. a) $v = k \cdot [\text{O}_2]^8$

b) 1. Conversion du temps en secondes:

$$\frac{1\ \text{min}}{60\ \text{s}} = \frac{?}{12\ \text{min}}$$

$$? = 60\ \text{s} \cdot \frac{12\ \text{min}}{1\ \text{min}} = 720\ \text{sec}$$

2. Calcul de la vitesse de réaction:

$$v = \frac{1}{8} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{8} \cdot \frac{-2,3\ \text{mol/L}}{720\ \text{s}}$$

$$= 3,993 \times 10^{-4}\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$$

3. Calcul de la constante de vitesse:

$$v = k \cdot [\text{O}_2]^8 = \frac{v}{[\text{O}_2]^8} = \frac{3,993 \times 10^{-4}\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})}{[2,3\ \text{mol/L}]^8}$$

$$= 5,1 \times 10^{-7}\ \text{L}^7/(\text{mol}^7 \cdot \text{s})$$

Réponse: La valeur de la constante de vitesse est de $5,1 \times 10^{-7}\ \text{L}^7/(\text{mol}^7 \cdot \text{s})$.

c) Il n'y aura aucun changement parce que le soufre (S) est sous forme solide.

d) $[\text{O}_2] = 3 \cdot 2,3\ \text{mol/L} = 6,9\ \text{mol/L}$

Calcul de la nouvelle vitesse de réaction:

$$v = k \cdot [\text{O}_2]^8 = 5,1 \times 10^{-7}\ \text{L}^7/(\text{mol}^7 \cdot \text{s}) \cdot [6,9\ \text{mol/L}]^8$$

$$= 2,6\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$$

Réponse: La nouvelle vitesse de réaction sera de $2,6\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$.

11. a) $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^4$

$$k = \frac{v}{[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^4}$$

$$= \frac{5,25 \times 10^{-7}\ \text{mol}/(\text{L} \cdot \text{s})}{[3,0 \times 10^{-4}\ \text{mol/L}]^2 \cdot [5,2 \times 10^{-2}\ \text{mol/L}]^4}$$

$$= 7,978 \times 10^{-5}\ \text{L}^5/(\text{mol}^5 \cdot \text{s})$$

Réponse: La valeur de la constante de vitesse de cette réaction est de $8,0 \times 10^{-5}\ \text{L}^5/(\text{mol}^5 \cdot \text{s})$.

b) Si on double la pression en réduisant le volume de moitié, les concentrations sont doublées.

$$[A] = 2 \cdot 3,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} = 6,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[B] = 2 \cdot 5,2 \times 10^{-2} \text{ mol/L} = 1,04 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Calcul de la nouvelle vitesse de réaction:

$$\begin{aligned} v &= k \cdot [A]^2 \cdot [B]^4 \\ &= 8,0 \times 10^5 \text{ L}^5/(\text{mol}^5 \cdot \text{s}) \cdot (6,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L})^2 \cdot \\ &\quad (1,04 \times 10^{-1} \text{ mol/L})^4 \\ &= 3,369 1 \times 10^{-5} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s}) \end{aligned}$$

Réponse: La nouvelle vitesse de réaction est de $3,4 \times 10^{-5} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$.

12. a) 1. Calcul de la vitesse initiale de réaction:

$$v_1 = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2] = kx^2y$$

2. Calcul de la nouvelle vitesse de réaction:

$$[\text{Br}_2] = 3y$$

$$v_2 = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Br}_2] = kx^23y = 3kx^2y$$

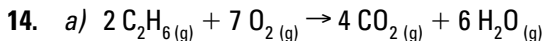
$$\frac{v_1}{x^2y} = \frac{v_2}{3x^2y}$$

$$v_2 = \frac{3x^2yv_1}{x^2y} = 3v_1$$

Réponse: La vitesse de réaction triplera.

b) La vitesse de réaction doublera.

13. Pour trouver la vitesse instantanée à chaque instant dans une réaction, il faut trouver les tangentes. Au début de la réaction, la pente est très élevée (en valeur absolue). Plus la réaction avance dans le temps, plus la vitesse diminue. Donc, la vitesse de réaction diminue de plus en plus par rapport à la vitesse de réaction au temps zéro, à mesure qu'on se rapproche du temps de 10 secondes.



b) 1. Calcul de la vitesse initiale de réaction:

$$v_1 = k \cdot [\text{C}_2\text{H}_6]^2 \cdot [\text{O}_2]^7 = kx^2y^7$$

2. Calcul de la nouvelle vitesse de réaction:

Si on double le volume, les concentrations des réactifs sont diminuées de moitié.

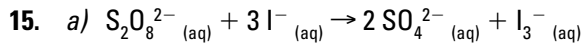
$$\begin{aligned} v_1 &= k \cdot [\text{C}_2\text{H}_6]^2 \cdot [\text{O}_2]^7 \\ &= k \left(\frac{1}{2}x\right)^2 \left(\frac{1}{2}y\right)^7 = k \frac{x^2}{4} \times \frac{y^7}{128} = \frac{kx^2y^7}{512} \end{aligned}$$

$$\frac{v_1}{x^2y^7} = \frac{512v_2}{x^2y^7}$$

$$v_2 = \frac{x^2y^7v_1}{512x^2y^7} = \frac{v_1}{512} = \frac{123 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})}{512}$$

$$= 0,240 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$$

Réponse: La vitesse de combustion de l'éthane (C_2H_6) sera de $0,240 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$.



b) $v = k \cdot [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] \cdot [\text{I}^-]^3$

c) 1. Calcul de la vitesse de réaction:

$$\begin{aligned} v &= \frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{I}^-]}{\Delta t} = \frac{-1}{3} \cdot \frac{-0,45 \text{ mol/L}}{60 \text{ s}} \\ &= 3,993 \times 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s}) \end{aligned}$$

2. Calcul de la constante de vitesse:

$$v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^4$$

$$\begin{aligned} k &= \frac{v}{[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]^4} \\ &= \frac{3,993 \times 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})}{[3,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}]^2 \cdot [5,2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}]^4} \\ &= 7,978 \times 10^{-5} \text{ L}^5/(\text{mol}^5 \cdot \text{s}) \end{aligned}$$

Réponse: La valeur de la constante de vitesse est de $8,0 \times 10^{-5} \text{ L}^5/(\text{mol}^5 \cdot \text{s})$.

16. a) 1. Calcul de la variation de la concentration de trichlorure d'aluminium (AlCl_3) après 20 secondes:

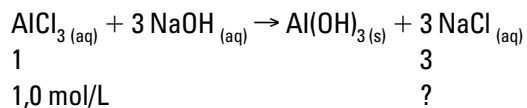
$$\frac{0,050 \text{ mol/L}}{1 \text{ s}} = \frac{\Delta[\text{AlCl}_3]}{20 \text{ s}}$$

$$\begin{aligned} \Delta[\text{AlCl}_3] &= \frac{0,050 \text{ mol/L} \cdot 20 \text{ s}}{1 \text{ s}} \\ &= 1,0 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

2. Calcul de la concentration de trichlorure d'aluminium après 20 secondes:

$$\begin{aligned} [\text{AlCl}_3]_{20 \text{ s}} &= [\text{AlCl}_3]_i - \Delta[\text{AlCl}_3] \\ &= 3,5 \text{ mol/L} - 1,0 \text{ mol/L} = 2,5 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

3. Rapport des coefficients entre le trichlorure d'aluminium et le chlorure de sodium:



4. Calcul de la concentration de chlorure de sodium après 20 secondes (NaCl):

$$\begin{aligned} \Delta[\text{NaCl}] &= \frac{1,0 \text{ mol/L} \cdot 3}{1} = 3,0 \text{ mol/L} \\ [\text{NaCl}]_{20 \text{ s}} &= [\text{NaCl}]_i + \Delta[\text{NaCl}] \\ &= 0 \text{ mol/L} + 3,0 \text{ mol/L} = 3,0 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Réponse: La concentration en trichlorure d'aluminium est de $2,5 \text{ mol/L}$ et celle du chlorure de sodium est de $3,0 \text{ mol/L}$.

b) Augmenter la température ou augmenter la concentration initiale d'un des deux réactifs.

c) 1. Calcul de la vitesse initiale de réaction:

$$v_1 = k \cdot [\text{AlCl}_3] \cdot [\text{NaOH}]^3 = kxy^3$$

2. Calcul de la nouvelle vitesse de réaction :

$$[\text{AlCl}_3] = 2x$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{1}{3}y$$

$$v_2 = k \cdot [\text{AlCl}_3] \cdot [\text{NaOH}]^3$$

$$= k2x \left(\frac{1}{3}y\right)^3 = k2x \frac{y^3}{27} = \frac{kxy^3}{13,5}$$

$$\frac{v_1}{xy^3} = \frac{13,5v_2}{xy^3}$$

$$v_2 = \frac{xy^3v_1}{13,5xy^3} = \frac{v_1}{13,5} = \frac{0,50 \text{ mol}/(\text{L}\cdot\text{s})}{13,5}$$

$$= 3,7 \times 10^{-3} \text{ mol}/(\text{L}\cdot\text{s})$$

Réponse : La nouvelle vitesse de réaction (v_2) sera de $3,7 \times 10^{-3} \text{ mol}/(\text{L}\cdot\text{s})$.

Section 10.4

La température du milieu réactionnel

Section 10.5

Les catalyseurs



Manuel, p. 267

1. La baisse de température à -20°C (température du congélateur) diminue la vitesse des molécules et la vitesse de la croissance des micro-organismes. Les aliments vont se décomposer très lentement.
2. C'est la courbe 3. On remarque que c'est dans cette courbe que l'énergie cinétique moyenne des particules est la plus élevée. Étant donné que l'énergie cinétique augmente proportionnellement à la température, c'est donc cette courbe qui représente la température de réaction la plus élevée.
3. a) Il n'y aurait aucun effet sur la vitesse de la réaction globale, car c'est la 2^e étape qui est déterminante. Sur le graphique, on verrait le premier pic plus bas, car l'énergie d'activation de cette étape diminuerait.
b) La vitesse de la réaction globale augmenterait. Sur le graphique, on verrait le deuxième pic plus bas, car l'énergie d'activation de cette étape diminuerait.
c) Il y aurait un effet si l'inhibiteur augmentait l'énergie d'activation plus haut que l'étape 2, ce qui entraînerait une diminution de la vitesse de la réaction globale. Sur le graphique, on verrait le premier pic plus haut, car l'énergie d'activation de cette étape augmenterait.

d) Il y aurait nécessairement une diminution de la vitesse de la réaction globale. Sur le graphique, on verrait le deuxième pic plus haut, car l'énergie d'activation de cette étape augmenterait.

4. Non, l'ajout d'un catalyseur dans une réaction diminue l'énergie d'activation, mais ne joue pas de rôle dans la concentration finale des produits.
5. a) La réaction 2. Les substances des trois réactions sont toutes dans la même phase, mais la réaction 2 a moins de liens intramoléculaires à briser que les autres réactions. Elle sera donc la plus rapide.
b) La réaction 3. C'est elle qui a le plus de liens à briser.
6. La droite pointillée se déplacerait vers la droite parce qu'il y aurait moins de particules qui auraient l'énergie cinétique nécessaire pour que la réaction ait lieu. Un inhibiteur augmente l'énergie d'activation d'une réaction.
7. a) 1 : ajout d'un inhibiteur ; 2 : sans ajout d'un catalyseur ou d'un inhibiteur ; 3 : ajout d'un catalyseur.
b) En 3, car en lisant le graphique de droite à gauche, l'énergie d'activation inverse est la plus basse dans le cas de la courbe 3.

Chapitre 10

Les facteurs qui influencent la vitesse de réaction



Manuel, p. 272 et 273

Note : Bien qu'il y ait des réactions complexes dans certains exercices Pour faire le point du chapitre 10, on y a appliqué la loi des vitesses de réaction comme si elles étaient des réactions élémentaires.

- 1. a) Dans la partie B.
b) 1) La sommet de la courbe bleue se déplacera vers la droite, ce qui augmentera le nombre de particules ayant l'énergie nécessaire pour produire des collisions efficaces.
2) Le sommet de la courbe bleue se déplacera vers la gauche, ce qui diminuera le nombre de particules ayant l'énergie nécessaire pour produire des collisions efficaces.

- 3) La droite pointillée se déplacera vers la gauche, ce qui augmentera le nombre de particules ayant l'énergie nécessaire pour produire des collisions efficaces.
- 4) Si ce sont des particules gazeuses, la courbe bleue se déplacera vers le haut, il y aura donc plus de particules qui auront l'énergie nécessaire pour produire des collisions efficaces.
- 2. a) Augmentation de la vitesse: couper les pommes de terre en quartiers; faire cuire les pommes de terre à la vapeur; ajouter du sel à l'eau de cuisson.
Diminution de la vitesse: cuire les pommes de terre entières; cuire les pommes de terre dans l'eau non salée.
 - b) Augmentation de la vitesse: laisser le lait sur le comptoir.
Diminution de la vitesse: mettre le lait au réfrigérateur.
 - c) Augmentation de la vitesse: couper les poires en morceaux; laisser les poires sur le comptoir.
Diminution de la vitesse: mettre les poires au réfrigérateur; enduire les poires de jus de citron; mettre les poires dans un petit contenant afin de diminuer le volume d'air qui entre en contact avec elles.
 - d) Augmentation de la vitesse: mettre le poisson dans le fond de l'embarcation.
Diminution de la vitesse: attacher le poisson à une chaîne et le laisser dans l'eau; mettre le poisson dans une glacière contenant de la glace.
- 3. a) Aucun changement sur la vitesse de réaction. Le magnésium est sous forme solide et la concentration des réactifs solides n'influencent pas la vitesse de réaction.
 - b) Aucun changement sur la vitesse de réaction, il faut augmenter la concentration pour qu'il y ait un effet sur la vitesse.
 - c) Si le magnésium était initialement en un seul morceau, la vitesse augmenterait dû à l'augmentation de la surface de contact.
 - d) La vitesse de réaction augmentera, car l'augmentation de la concentration augmente le nombre de collisions efficaces dans la réaction, ce qui augmente la vitesse de réaction.
- 4. a) C'est la réaction 2. Elle se déroule dans une solution qui contient des ions aqueux de charges opposées et il y a moins de liens à briser que dans la réaction 3.
 - b) C'est la réaction 1. C'est une réaction hétérogène, c'est-à-dire que les réactifs sont sous deux formes différentes (solide et liquide).
 - c) Note: À la question 4 c, on devrait lire: « Laquelle des trois réactions en solution aqueuse est la plus rapide? »
C'est la réaction 2. Elle se déroule dans une solution qui contient des ions aqueux de charges opposées et il y a moins de liens à briser que dans la réaction 3.
- 5. L'ajout d'un inhibiteur, car la valeur de l'énergie moyenne des molécules n'a pas changé, mais la barrière d'énergie d'activation a été déplacée vers la droite.
- 6. La nature des réactifs.
 - 7. La poussière de farine présente dans le silo a une plus grande surface de contact que dans un sac de farine, ce qui augmente l'inflammabilité de la farine.
 - 8. Le clou de girofle moulu. La surface de contact de la substance moulue est beaucoup plus grande que la surface de contact du clou de girofle entier.
 - 9. a) L'étape 2.
b) L'étape 3.
c) L'étape 2.
d) L'étape 2.
- ◆ 10. a) $2 \text{N}_2\text{O}_{5(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{2(g)} + 3 \text{O}_{2(g)}$
 $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]^2$
 - b) 1. Calcul de la constante de vitesse à l'essai 1:
$$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^2$$
$$= \frac{v}{[\text{N}_2\text{O}_5]^2} = \frac{2,44 \times 10^{-5} \text{ mol/(L}\cdot\text{s)}}{[0,150 \text{ 0 mol/L}]^2}$$
$$= 1,08 \times 10^{-3} \text{ mol/(L}\cdot\text{s)}$$
 - 2. Calcul de la constante de vitesse à l'essai 3:
$$v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]^2$$
$$= \frac{v}{[\text{N}_2\text{O}_5]^2} = \frac{2,13 \times 10^{-4} \text{ mol/(L}\cdot\text{s)}}{[0,600 \text{ 0 mol/L}]^2}$$
$$= 5,92 \times 10^{-4} \text{ mol/(L}\cdot\text{s)}$$

c) La constante de vitesse est directement reliée à la vitesse et aux concentrations des réactifs à un moment donné de la réaction. Comme ces paramètres diminuent au cours de la réaction, la constante diminuera également.

- ◆ 11. – Diminuer la concentration de la substance en solution aqueuse.
 – Utiliser la substance solide en morceaux au lieu d'une poudre de manière à diminuer la surface de contact.
 – Faire la réaction dans un bain de glace dans le but de diminuer la température et donc, l'énergie des particules.
 – Ajouter un inhibiteur.
- ◆ 12. En remplissant le réservoir de l'automobile, des vapeurs d'essence peuvent s'échapper et la présence d'une flamme à proximité pourrait enflammer ces vapeurs. Les particules en phase gazeuse possèdent une énergie cinétique plus grande. Les collisions efficaces seront donc plus élevées et la vitesse de réaction, beaucoup plus grande.

★ 13. À l'équation b). La concentration des réactifs diminue deux fois plus vite que la vitesse à laquelle les produits augmentent. La concentration initiale du réactif est de 2,00 mol/L et la concentration finale du produit est de 1,00 mol/L, donc c'est un rapport 2 pour 1 en faveur des réactifs.

★ 14. a) 1. Conversion du volume en litres:

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{?}{75,5 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 75,5 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,0755 \text{ L}$$

2. Conversion de la température en kelvins:

$$T = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

3. Calcul du nombre de moles:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{100,6 \text{ kPa} \cdot 0,0755 \text{ L}}{8,31 \text{ (kPa}\cdot\text{L)} / (\text{mol}\cdot\text{K}) \cdot 293 \text{ K}}$$

$$= 3,1194 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

4. Conversion du temps en secondes:

$$\frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = \frac{?}{4 \text{ min}}$$

$$? = \frac{60 \text{ s} \cdot 4 \text{ min}}{1 \text{ min}} = 240 \text{ s}$$

$$240 \text{ s} + 33 \text{ s} = 273 \text{ s}$$

5. Calcul de la vitesse de réaction:

$$v_{\text{CO}_2} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{3,1194 \times 10^{-3} \text{ mol}}{273 \text{ s}}$$

$$= 1,14 \times 10^{-5} \text{ mol/s}$$

Réponse: La vitesse de réaction en fonction du dioxyde de carbone (CO_2) est de $1,14 \times 10^{-5} \text{ mol/s}$.

b) Calcul de la vitesse de réaction en fonction du dioxygène (O_2):

$$\frac{1}{5}v_{\text{O}_2} = \frac{1}{3}v_{\text{CO}_2}$$

$$v_{\text{O}_2} = \frac{5}{3}v_{\text{CO}_2} = \frac{5}{3} \cdot 1,14 \times 10^{-5} \text{ mol/s}$$

$$= 1,90 \times 10^{-5} \text{ mol/s}$$

Réponse: La vitesse de réaction en fonction du dioxygène est de $1,90 \times 10^{-5} \text{ mol/s}$.

c) $v = k[\text{C}_3\text{H}_8][\text{O}_2]^5$