

5. Calcul du volume de dioxyde de carbone produit:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$= \frac{48\,960 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ (kPa}\cdot\text{L)/(mol}\cdot\text{K)} \cdot 298 \text{ K}}{101,2 \text{ kPa}}$$

$$= 1,198 \times 10^6 \text{ L}$$

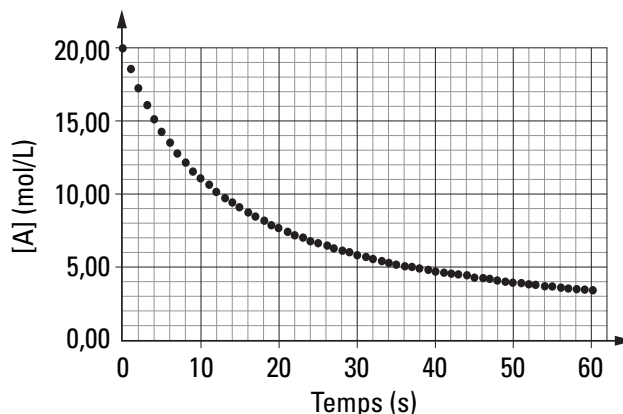
Réponse: La masse de dioxyde de carbone est de $2,16 \times 10^6 \text{ g}$ et le volume produit est de $1,20 \times 10^6 \text{ L}$.

★ 24. On met le tout dans un ballon dans lequel on fixe un manomètre qui nous permettra de mesurer la pression. Comme nous avons 5 moles de produits pour chaque 2 moles de réactifs, nous pourrions suivre l'évolution de la réaction.

★ 25. Note: Dans le tableau de la question 25, la concentration [C] correspondante au temps $T = 37 \text{ s}$ devrait être de $14,95 \text{ mol/L}$.

Comme A et C ont le même coefficient stœchiométrique, le nombre de moles qui apparaît du côté des produits est le même que celui qui disparaît du côté des réactifs. Sachant que la concentration de départ de la substance A était de $20,00 \text{ mol/L}$, nous n'avons qu'à soustraire les valeurs de concentration de la substance C

aux $20,00$ moles de départ de la substance A afin d'obtenir la variation de la concentration de la substance A.



$$b) v_{\bar{x}} = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{3,45 \text{ mol/L} - 20,00 \text{ mol/L}}{60 \text{ s} - 0 \text{ s}} = 0,2758 \text{ mol/(L}\cdot\text{s)}$$

Réponse: La vitesse moyenne de la réaction est de $0,28 \text{ mol/(L}\cdot\text{s)}$ en fonction de B.

$$c) v_{t=30 \text{ s}} = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{3,00 \text{ mol/L} - 7,5 \text{ mol/L}}{48 \text{ s} - 18 \text{ s}} = 0,15 \text{ mol/(L}\cdot\text{s)}$$

Réponse: La vitesse instantanée à la moitié de la réaction du graphique de la substance A est de $0,15 \text{ mol/(L}\cdot\text{s)}$.

Chapitre 9 La théorie des collisions

Manuel, p. 235 à 244

POUR FAIRE LE POINT

Chapitre 9 La théorie des collisions

Manuel, p. 243 et 244

● 1. Une réaction élémentaire est une réaction qui ne peut pas être décomposée en réaction plus simple. Une réaction globale est une addition de réactions élémentaires. La vitesse de la réaction globale sera la même que la vitesse de réaction pour laquelle le niveau d'énergie du complexe activé est le plus élevé. Sa vitesse de réaction sera aussi la plus lente.

● 2. a) L'étape déterminante sera de les présenter de façon uniforme. Les étapes « rassembler » et « agrafer » se feront presque instantanément par rapport à la deuxième étape.

b) Plusieurs réponses sont possibles. Exemples:

- Donner aux élèves un format précis de mise en page des activités.
- Demander aux élèves de les rédiger en format électronique.
- Fournir un formulaire précis pour que chaque activité ait le même format.
- Etc.

- 3. a) 4 b) 3 c) 8 d) 7 e) 5

- 4. a) 1) 3 étapes
 2) 1^{re} étape: 400 kJ/mol; 2^e étape: 100 kJ/mol;
 3^e étape: 550 kJ/mol.
 3) C'est la troisième étape qui sera l'étape déterminante, le complexe activé de cette étape est à 500 kJ/mol, alors que les deux autres ont un niveau d'énergie plus bas. La vitesse de réaction de la troisième étape sera donc la plus lente.

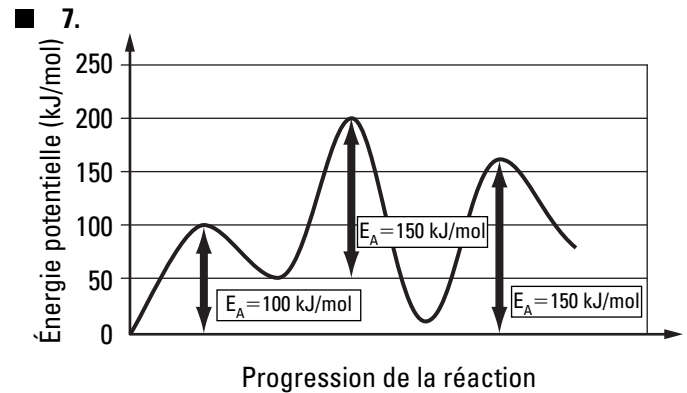
- b) 1) 3 étapes
 2) 1^{re} étape: 11 kJ/mol; 2^e étape: 50 kJ/mol;
 3^e étape: 30 kJ/mol.
 3) C'est la troisième étape qui sera l'étape déterminante, le complexe activé de cette étape est à 60 kJ/mol, alors que les deux autres ont un niveau d'énergie plus bas. La vitesse de réaction de la troisième étape sera donc la plus lente.

- c) 1) 2 étapes
 2) 1^{re} étape: 40 kJ/mol; 2^e étape: 80 kJ/mol.
 3) C'est la deuxième étape qui sera l'étape déterminante, le complexe activé de cette étape est à 100 kJ/mol, alors que l'autre a un niveau d'énergie plus bas. La vitesse de réaction de la deuxième étape sera donc la plus lente.

- 5. a) La vitesse augmente. En doublant le nombre de particules, on double le nombre de collisions efficaces, la vitesse de la réaction doublera.
 b) La vitesse augmente. En doublant la pression, l'effet est le même que si on diminue le volume, il y aura donc deux fois moins de place pour les molécules, donc deux fois plus de collisions efficaces. La vitesse de la réaction doublera.
 c) La vitesse diminue. Si on diminue la température, la vitesse des particules diminuera, il y aura donc moins de collisions efficaces. La vitesse de la réaction diminuera.

- 6. a) L'étape déterminante sera la réaction lente, puisqu'une réaction globale ne peut pas aller plus rapidement que sa réaction la plus lente. Le niveau d'énergie de son complexe activé sera le plus élevé.

- b) Il y aurait moins de x que de y, plus de y que de z et plus de produit final que de z.



- 8. Non. Une augmentation de la température ne modifie pas l'énergie d'activation. Elle augmente le nombre de collisions efficaces, donc la vitesse de réaction. L'énergie d'activation sera atteinte plus rapidement, mais elle sera au même niveau.

- ◆ 9. a) La deuxième seulement.
 b) La première et la troisième.
 c) La troisième.
 d) Endothermique
 e) La première ou la deuxième.

f) *Plusieurs réponses sont possibles.*

Exemples :

- Augmenter le nombre de collisions efficaces, en augmentant la concentration des substances réactives de la troisième réaction.
- Ajouter un catalyseur.
- Etc.

- ◆ 10. Le mélange méthane (CH_4) et dioxygène (O_2) ne réagit pas immédiatement, car les particules n'ont pas suffisamment d'énergie pour former le complexe activé et permettre la réaction.