

Exercices de révision thème 16

La cinétique chimique

1. Les valeurs de la constante cinétique, k , et de la température absolue, T , peuvent servir à la détermination de l'énergie d'activation d'une réaction par une méthode graphique.

Quel graphique produit une droite ?

A. k en fonction de T

B. k en fonction de $1/T$

C. $\ln k$ en fonction de T

D. $\ln k$ en fonction de $1/T$

2. Une réaction se déroule en quatre étapes. Les étapes et les valeurs de leurs vitesses respectives sont reprises dans le tableau ci-contre.

Étape	Vitesse
1	$0,01 \text{ mol dm}^{-3}\text{s}^{-1}$
2	$0,10 \text{ mol dm}^{-3}\text{s}^{-1}$
3	$0,01 \text{ mol dm}^{-3}\text{min}^{-1}$
4	$0,10 \text{ mol dm}^{-3}\text{min}^{-1}$

Quelle est l'étape cinétiquement déterminante ?

A. L'étape 1

B. L'étape 2

C. L'étape 3

D. L'étape 4

3. L'expression de la loi de vitesse d'une réaction est $\text{Vitesse} = k [\text{CH}_3\text{Br}][\text{OH}^-]$

En quelle unité la constante k peut-elle s'exprimer ?

A. $\text{mol}^2 \text{dm}^{-6} \text{min}^{-1}$

B. $\text{mol} \text{dm}^{-3} \text{min}^{-1}$

C. $\text{mol}^{-1} \text{dm}^3 \text{min}^{-1}$

D. $\text{mol}^{-2} \text{dm}^6 \text{min}^{-1}$

4. Quelle modification la constante de vitesse (k) et l'énergie d'activation (E_a) d'une réaction subissent-elles lorsque la température est augmentée ?

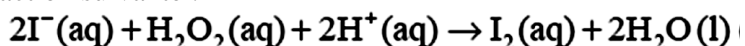
A. k augmente et E_a ne varie pas.

B. k diminue et E_a ne varie pas.

C. E_a augmente et k ne varie pas.

D. E_a diminue et k ne varie pas.

5. On considère la réaction suivante :



En présence de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ et d'une solution d'amidon, le temps nécessaire à l'apparition d'une coloration bleue a été mesuré pour différentes valeurs des concentrations des réactifs.

Expérience	$[\text{I}^-] / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{H}_2\text{O}_2] / \text{mol dm}^{-3}$	$[\text{H}^+] / \text{mol dm}^{-3}$	Temps / s
1	0,10	0,12	0,01	25
2	0,05	0,12	0,01	50
3	0,10	0,06	0,01	100

Quel est l'ordre correct de la réaction par rapport à I^- et à H_2O_2 ?

A.

I^-	H_2O_2
1	2
$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{4}$

C.

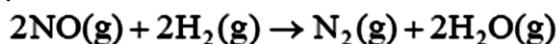
I^-	H_2O_2
2	1
2	4

D.

Exercices de révision thème 16

La cinétique chimique

6. L'oxyde d'azote (II) (monoxyde d'azote) réagit avec l'hydrogène selon la réaction dont l'équation est la suivante :



Le tableau ci-dessous montre comment la vitesse de la réaction varie lorsqu'on modifie la concentration des réactifs.

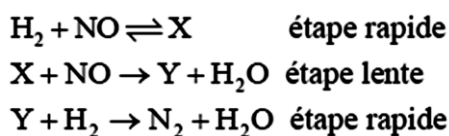
Expérience	[NO] initiale / mol dm ⁻³	[H ₂] initiale / mol dm ⁻³	Vitesse initiale / mol N ₂ dm ⁻³ s ⁻¹
1	0,100	0,100	2,53×10 ⁻⁶
2	0,100	0,200	5,05×10 ⁻⁶
3	0,200	0,100	10,10×10 ⁻⁶
4	0,300	0,100	22,80×10 ⁻⁶

a) Déterminer l'ordre de la réaction par rapport à NO et par rapport à H₂. [3]
Expliquer la méthode utilisée pour déterminer l'ordre de la réaction par rapport à NO.

b) Écrire la loi de vitesse pour cette réaction. [1]

c) Calculer la valeur de la constante cinétique, sans omettre ses unités. [2]

d) Un mécanisme proposé pour cette réaction est le suivant.



Exprimer et expliquer si ce mécanisme est en accord avec l'expression de la vitesse de réaction établie expérimentalement en (b). [4]

e) Expliquer pourquoi un mécanisme en une seule étape est improbable pour une réaction de ce type. [2]

f) Dédire de quelle façon les vitesses initiales de formation de H₂O(g) et de N₂(g) peuvent être comparées dans l'expérience 1. Expliquer la réponse. [2]

Exercices de révision thème 16

La cinétique chimique

Réponses

1. D 2. C 3. C 4. A 5. A
6. (a) NO = 2;
H₂ = 1;
vitesse augmente ×4 lorsque [NO] double; 3
- (b) vitesse = $k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$; 1
- (c) $(2,53 \times 10^{-6} \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} = k (0,100 \text{ mol dm}^{-3})^2(0,100 \text{ mol dm}^{-3}))$
 $k = 2,53 \times 10^{-3}$; 1
 $\text{mol}^{-2} \text{ dm}^6 \text{ s}^{-1}$; 1
- (d) oui;
étape lente dépend de X et NO;
X dépend de H₂ et NO;
NO est impliquée 2 fois et H₂ une fois;
L'équation globale de la vitesse correspond à la stoechiométrie de l'étape lente;
Accorder [1] pour n'importe quel 3 énoncés parmi les 4 ci-dessus 4 max
- Ou oui;
et $\frac{k^-}{[\text{H}_2][\text{NO}]^2} = \text{constant}$;
vitesse étape lente = $k [\text{X}][\text{NO}]$;
 $= k [\text{H}_2][\text{NO}]^2$; 4
- (e) la réaction implique 4 molécules;
statistiquement/géométriquement improbable; 2
- (f) la vitesse de formation de H₂O(g) = 2×vitesse de formation de N₂(g);
parce que 2 moles H₂O sont formées en même temps que 1 mole N₂; 2

[14]