

La cinétique chimique

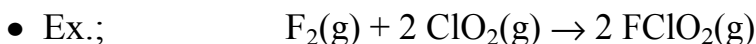
Niveau supérieur

Les lois de vitesse



- la loi de vitesse relie la vitesse d'une réaction aux concentrations des réactifs et une constante de proportionnalité (la constante de vitesse)
- l'effet de la concentration d'un réactif est mieux déterminé en mesurant la vitesse initiale d'une réaction
- la vitesse de la réaction inverse (produits \rightarrow réactifs) est négligeable car il n'y a pas encore de produits à faire réagir
- afin de déterminer l'effet de la concentration d'un réactif sur la vitesse de la réaction, les concentrations des autres réactifs doivent être fixes

Les lois de vitesse



$[F_2]$ (M)	$[ClO_2]$ (M)	vitesse initiale (M/s)
0,10	0,010	$1,2 \times 10^{-3}$
0,10	0,040	$4,8 \times 10^{-3}$
0,20	0,010	$2,4 \times 10^{-3}$

Handwritten annotations: Red arrows point from 0,10 to 0,20 in the first column (x2) and from $1,2 \times 10^{-3}$ to $2,4 \times 10^{-3}$ in the third column (x2). Blue arrows point from 0,010 to 0,040 in the second column (x4) and from $1,2 \times 10^{-3}$ to $4,8 \times 10^{-3}$ in the third column (x4).

- si on garde $[F_2]$ fixe, on observe que la vitesse initiale augmente par un facteur de quatre si $[ClO_2]$ augmente par un facteur de quatre

$$v \propto [ClO_2]^2$$

- si on garde $[ClO_2]$ fixe, on observe que la vitesse initiale augmente par un facteur deux si $[F_2]$ augmente par un facteur de deux

$$v \propto [F_2]$$

$$\text{vitesse} \propto [F_2][ClO_2]^2$$

$$v = k[F_2][ClO_2]^2$$

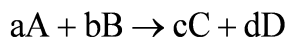
- k est la constante de vitesse pour la réaction
- on peut prendre n'importe lequel de nos points de données empiriques pour trouver la valeur de k
- prenant le premier essai:

$$v = k[F_2][ClO_2]^2 \quad \therefore \quad k = \frac{v}{[F_2][ClO_2]^2}$$

$$k = \frac{1,2 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{(0,10 \text{ mol L}^{-1})(0,01 \text{ mol L}^{-1})^2} = 1,2 \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$$

Les lois de vitesse

- en général, pour la réaction



$$v = k[A]^x[B]^y$$

- N.B. x n'est pas nécessairement égal à a et y n'est pas nécessairement égal à b
- la somme des exposants dans la loi de vitesse (dans cet exemple, $x + y$) est l'ordre global de la réaction
- dans cet exemple, la réaction est d'ordre x en A et d'ordre y en B

- Exemple: On a mesuré la vitesse de la réaction $A + 2B \rightarrow C$ à 25°C . D'après les données suivantes, déterminez la loi de vitesse et la constante de vitesse de cette réaction.

Expérience	[A] initiale	[B] initiale	vitesse initiale (mol/l.s)
1	0,100	0,100	$5,50 \times 10^{-6}$
2	0,200	0,100	$2,20 \times 10^{-5}$
3	0,400	0,100	$8,80 \times 10^{-5}$
4	0,100	0,300	$1,65 \times 10^{-5}$
5	0,100	0,600	$3,30 \times 10^{-5}$

$$[A] \quad \left(\frac{0,200}{0,100}\right)^{(x)} = \left(\frac{2,20 \times 10^{-5}}{5,50 \times 10^{-6}}\right)$$

$$(2)^{(x)} = (4) \quad \Rightarrow \quad v \propto [A]^2$$

$$x = 2$$

$$[B] \quad \left(\frac{0,600}{0,300}\right)^{(x)} = \left(\frac{3,30 \times 10^{-5}}{1,65 \times 10^{-5}}\right)$$

$$(2)^{(x)} = (2) \quad \Rightarrow \quad v \propto [B]$$

$$x = 1$$

$$v = k [A]^2 [B]$$

ordre de réaction par rapport au réactif A	ordre de réaction par rapport au réactif B
2	1
ordre global de la réaction	
3	

Les lois de vitesse

- Solution:
- Dans la deuxième et troisième expérience, [B] initiale est fixe, et on voit que la vitesse se quadruple si on double [A]:

$$v \propto [A]^2$$

- Dans la quatrième et cinquième expérience, [A] initiale est fixe, et on voit que la vitesse se double si on double [B]:

$$v \propto [B]$$

- La loi de vitesse est donc:

$$v = k[A]^2[B]$$

- N.B. on aurait pu utiliser d'autres paires d'expériences aussi.

- Pour déterminer la valeur de k, on utilise la première expérience:

$$k = \frac{v}{[A]^2[B]} = \frac{(5,50 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1})}{(0,100 \text{ mol L}^{-1})^2 (0,100 \text{ mol L}^{-1})}$$
$$k = 5,50 \times 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ s}^{-1}$$

Unités de la constante de vitesse selon l'ordre global de la réaction

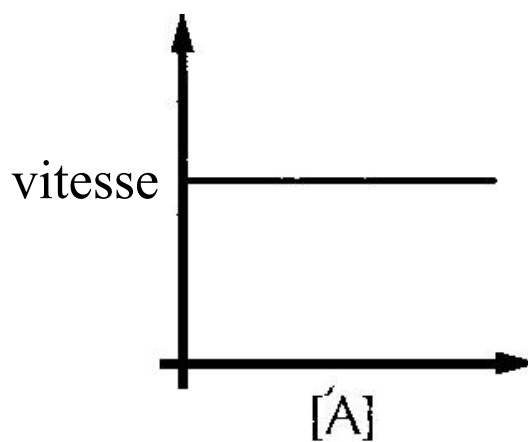
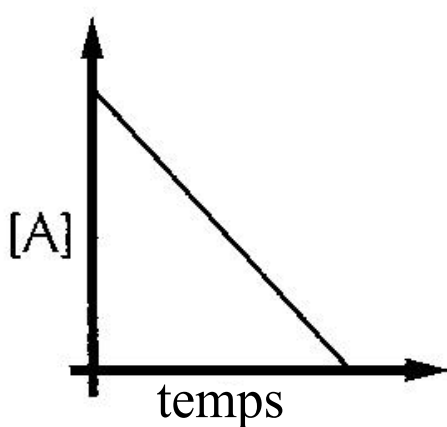
ordre 1: $v = k[A]$ $k = \frac{v}{[A]} = \frac{\text{mol dm}^{-3}\text{s}^{-1}}{\text{mol dm}^{-3}} = \text{s}^{-1}$

ordre 2: $v = k[A]^2$ ou $k[A][B]$ $k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{\text{mol dm}^{-3}\text{s}^{-1}}{(\text{mol dm}^{-3})^2} = \text{dm}^3 \text{mol}^{-1} \text{s}^{-1}$

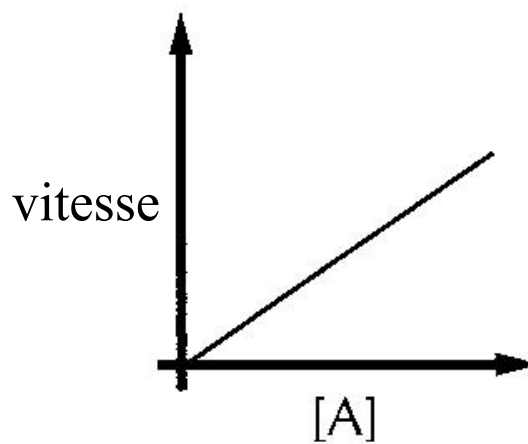
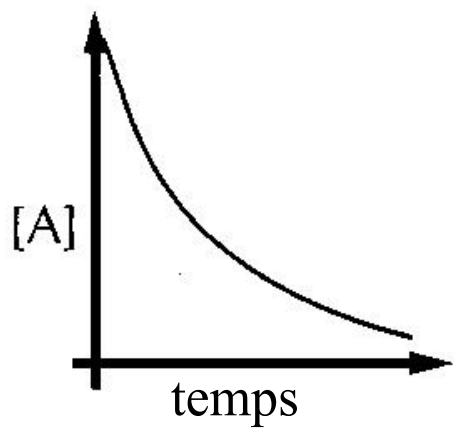
ordre 3: $v = k[A]^2[B]$ ou $k[A][B]^2$ $k = \frac{v}{[A]^2[B]} = \frac{\text{mol dm}^{-3}\text{s}^{-1}}{(\text{mol dm}^{-3})^3} = \text{dm}^6 \text{mol}^{-2} \text{s}^{-1}$

Représentation graphique de réactions

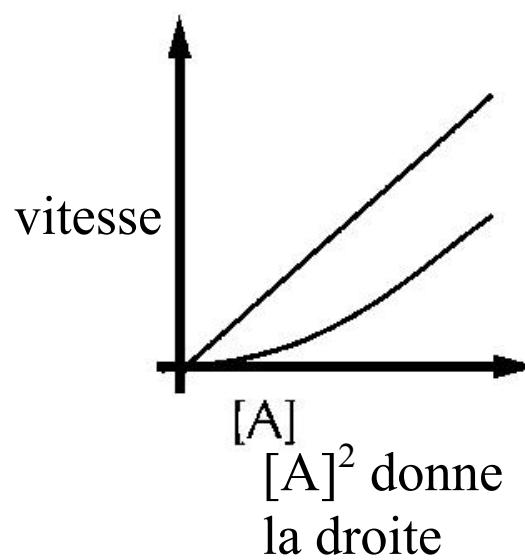
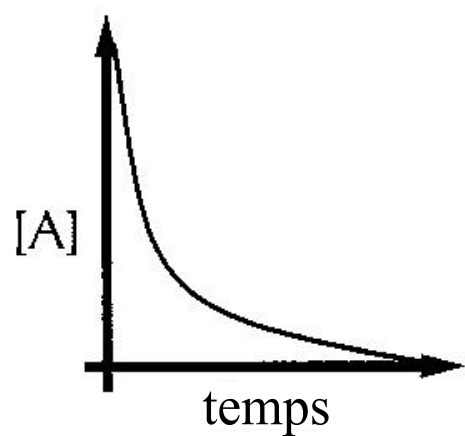
Ordre 0



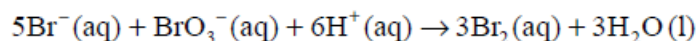
Ordre 1



Ordre 2



On considère la réaction suivante.



On trouve que l'expression de la vitesse de la réaction est :

$$\text{vitesse} = k [\text{Br}^-][\text{BrO}_3^-][\text{H}^+]^2$$

Quelle proposition est correcte ?

$$x2 \quad x2 \quad x4 \rightarrow x16$$

A. L'ordre global est 2. ~~✓~~ 4

B. Doubler la concentration de tous les réactifs en même temps augmenterait la vitesse de la réaction d'un facteur 16.

C. Les unités de la constante de vitesse, k , sont $\text{mol dm}^{-3} \text{s}^{-1}$.

$$\text{ordre } 2 \Rightarrow \text{mol}^{-2} \text{dm}^3 \text{s}^{-1}$$

D. Une variation de la concentration de Br^- ou de BrO_3^- n'influence pas la vitesse de réaction. ~~✓~~

L'expression de la vitesse d'une réaction est :

$$\text{vitesse} = k [\text{X}][\text{Y}]$$

Quelle proposition est correcte ?

~~A.~~ À mesure que la température augmente, la constante de vitesse diminue.

~~B.~~ La constante de vitesse augmente avec une augmentation de la température, mais finit par atteindre une valeur constante.

C. À mesure que la température augmente la constante de vitesse augmente.

~~D.~~ La constante de vitesse n'est pas influencée par une variation de température.

À 1280 °C, le monoxyde d'azote réagit avec l'hydrogène pour former de l'azote et de l'eau. Tous les réactifs et les produits sont en phase gazeuse.

- (i) La cinétique de la réaction a été étudiée à cette température. Le tableau montre la vitesse initiale de la réaction pour différentes concentrations de chacun des réactifs.

Expérience	[NO(g)]/ $\text{mol dm}^{-3} \times 10^{-3}$	[H ₂ (g)]/ $\text{mol dm}^{-3} \times 10^{-3}$	Vitesse initiale/ $\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1} \times 10^{-5}$
1	5,00	2,00	1,25
2	10,00	2,00	5,00
3	10,00	4,00	10,00

Déduisez l'ordre de réaction par rapport à NO et à H₂ et expliquez votre raisonnement.

ordre 2 ordre 1

[4]

- (ii) Déduisez l'expression de la vitesse de cette réaction.

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

[1]

- (iii) Déterminez la valeur de la constante de vitesse pour la réaction de l'expérience 3 et exprimez ses unités.

$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 [\text{H}_2]} = \frac{10 \cdot 10^{-5}}{((10 \cdot 10^{-3})^2 (4 \cdot 10^{-3}))}$$

[2]

$$2,50 \times 10^2 \text{ mol}^{-2} \text{ dm}^6 \text{ s}^{-1}$$

Loi de vitesse et mécanisme réactionnel

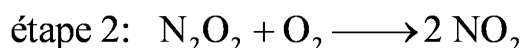
1. On mesure la vitesse d'une réaction
2. On en déduit la loi de vitesse
3. On déduit un mécanisme à partir des observations expérimentales

Le mécanisme réactionnel doit obéir deux règles

- la somme des étapes élémentaires doit correspondre à l'équation équilibrée de la réaction globale
- l'étape élémentaire la plus lente de la série, l'étape déterminante, doit nous permettre d'obtenir une loi de vitesse identique à celle de la réaction globale
 - l'étape déterminante détermine la vitesse de la réaction globale
- Il doit aussi être «probable», habituellement les étapes élémentaires sont uni ou bimoléculaire

La réaction globale est souvent la somme d'une série de réactions simples (étapes élémentaires)

- la séquence d'étapes élémentaires qui mène aux produits est le mécanisme réactionnel
- ex.; pour la réaction $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$ le mécanisme réactionnel est



- la somme des deux étapes élémentaires est la réaction globale
- dans cet exemple, N_2O_2 est un intermédiaire de réaction, i.e., une espèce qui apparaît dans le mécanisme réactionnel mais non pas dans la réaction globale équilibrée
- un intermédiaire est produit et ensuite utilisé (N_2O_2)
- un catalyseur est utilisé et ensuite reformé

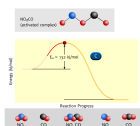


Molécularité

Le nombre de molécules réagissant dans une étape élémentaire est la molécularité de cette étape

- une étape unimoléculaire implique une seule molécule
 - une étape bimoléculaire implique deux molécules
 - une étape trimoléculaire implique trois molécules
- une étape trimoléculaire est rare car il est peu probable que trois molécules se heurtent simultanément

Dans un processus bimoléculaire, les 2 particules forment temporairement au moment de la collision un complexe activé. On ne peut isoler cette substance car elle ne consiste qu'à une association temporaire des 2 réactifs au moment où les liaisons sont brisées et rompues. Si l'énergie est suffisante, les produits se forment, sinon, les réactifs redeviennent des réactifs séparés.

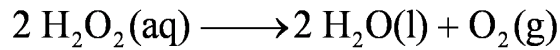


<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/activa2.swf>



- la loi de vitesse pour une étape élémentaire est donnée par la stoechiométrie de l'étape, i.e.,
- pour $A \rightarrow$ produits, $v = k[A]$
- pour $A + B \rightarrow$ produits, $v = k[A][B]$
- pour $2 A \rightarrow$ produits, $v = k[A]^2$

Exemple, la réaction

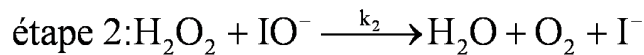
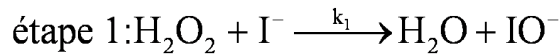


- toute seule, cette réaction est lente
- cependant, avec la présence d'ions iodures, la réaction est rapide et on trouve que la loi de vitesse est

$$v = k[\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-]$$

- le mécanisme ne peut pas être tout simplement deux molécules de H_2O_2 qui se heurtent et qui réagissent par la suite

Un mécanisme possible est



$$v = k[\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-]$$

lent

rapide

Donc, l'équation de vitesse serait

$$v = k_1[\text{H}_2\text{O}_2][\text{I}^-]$$

Comme cela supporte la loi de vitesse trouvée expérimentalement, ce mécanisme est plausible.

Que sont

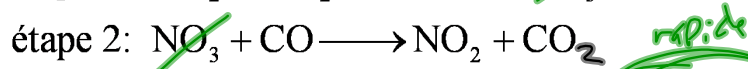
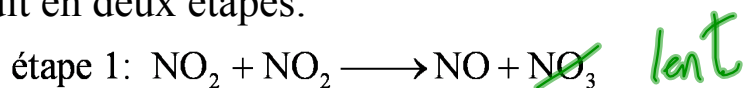
a) IO^- ?

b) I^- ?

→ intermédiaire de réaction

→ catalyseur

- Exemple: On croit que la formation de NO et de CO₂ à partir de NO₂ et de CO se produit en deux étapes:



La loi de vitesse déterminée expérimentalement est $v = k[\text{NO}_2]^2$.

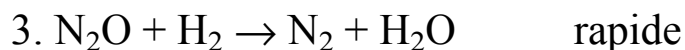
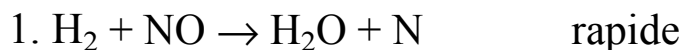
(a) Écris l'équation de la réaction globale.

(b) Indique l'intermédiaire. *NO₃*

(c) Que peut-on dire à propos des vitesses relatives des étapes 1 et 2?



Ex₂ Voici les étapes élémentaires d'une réaction chimique.



a) Quelle est l'équation globale de la réaction?

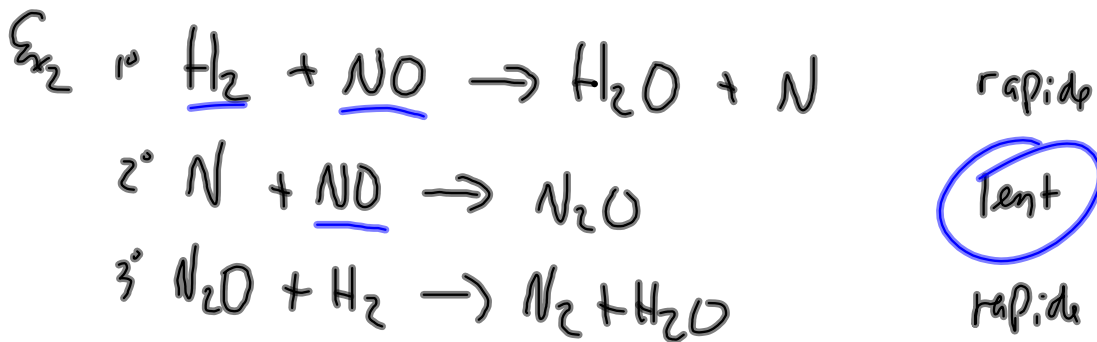
b) Quelle est l'expression de la loi de la vitesse?

Solution:

(a) la somme des étapes 1 et 2 est: $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2$

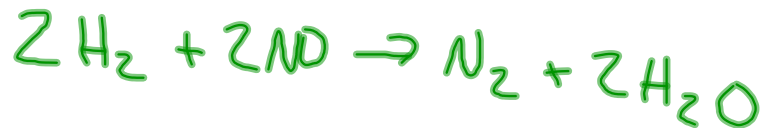
(b) NO_3 est un intermédiaire

(c) l'étape 1 est l'étape lente car sa cinétique correspond à celle de la réaction globale (la valeur de $[\text{CO}]$ serait dans la loi de vitesse si l'étape 2 était l'étape déterminante)



Globale?

Loi vitesse?



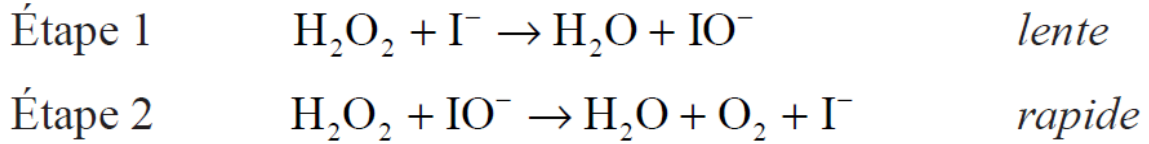
$$V = k[\text{N}][\text{NO}] \quad \text{étape lente}$$

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

Parce que $[\text{N}]$
dépend de $[\text{H}_2]$ et $[\text{NO}]$

Questions de type BI

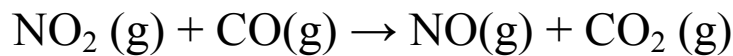
1. On considère le mécanisme réactionnel suivant.



Quelle proposition identifie correctement l'étape déterminante de la vitesse et l'explication ?

- A. L'étape 2 parce qu'elle est l'étape la plus rapide
- B. L'étape 1 parce qu'elle est la plus lente
- C. L'étape 1 parce qu'elle est la première étape
- D. L'étape 2 parce qu'elle est la dernière étape

2. On considère la réaction suivante.

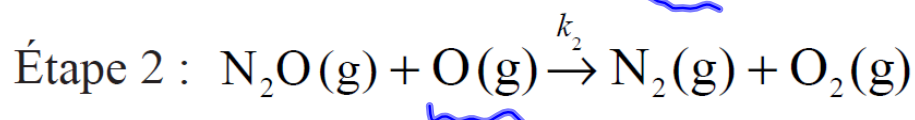
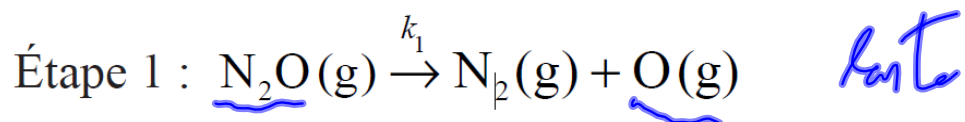


À $T < 227 \text{ }^\circ\text{C}$, l'expression de la vitesse de la réaction est
 vitesse = $k[\text{NO}_2]^2$

Parmi les mécanismes suivants, lequel est en accord avec l'expression de la vitesse ?

- | | | | |
|----|--|-------------------------------------|-----------------------------------|
| A. | $\text{NO}_2 + \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$
$\text{N}_2\text{O}_4 + 2\text{CO} \rightarrow 2\text{NO} + 2\text{CO}_2$ | $v = k[\text{NO}_2]^2[\text{CO}]^2$ | rapide
<u>lente</u> |
| B. | $\text{NO}_2 + \text{CO} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2$ | $v = k[\text{NO}_2][\text{CO}]$ | lente |
| C. | $\text{NO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{O}$
$\text{CO} + \text{O} \rightarrow \text{CO}_2$ | $v = k[\text{NO}_2]$ | lente
rapide |
| D. | $\text{NO}_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{NO}_3 + \text{NO}$
$\text{NO}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2$ | $v = k[\text{NO}_2]^2$ | lente
rapide |

3. On considère que la décomposition en phase gazeuse du monoxyde de diazote se produit en deux étapes.



L'expression de vitesse expérimentale pour cette réaction est $\text{vitesse} = k [\text{N}_2\text{O}]$.

- (i) Identifiez l'étape déterminante de la vitesse. [1]
(ii) Identifiez l'intermédiaire impliqué dans la réaction. [1]

i) Étape 1
ii) O(g)

La relation entre la concentrations des réactifs et le temps



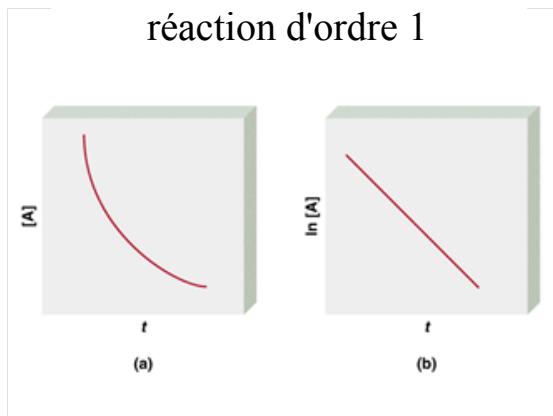
- les lois de vitesse nous permettent de déterminer les concentrations des réactifs à n'importe quel instant
- par exemple, pour une réaction d'ordre global 1 qui est d'ordre 1 par rapport à A:

$$v = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \text{ et } v = k[A] \quad \text{donc} \quad -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A]$$

$$-\frac{\Delta[A]}{[A]} = k\Delta t$$

avec l'aide du calcul intégral, on obtient : $\ln \frac{[A]_0}{[A]} = kt$

où $[A]_0$ est la concentration de A à $t = 0$ (qui n'est pas nécessairement le début de l'expérience)



$$kt = \ln \frac{[A]_0}{[A]} \quad \text{ou} \quad kt = \ln[A]_0 - \ln[A]$$

est la formule de la loi de vitesse intégrée pour une réaction d'ordre 1

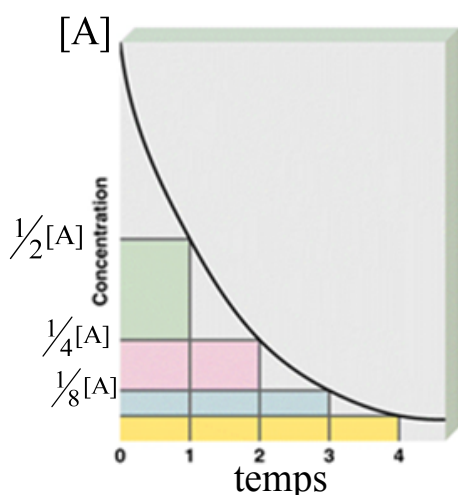
- on peut modifier la formule

$$\ln[A] = -kt + \ln[A]_0$$

- cette forme de la loi de vitesse intégrée nous dit qu'un graphique de $\ln[A]$ versus le temps est une ligne droite avec une pente de $-k$

- expérimentalement, on détermine k de cette façon

La demi-vie



(nombre de demi-vie passées)

- la demi-vie d'une réaction, $t_{1/2}$, est le temps requis pour que la concentration d'un réactif diminue de moitié
- pour une réaction d'ordre global 1

$$kt = \ln \frac{[A]_0}{[A]} \quad \text{ou} \quad kt = \ln[A]_0 - \ln[A]$$

pour $t_{\frac{1}{2}}$, $[A] = \frac{1}{2}[A]_0$ donc,

$$kt_{\frac{1}{2}} = \ln \frac{[A]_0}{\frac{1}{2}[A]_0} \quad \text{ou} \quad kt_{\frac{1}{2}} = \ln[A]_0 - \ln \frac{1}{2}[A]_0$$

$$kt_{\frac{1}{2}} = \ln 2 \quad \text{comme} \quad \ln 2 = 0,693 :$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{0,693}{k}$$

pour une réaction d'ordre global 1, la demi-vie est indépendante de la concentration initiale

http://cwx.prenhall.com/petrucci/medialib/media_portfolio/text_images/063_FirstOrderProc.MOV



Exemple: La demi-vie d'une réaction d'ordre 1 est de 84,1 min.
Calcule la constante de vitesse de la réaction.

La demi-vie

- Exemple: La demi-vie d'une réaction d'ordre 1 est de 84,1 min. Calcule la constante de vitesse de la réaction.

- Solution:

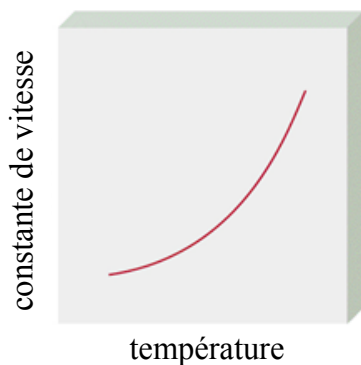
$$84,1 \text{ min} \times 60 \text{ sec/min} = 5046 \text{ sec}$$

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{0,693}{k} \quad \therefore \quad k = \frac{0,693}{t_{\frac{1}{2}}}$$

$$k = \frac{0,693}{5046 \text{ s}} = 1,37 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

L'effet de la température sur la constante de vitesse

Dépendance de la constante de vitesse sur la température



La constante de vitesse demeure constante que si la température est constante.

Lorsque la température augmente les vitesses de réaction augmentent, et donc les constantes de vitesse augmentent.

Arrhenius et l'énergie d'activation

Svante Arrhenius a découvert et montré que la fraction de particules ayant assez d'énergie pour réagir ($E < E_a$) est proportionnelle à $e^{-E_a/RT}$. On pouvait donc en conclure que la vitesse de réaction et ainsi, la constante de vitesse sont aussi proportionnelle à cette valeur.



L'équation d'Arrhenius

La relation entre la constante de vitesse et la température absolue est donnée par l'équation d'Arrhenius

$$k = Ae^{(-E_a/RT)}$$

où E_a est l'énergie d'activation, $R=8,314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$, T est la température en kelvins, et A est connue sous le nom de constante d'Arrhénius et est reliée aux collisions *et leur orientation* des réactifs la valeur de A ne change pas beaucoup lorsqu'on varie la température.

Sous forme logarithmique :

$$\boxed{k = Ae^{(-E_a/RT)}} \quad \therefore \quad \ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

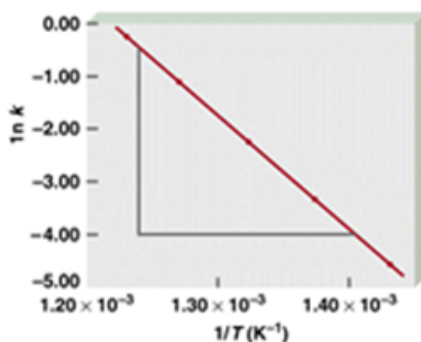
$$\ln k = \left(\frac{-E_a}{R}\right)\left(\frac{1}{T}\right) + \ln A \quad \text{ou} \quad \boxed{\ln k = \left(\frac{-E_a}{RT}\right) + \ln A}$$

$y = m x + b$

Un graphique de $\ln k$ versus $1/T$ donne une droite de pente $-E_a/R$ et avec une ordonnée à l'origine de $\ln A$. Ceci nous permet de trouver graphiquement E_a et A

L'équation d'Arrhenius

graphique de $\ln k$ versus $1/T$



la pente du graphique nous donne E_a

$$m = \frac{-E_a}{R}, \quad E_a = -mR$$

- on peut aussi déterminer la valeur de l'énergie d'activation à partir de deux constantes de vitesse, k_1 et k_2 , aux températures T_1 et T_2

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_a}{RT_1}$$

$$\ln k_2 = \ln A - \frac{E_a}{RT_2}$$

- on soustrait la première équation de la deuxième

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Exemple: La constante de vitesse de la réaction (d'ordre 1) du chlorure de méthyle (CH_3Cl) avec l'eau pour former du méthanol (CH_3OH) et de l'acide chlorhydrique (HCl) est de $3,32 \times 10^{-10} \text{ s}^{-1}$ à 25°C . Calculez la constante de vitesse à 40°C si l'énergie d'activation est de 116 kJ/mol .

L'équation d'Arrhenius

- Exemple: La constante de vitesse de la réaction (d'ordre 1) du chlorure de méthyle (CH_3Cl) avec l'eau pour former du méthanol (CH_3OH) et de l'acide chlorhydrique (HCl) est de $3,32 \times 10^{-10} \text{ s}^{-1}$ à 25°C . Calculez la constante de vitesse à 40°C si l'énergie d'activation est de 116 kJ/mol .

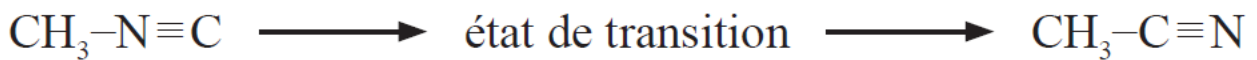
- Solution:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) = \frac{-116000 \text{ J/mol}}{8,314 \text{ J/K} \cdot \text{mol}} \left(\frac{1}{313 \text{ K}} - \frac{1}{298 \text{ K}} \right)$$

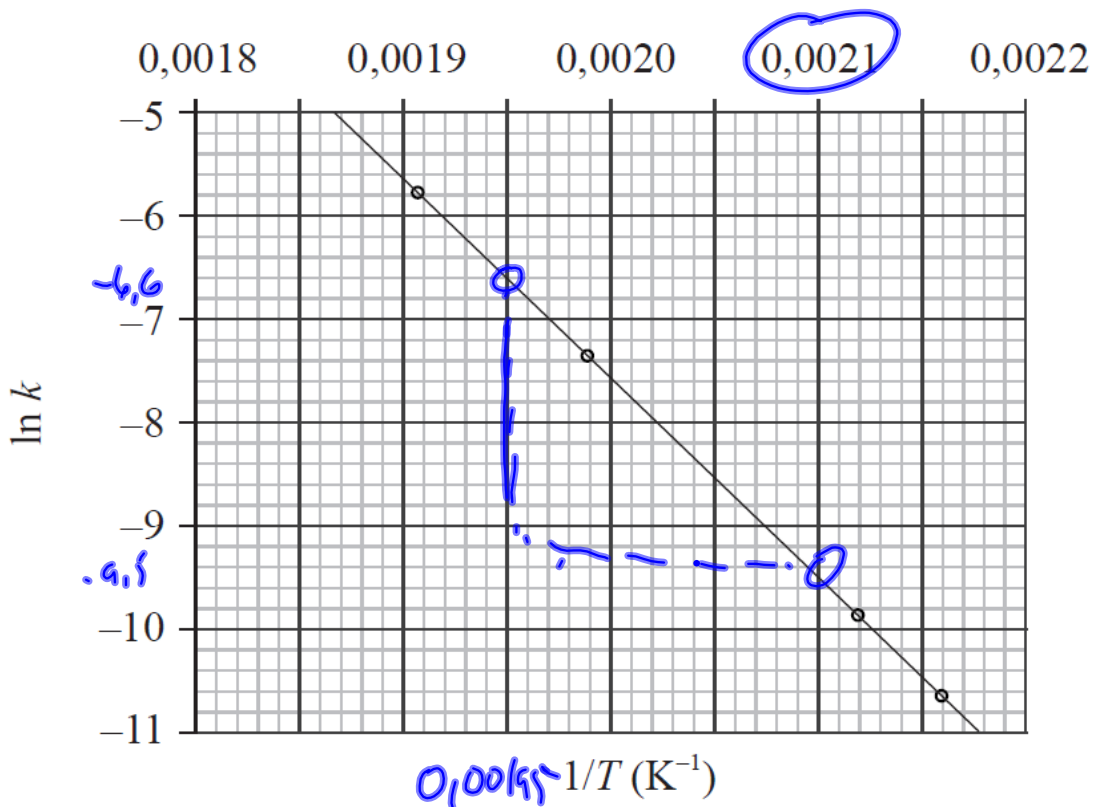
$$\ln \frac{k_2}{k_1} = 2,24 \dots \therefore \frac{k_2}{k_1} = e^{2,24 \dots} = 9,428 \dots$$

$$k_2 = k_1 \times 9,428 \dots = (3,32 \times 10^{-10} \text{ s}^{-1})(9,428 \dots) = 3,13 \times 10^{-9} \text{ s}^{-1}$$

1. La conversion de CH_3NC en CH_3CN est une réaction exothermique qui peut être représentée de la façon suivante.



Cette réaction a été effectuée à différentes températures et on a obtenu une valeur de la constante de vitesse, k , pour chaque température. Un graphique de $\ln k$ en fonction de $1/T$ est illustré ci-dessous.



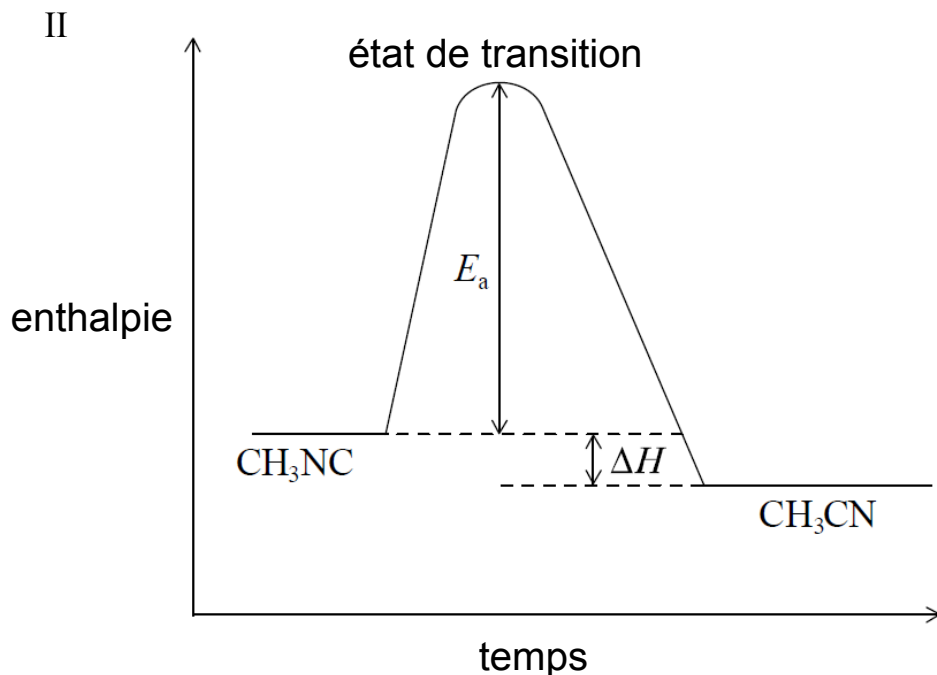
(i) Définissez le terme énergie d'activation, E_a . [1]

(ii) Construisez le diagramme enthalpique et légendez sur le diagramme l'énergie d'activation, E_a , la variation d'enthalpie, ΔH , et la position de l'état de transition. [3]

(iii) Décrivez qualitativement la relation entre la constante de vitesse, k , et la température, T . [1]

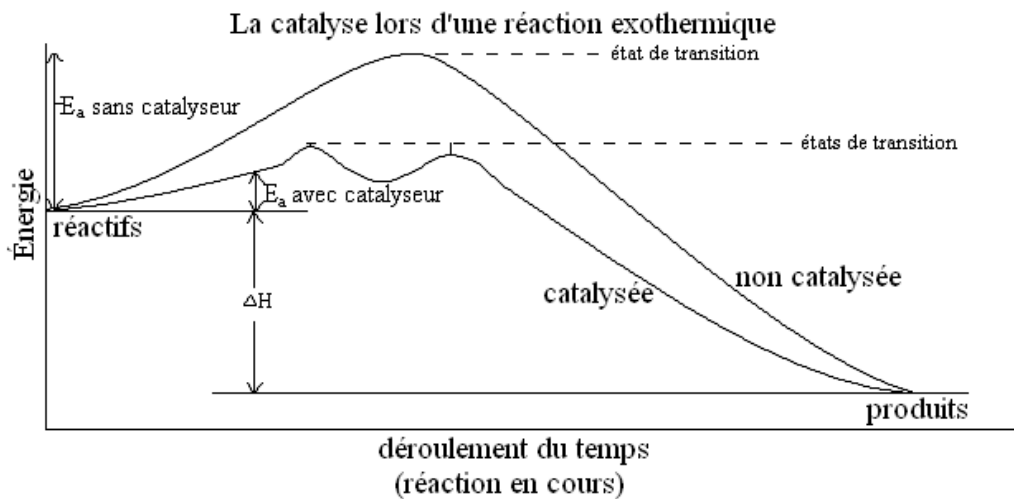
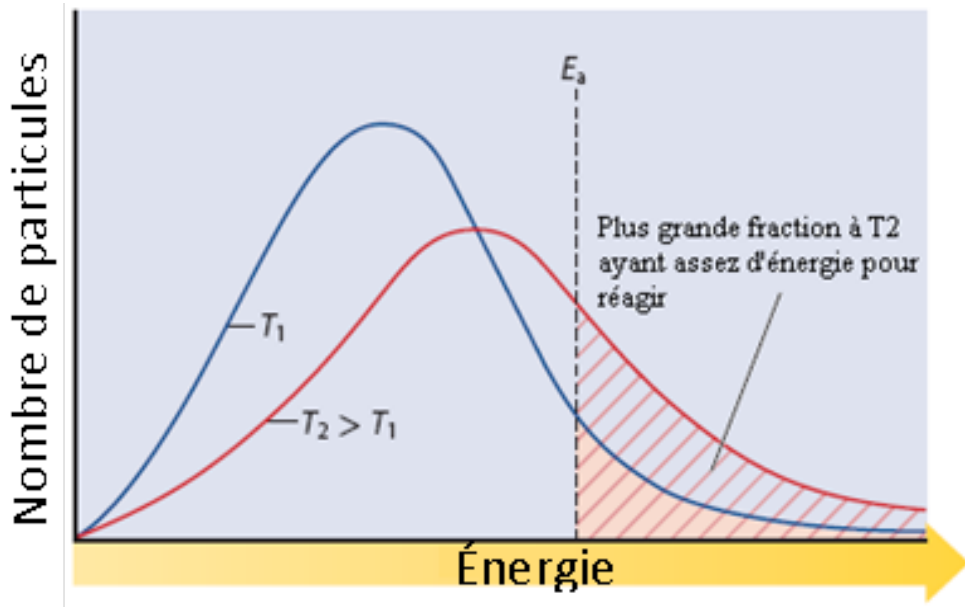
(iv) À l'aide du tableau 1 du Recueil de Données, calculez l'énergie d'activation, E_a , de la réaction. [4]

I. E_a : Énergie (minimale) nécessaire pour qu'une réaction se passe



III Si T° augmente, k augmente aussi (de façon exponentielle)

IV $m = -\frac{E_a}{R}$ Exemple : $E_a = 1,6 \times 10^2 \text{ kJ} / \text{kJ mol}^{-1}$



En diminuant l'énergie d'activation avec le catalyseur, la réaction peut se produire plus vite que sans catalyseur. Le mécanisme alternatif du catalyseur permet ceci.

16.1 Expression de la vitesse

3 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
16.1.1	Distinguer les termes <i>constante de vitesse</i> , <i>ordre global de réaction</i> et <i>ordre de réaction</i> par rapport à un réactif particulier.	2	
16.1.2	Déduire l'expression de vitesse pour une réaction à partir de données expérimentales.	3	Objectif global 7 : des expériences virtuelles peuvent être utilisées ici.
16.1.3	Résoudre des problèmes qui font intervenir l'expression de vitesse.	3	
16.1.4	Esquisser, identifier et analyser les graphiques pour des réactions d'ordre zéro, d'ordre un et d'ordre deux.	3	Les élèves doivent être familiarisés avec les graphiques de variation de concentration en fonction du temps et de vitesse en fonction de la concentration.

16.2 Mécanisme réactionnel

1 heure

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
16.2.1	Expliquer que les réactions peuvent se produire en plus d'une étape et que l'étape la plus lente détermine la vitesse de la réaction (étape déterminante de la vitesse).	3	
16.2.2	Décrire la relation entre le mécanisme de réaction, l'ordre de réaction et l'étape déterminante de la vitesse.	2	Seuls les exemples portant sur les réactions se produisant en une ou deux étapes dont le mécanisme est connu seront évalués. TdC : seule la concordance entre l'équation de vitesse et un mécanisme suggéré fournit une preuve supportant un mécanisme de réaction. La divergence infirme le mécanisme.

16.3 L'énergie d'activation

2 heures

	Énoncé d'évaluation	Obj. spéc.	Notes pour les enseignants
16.3.1	Décrire qualitativement la relation entre la constante de vitesse (k) et la température (T).	2	
16.3.2	Déterminer les valeurs de l'énergie d'activation (E_a) à partir de l'équation d'Arrhenius par une méthode graphique.	3	L'équation d'Arrhenius et sa forme logarithmique se trouvent dans le <i>Recueil de données de chimie</i> . L'utilisation de systèmes d'équations ne sera pas évaluée.