

UE Pharmacie - Chimie – Chimie Physique

Chapitre 2 : **Catalyseurs**

Cécile VANHAVERBEKE

Année universitaire 2011/2012

Université Joseph Fourier de Grenoble - Tous droits réservés.

Plan du cours

- Introduction
- 1. Catalyse
 - 1.1. Catalyseur
 - 1.2. Caractéristiques de l'action catalytique
 - 1.3. Le mécanisme de la catalyse
 - 1.4. Les différents types de catalyse
 - 1.5. La catalyse homogène
 - 1.6. La catalyse hétérogène
 - 1.7. La catalyse enzymatique
- 2. Activation photochimique

Introduction

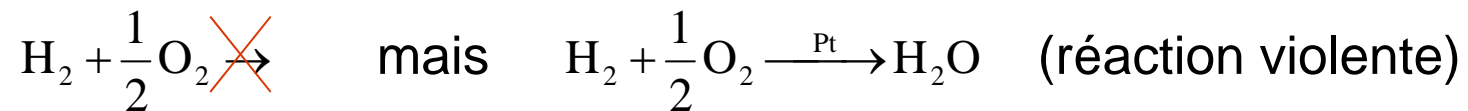
- Il existe 2 manières d'accélérer les réactions chimiques (hors concentration et température) :
 - la catalyse (catalyseur)
 - réduit les besoins en énergie
 - l'activation photochimique (lumière)
 - apporte de l'énergie
- Très important en industrie : économie de temps et d'énergie
- Intervient aussi dans les processus biochimiques fondamentaux

1. Catalyse

- 1.1. Catalyseur

- Définition : Un catalyseur est une espèce qui accélère une réaction et que l'on retrouve non transformée chimiquement en fin de réaction.
- Un catalyseur ne figure pas dans l'équation de la réaction qu'il catalyse.
- L'action d'un catalyseur sur une réaction s'appelle une catalyse de cette réaction.

- Exemple :



1.2. Caractéristiques de l'action catalytique

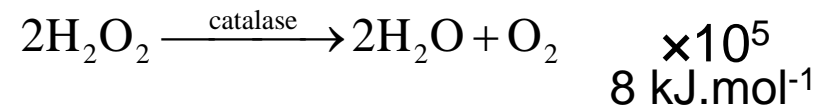
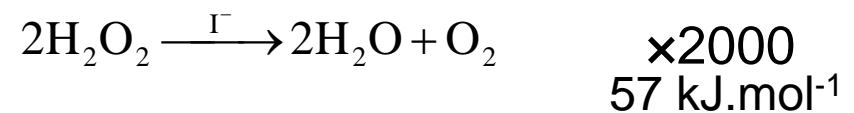
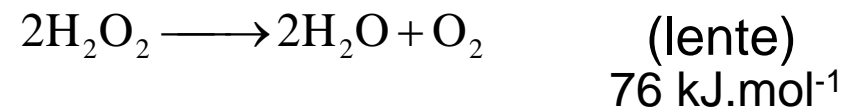
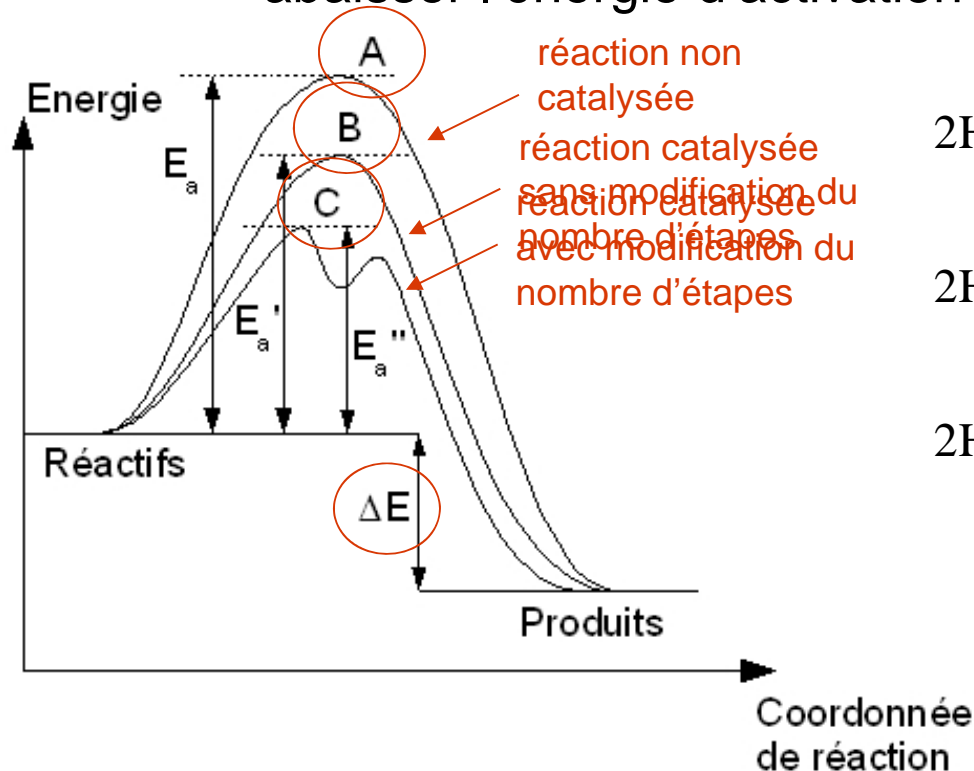
- non consommé dans la réaction
- peut être recyclé, agit en quantité très faible
- ne modifie pas les conditions thermodynamiques mais seulement cinétiques
- la catalyse est sélective : on peut accélérer sélectivement une réaction quand plusieurs réactions sont possibles
- exemple : $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{Fe}^{2+}} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

1.3. Le mécanisme de la catalyse

La vitesse d'une réaction est liée à la fréquence des collisions efficaces entre les réactifs.

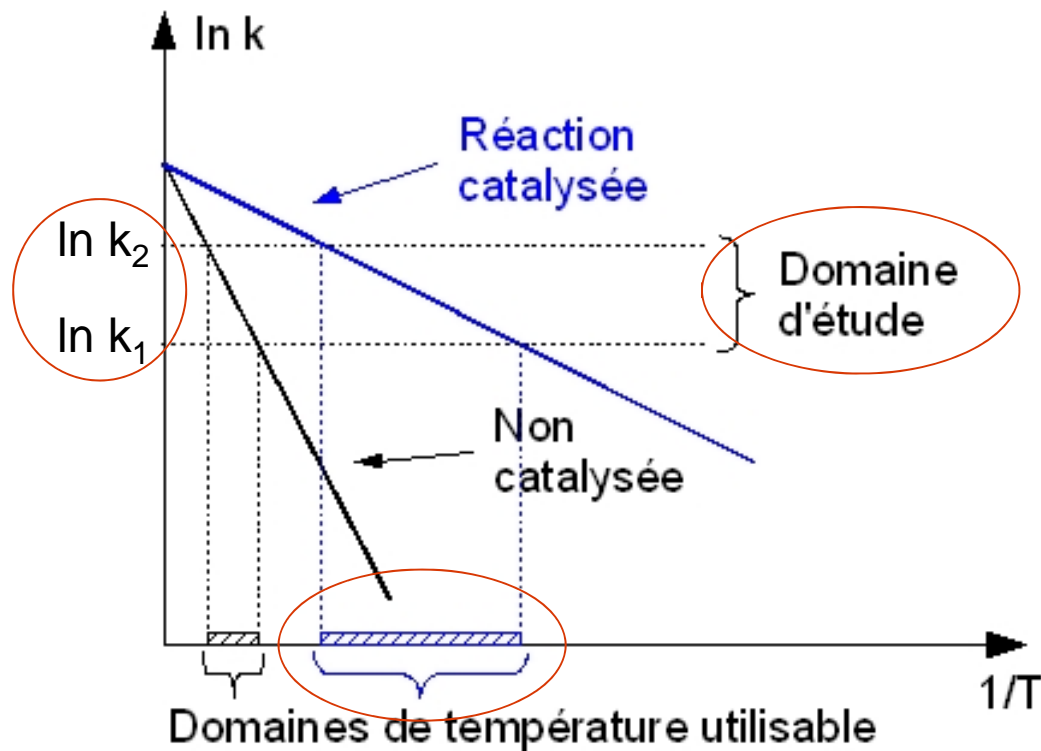
– 2 façons d'accélérer une réaction :

- augmenter l'énergie cinétique des molécules en élevant la température
- abaisser l'énergie d'activation : rôle du catalyseur



1.3. Le mécanisme de la catalyse (suite)

Sous l'effet d'un catalyseur, la constante de vitesse k augmente.



Loi d'Arrhenius

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

⇒ On peut travailler à une température plus faible.

1.4. Les différents types de catalyse

- Catalyse homogène :

Lorsque le catalyseur appartient à la même phase que les réactifs.

- Catalyse hétérogène :

Lorsque le catalyseur appartient à une phase différente de celles des réactifs.

- Catalyse enzymatique :

Lorsque le catalyseur est une enzyme.

1.5. La catalyse homogène : catalyses acide et basique

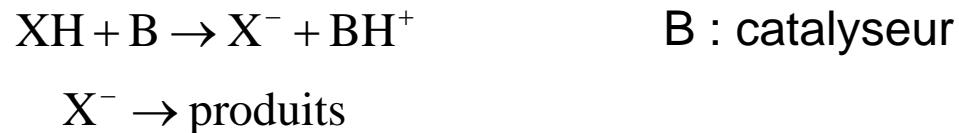
– Catalyse acide

→ L'étape clé est le transfert d'un proton H^+ du catalyseur HA au substrat X :



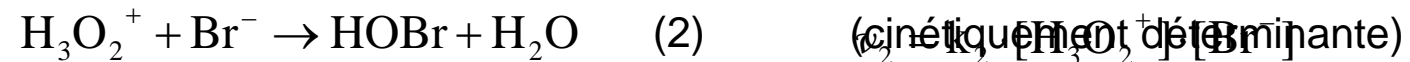
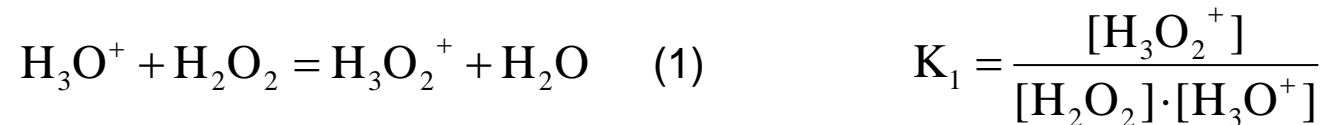
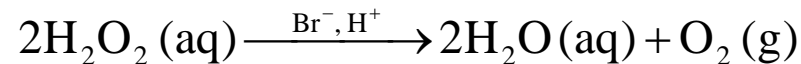
– Catalyse basique

→ L'étape clé est le transfert d'un proton H^+ du substrat XH à une base B :



1.5. La catalyse homogène (suite)

- Exemple : décomposition du peroxyde d'hydrogène (en milieu acide)



$$v = v_2 = k_2 \cdot [\text{H}_3\text{O}_2^+] \cdot [\text{Br}^-] = k_2 \cdot K_1 \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Br}^-]$$

Avec $k_{\text{app}} = k_2 \cdot K_1$

on a donc $v = k_{\text{app}} \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Br}^-]$

⇒ La réaction est d'autant plus rapide que la concentration du catalyseur est grande.

1.6. La catalyse hétérogène

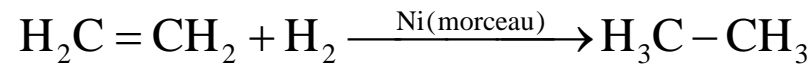
- Catalyseur : solide

→ la réaction a lieu à la surface du catalyseur solide

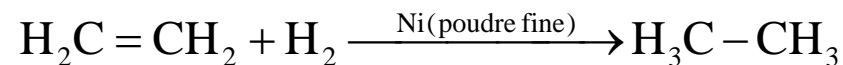


Mousse utilisée au niveau des pots catalytiques

- Exemple : hydrogénation de l'éthylène

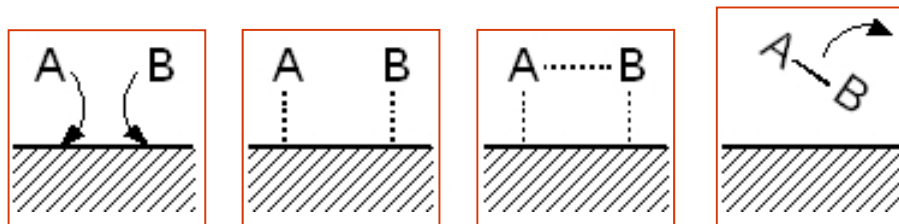


pas d'effet catalytique



effet catalytique

- Etapes d'une réaction catalysée par un solide



⇒ La réaction est d'autant plus rapide que la surface du catalyseur est plus grande (poudres, fils métalliques, dépôts pulvérulents sur un support, matériaux poreux).

1.7. La catalyse enzymatique

– Enzyme

Protéine ou acide nucléique qui contient un site actif où se fixe le substrat (réactif) et où s'opère sa transformation en produit.

– Site actif

- retrouve son état initial après libération des produits
- spécifique de la réaction qu'il catalyse

– Les réactions catalysées peuvent être inhibées

→ certains composés thérapeutiques

1.7. La catalyse enzymatique (suite)

– Mécanisme de Michaelis-Menten

- équilibre : $E + S = ES$ k_1, k_{-1}
- $ES \rightarrow P + E$ k_2

La vitesse de formation du produit par ce mécanisme s'écrit alors : $v = k_2 \cdot [ES]$

On peut déduire la concentration du complexe enzyme-substrat (ES) en utilisant l'AEQS :

$$\frac{d[ES]}{dt} = k_1 \cdot [E] \cdot [S] - k_{-1} \cdot [ES] - k_2 \cdot [ES] = 0$$

D'où : $[ES] = \left(\frac{k_1}{k_{-1} + k_2} \right) \cdot [E] \cdot [S]$

Avec $[E]_0 = [E] + [ES]$ et $[S]_0 = [S]$ on a : $[ES] = \frac{[E]_0}{1 + \left(\frac{k_{-1} + k_2}{k_1} \right) \cdot \frac{1}{[S]_0}}$

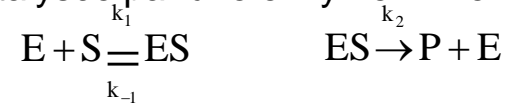
On obtient l'équation de Michaelis-Menten pour la vitesse de la réaction enzymatique :

$$v = \frac{k_2 \cdot [E]_0}{1 + \left(\frac{k_{-1} + k_2}{k_1} \right) \cdot \frac{1}{[S]_0}}$$

avec la constante de Michaelis : $\frac{k_{-1} + k_2}{k_1} = K_M = \frac{[E] \cdot [S]}{[ES]}$

1.7. La catalyse enzymatique : illustration

On étudie la transformation d'un substrat S en produit P catalysée par une enzyme E. Le mécanisme proposé est le suivant (modèle de Michaelis-Menten) :



Pour une concentration globale en enzyme $[E]_0 = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, les vitesses initiales v_0 de disparition du réactif S, ont été mesurées à 15 °C dans le solvant acétone pour différentes concentrations $[S]_0$:

$[S]_0$ (mmol.L⁻¹)	600	400	300	200	150	100	50
v_0 (mmol.L⁻¹.min⁻¹)	4,44	3,85	3,47	2,94	2,56	2,04	1,24

1- Montrer que la loi de vitesse peut se mettre sous la forme :
$$v_0 = \frac{k_{\text{cat}} \cdot [E]_0 \cdot [S]_0}{[S]_0 + K_M}$$

1- Equation de Michaelis-Menten :
$$v_0 = \frac{k_2 \cdot [E]_0}{1 + \left(\frac{k_{-1} + k_2}{k_1} \right) \cdot \frac{1}{[S]_0}}$$

Cette équation peut aussi s'écrire :
$$v_0 = \frac{k_2 \cdot [E]_0 \cdot [S]_0}{[S]_0 + \left(\frac{k_{-1} + k_2}{k_1} \right)}$$

qui est de la forme :
$$v_0 = \frac{k_{\text{cat}} \cdot [E]_0 \cdot [S]_0}{[S]_0 + K_M}$$

avec : $k_{\text{cat}} = k_2$ et $K_M = \frac{k_{-1} + k_2}{k_1}$

1.7. La catalyse enzymatique : illustration (suite)

On étudie la transformation d'un substrat S en produit P catalysée par une enzyme E. Le mécanisme proposé est le suivant (modèle de Michaelis-Menten) :



Pour une concentration globale en enzyme $[E]_0 = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, les vitesses initiales v_0 de disparition du réactif S, ont été mesurées à 15 °C dans le solvant acétone pour différentes concentrations $[S]_0$:

$[S]_0$ (mmol.L⁻¹)	600	400	300	200	150	100	50
v_0 (mmol.L⁻¹.min⁻¹)	4,44	3,85	3,47	2,94	2,56	2,04	1,24

2- Montrer que ce résultat est en accord avec les données expérimentales fournies. Calculer k_{cat} et K_M à partir d'une représentation graphique.

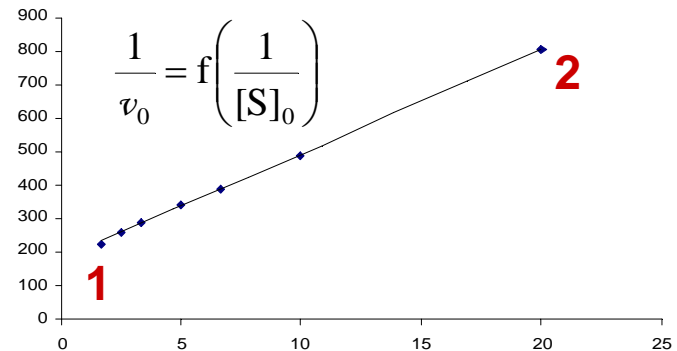
2- D'après la relation $v_0 = \frac{k_{cat} \cdot [E]_0 \cdot [S]_0}{[S]_0 + K_M}$ on a : $\frac{1}{v_0} = \frac{[S]_0 + K_M}{k_{cat} \cdot [E]_0 \cdot [S]_0} = \frac{1}{k_{cat} \cdot [E]_0} + \frac{K_M}{k_{cat} \cdot [E]_0 \cdot [S]_0}$

On trace : $\frac{1}{v_0} = f\left(\frac{1}{[S]_0}\right)$

droite d'équation : $\frac{1}{v_0} = 180,1 + 31,32 \cdot \frac{1}{[S]_0}$

$\frac{1}{k_{cat} \cdot [E]_0} = 180,1$ d'où $k_{cat} = \frac{1}{3,8 \cdot 10^{-3} \cdot 180,1} = 1,46 \text{ min}^{-1}$

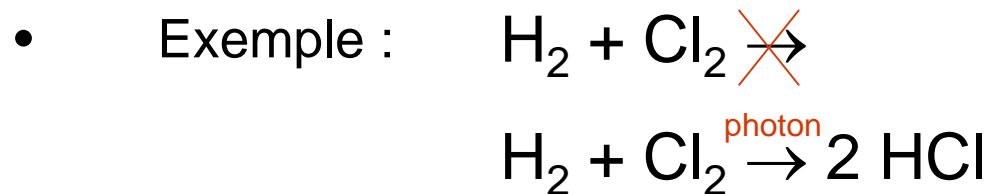
$\frac{K_M}{k_{cat} \cdot [E]_0} = 31,32$ d'où $K_M = \frac{31,32}{180,1} = 0,1739 \text{ mol.L}^{-1}$



2. Activation photochimique

- Réactions photochimiques :

Réactions déclenchées ou accélérées par la lumière

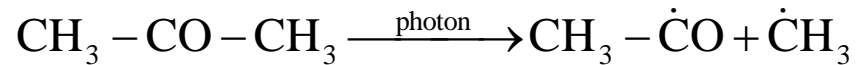
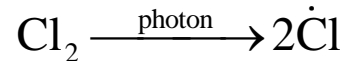


- Dans le domaine spectral du visible et de l'ultraviolet, l'énergie d'un photon est de l'ordre de grandeur des énergies d'activation des réactions.
- L'absorption d'un photon par une molécule peut donc fournir l'énergie d'activation d'une réaction et l'accélérer.

2. Activation photochimique (suite)

- Dissociation photochimique ou photolyse

→ Formation de radicaux libres



→ Très réactifs

- Réactions photochimiques particulières
 - mécanisme de la vision au niveau de la rétine
 - photosynthèse chez les plantes

CQFR

1.
 - Définition catalyseur et caractéristiques
 - Les différents types de catalyse
 - Comprendre le modèle de Michaelis-Menten

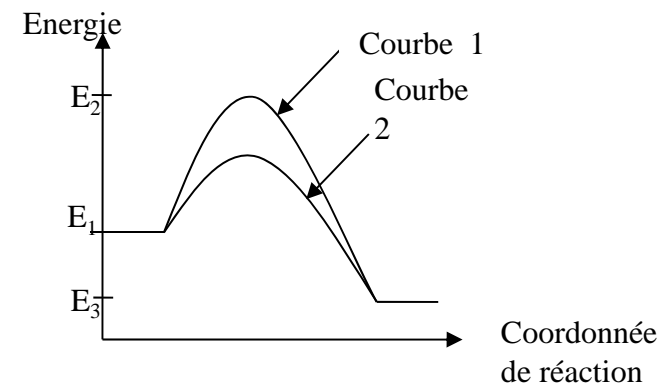
2.
 - Principe de l'activation catalytique

QCM d'entraînement

- **Question 1** : Parmi les propositions suivantes, indiquer celle(s) qui est (sont) juste(s) :
 - A. Un catalyseur est une espèce qui accélère une réaction et que l'on retrouve transformée chimiquement en fin de réaction.
 - B. Un catalyseur peut modifier les conditions thermodynamiques et cinétiques d'une réaction.
 - C. La dissociation photochimique, ou photolyse, forme des radicaux libres très réactifs.
 - D. Dans le cas d'une catalyse homogène, la concentration du catalyseur n'influence pas la vitesse de réaction.
 - E. Aucune des propositions n'est juste.

- **Question 2** : A partir de la figure 1 représentant l'énergie potentielle d'une réaction en fonction de la coordonnée de réaction, indiquer parmi les propositions suivantes, celle(s) qui est (sont) juste(s) :

- A. La courbe (1) correspond au profil énergétique d'une réaction élémentaire.
- B. La courbe (2) peut correspondre au profil énergétique de la même réaction en présence d'un catalyseur.
- C. L'énergie d'activation est l'énergie minimale nécessaire pour produire une collision efficace.
- D. L'énergie d'activation dépend ici de E_1 , E_2 et E_3 .
- E. Aucune des propositions n'est juste.



QCM d'entraînement

- **Question 1** : Réponse C
- **Question 2** : Réponses A, B, C

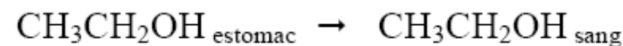
QCMs d'entraînement

- Les diapositives qui suivent sont 2 QCMs d'entraînement.
- Ils concernent les chapitres **1 et 2** (Cinétique et Catalyseurs).

QCM d'entraînement

Tutorat 2010-2011

Un homme prend en apéritif une bière de volume 250 mL contenant 1 mol d'alcool (assimilé à de l'éthanol pur à la concentration C_0). Ce dernier passe à travers la paroi de l'estomac et de l'intestin pour se retrouver dans le sang. La réaction peut se modéliser de la façon suivante :



On adopte les conventions suivantes :

- l'estomac est considéré comme un milieu réactionnel de volume constant égal pour chaque expérience au volume d'alcool absorbé.
- on note $[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{\text{estomac}}] = C = C_0 - x$; (C_0 étant la concentration initiale, c'est-à-dire au moment de l'absorption)

On mesure la concentration C de l'éthanol dans l'estomac en fonction du temps. Les résultats sont regroupés dans le tableau ci-dessous :

t (min)	0	1	2	4	10	20
C (mol.L ⁻¹)	4,00	3,37	2,85	2,03	0,73	0,13

Rappel : Pour une réaction du type $\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$, la vitesse v de la réaction est définie par :

$$v = -\frac{1}{\alpha} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{\beta} \frac{d[B]}{dt} = +\frac{1}{\gamma} \frac{d[C]}{dt} = +\frac{1}{\delta} \frac{d[D]}{dt}$$

QUESTION 1. Parmi les items suivants, lequel(lesquels) est (sont) juste(s) ?

- A. La vitesse v de la réaction peut être définie par : $v = -\frac{dC}{dt}$.
- B. La vitesse v de la réaction peut être définie par : $v = \frac{dC}{dt}$.
- C. La vitesse v de la réaction peut être définie par : $v = -\frac{dx}{dt}$.
- D. La vitesse v de la réaction peut être définie par : $v = \frac{dx}{dt}$.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 2. On note p l'ordre de la réaction par rapport à la concentration d'éthanol dans l'estomac et k la constante de vitesse de la réaction. Parmi les items suivants, lequel(lesquels) est (sont) juste(s) ?

- A. Dans le cas où p est égal à zéro, la loi de vitesse serait de la forme : $C = C_0 + kt$.
- B. Dans le cas où p est égal à un, la loi de vitesse serait de la forme : $C/C_0 = \exp(-kt)$.
- C. Dans le cas où p est égal à zéro, la loi de vitesse serait de la forme : $\ln(C/C_0) = kt$.
- D. Dans le cas où p est égal à deux, la loi de vitesse serait de la forme : $1/C - 1/C_0 = kt$.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 3. D'après les valeurs reportées dans le tableau ci-dessus, indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s).

- A. La réaction est d'ordre 0 par rapport à la concentration d'éthanol dans l'estomac.
- B. La réaction est d'ordre 1 par rapport à la concentration d'éthanol dans l'estomac.
- C. La réaction est d'ordre 2 par rapport à la concentration d'éthanol dans l'estomac.
- D. La réaction est d'ordre 1 par rapport à la concentration d'éthanol dans l'estomac et d'ordre 1 par rapport à la concentration d'éthanol dans le sang.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 4. A propos de la constante de vitesse k d'une réaction, **dans un cas général**. Indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s).

- A. Pour un ordre 0, 1 ou 2, il est possible d'obtenir la valeur de k graphiquement en connaissant différentes valeurs de la concentration en réactif en fonction du temps.
- B. k dépend du temps, des concentrations et de la température.
- C. La relation qui lie k et la température est la loi d'Arrhenius.
- D. k décroît quand la température augmente.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 5. A partir des données du tableau ci-dessus, indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s).

- A. k vaut environ $0,17 \text{ L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
- B. k vaut environ $0,2 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$.
- C. k vaut environ $0,37 \text{ s}^{-1}$.
- D. k vaut environ $0,17 \text{ min}^{-1}$.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 6. A propos du temps de demi-réaction noté $t_{1/2}$, **dans un cas général**. Indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s).

- A. $t_{1/2}$ donne une indication sur la rapidité d'une réaction.
- B. Pour une même réaction, l'évolution du $t_{1/2}$ en fonction des concentrations initiales en réactifs peut permettre d'accéder à l'ordre de la réaction.
- C. Dans le cas d'une réaction d'ordre 1, $t_{1/2}$ est égal à $k/\ln 2$.
- D. Dans le cas d'une réaction d'ordre 2, $t_{1/2}$ est inversement proportionnel à la concentration initiale.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 7. A propos du $t_{1/2}$ dans le cas de l'exercice, indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s).

- A. $t_{1/2}$ vaut environ 0,24 min.
- B. $t_{1/2}$ vaut environ 4,1 min.
- C. $t_{1/2}$ vaut environ 1,5 min.
- D. $t_{1/2}$ vaut environ 11,8 min.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 8. Indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s).

- A. La dégénérescence d'ordre permet d'accéder directement à l'ordre partiel par rapport à un réactif en excès.
- B. L'approximation de l'état quasi-stationnaire s'applique à un intermédiaire réactionnel.
- C. Dans le cas d'une réaction élémentaire, les ordres partiels par rapport aux réactifs sont égaux à leur coefficient stœchiométrique respectif.
- D. Dans le cas d'une série de réactions élémentaires successives, l'étape cinétiquement déterminante correspond à l'étape la plus rapide et elle impose sa vitesse aux étapes suivantes.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 9. A propos de l'énergie d'activation E_a et de la loi d'Arrhenius, indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s).

- A. E_a correspond à la barrière énergétique à franchir pour que la réaction ait lieu.
- B. Plus E_a est grand, plus la réaction se fait facilement.
- C. E_a s'exprime généralement en kJ mol^{-1} .
- D. En traçant le logarithme népérien de la constante de vitesse, $\ln k$, en fonction de l'inverse de la température, on peut déterminer graphiquement l'énergie d'activation.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 10. A propos de la catalyse, indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s).

- A. Un catalyseur peut agir en augmentant l'énergie d'activation d'une réaction.
- B. Les enzymes peuvent jouer le rôle de catalyseurs de réactions chimiques.
- C. Dans une catalyse acide, la vitesse de la réaction est proportionnelle à la concentration en ions H_3O^+ .
- D. Dans le cas d'une réaction catalysée, la loi de vitesse suit toujours le modèle de Michaelis-Menten
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

Réponses

- Question 1 : A, D
- Question 2 : B, D
- Question 3 : B
- Question 4 : A, C
- Question 5 : D
- Question 6 : A, B, D
- Question 7 : B
- Question 8 : B, C
- Question 9 : A, C, D
- Question 10 : B, C

QCM d'entraînement

TD 2010-2011

Rappel : Pour une réaction du type $\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$, la vitesse v de la réaction est définie par :

$$v = -\frac{1}{\alpha} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{\beta} \frac{d[B]}{dt} = +\frac{1}{\gamma} \frac{d[C]}{dt} = +\frac{1}{\delta} \frac{d[D]}{dt}$$

$R = 8,314 \text{ J/K/mol}$

$T (\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273$

Enoncé pour les questions 1 à 3 :

Soit la réaction élémentaire suivante, d'ordre 2, effectuée à une température de 40°C : $A + B \rightarrow C$.

On note $k_{40^{\circ}\text{C}}$ la constante de vitesse de cette réaction à 40°C . Son énergie d'activation vaut 50 kJ mol^{-1} .

QUESTION 1. Parmi les items suivants, lequel(lesquels) est (sont) juste(s) ?

- A. La vitesse de la réaction peut être définie par : $v = \frac{d[C]}{dt}$
- B. A 40°C , la loi de vitesse de la réaction peut s'écrire : $v = k.[A]^2.[B]^2$
- C. L'ordre partiel par rapport à A est égal à 1.
- D. Pour une réaction quelconque, les ordres partiels sont toujours égaux aux coefficients stoechiométriques.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 2. On fait varier la température, en maintenant les concentrations initiales en réactifs A et B constantes. Parmi les items suivants, lequel(lesquels) est (sont) juste(s) ?

- A. La constante de vitesse reste inchangée.
- B. Si on augmente la température, l'énergie d'activation augmente.
- C. Si on augmente la température, la constante de vitesse diminue.
- D. En connaissant l'énergie d'activation d'une réaction et sa constante de vitesse à une certaine température, on peut calculer la constante de vitesse de cette même réaction à une autre température.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 3. On fait varier la température, en maintenant les concentrations initiales en réactifs A et B constantes, de manière à tripler la vitesse initiale de la réaction. On note T_2 cette nouvelle température. Parmi les items suivants, lequel(lesquels) est (sont) juste(s) ?

- A. T_2 est environ égal à $40,3\text{ }^\circ\text{C}$.
- B. T_2 est environ égal à $59\text{ }^\circ\text{C}$.
- C. T_2 est environ égal à $296\text{ }^\circ\text{C}$.
- D. T_2 est environ égal à $332\text{ }^\circ\text{C}$.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

Enoncé pour les questions 4 à 8 : Saponification de l'éthanoate d'éthyle.

L'étude cinétique de la réaction de saponification de l'éthanoate d'éthyle ($\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$) par action de la soude (hydroxyde de sodium NaOH) : $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ a été effectuée à 298 K pour des concentrations initiales C_0 identiques en $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ et en OH^- . Les temps de demi-réaction (noté $t_{1/2}$) expérimentaux, pour diverses valeurs de C_0 , sont rassemblés dans le tableau suivant :

C_0 (mol L ⁻¹)	0,1	0,075	0,05	0,04
$t_{1/2}$ (s)	$6,66 \cdot 10^5$	$8,89 \cdot 10^5$	$1,33 \cdot 10^6$	$1,66 \cdot 10^6$

QUESTION 4. Parmi les items suivants, lequel(lesquels) est (sont) juste(s) ?

- A. La concentration en $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ sera égale à la concentration en OH^- pendant toute la réaction.
- B. L'évolution du $t_{1/2}$ en fonction des concentrations initiales renseigne sur l'ordre global de la réaction.
- C. Pour un ordre global 2, $t_{1/2}$ est proportionnel à C_0 .
- D. Pour un ordre global 1, $t_{1/2}$ ne dépend que de la constante de vitesse de la réaction.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 5. En utilisant les données du tableau, indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s) ?

- A. L'ordre global de la réaction est 0.
- B. L'ordre global de la réaction est 1.
- C. L'ordre global de la réaction est 2.
- D. Il n'est pas possible de déterminer l'ordre global avec les données fournies.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 6. On suppose que l'ordre partiel par rapport à $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ et l'ordre partiel par rapport à OH^- sont égaux. Indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s) ?

- A. La constante de vitesse peut s'exprimer en s^{-1} .
- B. Il est possible de déterminer k avec les données expérimentales fournies.
- C. L'unité de la constante de vitesse dépend de l'ordre global de la réaction.
- D. La constante de vitesse peut s'exprimer en fonction de C_0 et de $t_{1/2}$.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 7. On suppose toujours que l'ordre partiel par rapport à $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ et l'ordre partiel par rapport à OH^- sont égaux. Indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s) ?

- A. La constante de vitesse vaut environ $7,5 \cdot 10^{-8} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
- B. La constante de vitesse vaut environ $1,0 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$.
- C. La constante de vitesse vaut environ $1,5 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$.
- D. La constante de vitesse vaut environ $3 \cdot 10^{-5} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 8. On suppose toujours que l'ordre partiel par rapport à $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ et l'ordre partiel par rapport à OH^- sont égaux. Dans le cas d'une concentration initiale C_0 égale à $0,05 \text{ mol L}^{-1}$, on cherche le temps nécessaire (noté t_1) pour que la concentration en éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ soit égale à $0,005 \text{ mol L}^{-1}$. Indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s) ?

- A. Le temps t_1 vaut environ $3 \cdot 10^3 \text{ s}$.
- B. Le temps t_1 vaut environ $7 \cdot 10^4 \text{ s}$.
- C. Le temps t_1 vaut environ $1,5 \cdot 10^5 \text{ s}$.
- D. Le temps t_1 vaut environ $2,2 \cdot 10^6 \text{ s}$.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 9. A propos des catalyseurs dans un cas général, indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s) ?

- A. Il existe un catalyseur universel qui est capable d'accélérer n'importe quelle réaction.
- B. Les enzymes sont des catalyseurs biochimiques.
- C. Un catalyseur peut agir en abaissant la barrière énergétique à franchir pour que la réaction ait lieu.
- D. Les catalyseurs apparaissent dans l'équation bilan de la réaction qu'ils catalysent.
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

QUESTION 10. Soit un catalyseur permettant d'accélérer la réaction $A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$ d'un facteur 1000.

On se place à une température de 25 °C. On note E_a l'énergie d'activation de la réaction non catalysée et $E_{a(\text{cat})}$ l'énergie d'activation de la réaction catalysée. Indiquer quel(s) item(s) est(sont) juste(s) ?

- A. $E_{a(\text{cat})}$ est supérieur à E_a .
- B. $E_{a(\text{cat})}$ est 1000 fois plus petit que E_a .
- C. $E_{a(\text{cat})}$ est de $1,4 \text{ kJ mol}^{-1}$ inférieur à E_a .
- D. $E_{a(\text{cat})}$ est de 17 kJ mol^{-1} inférieur à E_a .
- E. Les items A, B, C et D sont faux.

Réponses

- Question 1 : A, C
- Question 2 : D
- Question 3 : B
- Question 4 : A, B, D
- Question 5 : C
- Question 6 : B, C, D
- Question 7 : E
- Question 8 : C
- Question 9 : B, C
- Question 10 : D

Mentions légales

L'ensemble de cette œuvre relève des législations française et internationale sur le droit d'auteur et la propriété intellectuelle, littéraire et artistique ou toute autre loi applicable.

Tous les droits de reproduction, adaptation, transformation, transcription ou traduction de tout ou partie sont réservés pour les textes ainsi que pour l'ensemble des documents iconographiques, photographiques, vidéos et sonores.

Cette œuvre est interdite à la vente ou à la location. Sa diffusion, duplication, mise à disposition du public (sous quelque forme ou support que ce soit), mise en réseau, partielles ou totales, sont strictement réservées à l'université Joseph Fourier (UJF) Grenoble 1 et ses affiliés.

L'utilisation de ce document est strictement réservée à l'usage privé des étudiants inscrits à l'Université Joseph Fourier (UJF) Grenoble 1, et non destinée à une utilisation collective, gratuite ou payante.