

# Cinétique chimique – Exercices – Devoirs

Aide aux calculs :

(x)	(1/x)	ln x	ln (1/x)
2		0,69	
1		0	
0,9	1,11	-0,11	0,11
0,8	1,25	-0,22	0,22
0,7	1,43	-0,36	0,36
0,6	1,67	-0,51	0,51
0,5	2,00	-0,69	0,69
0,4	2,50	-0,92	0,92
0,3	3,33	-1,20	1,20
0,2	5,00	-1,61	1,61
0,1	10,00	-2,30	2,30

N.B. Pour certains QCM, les unités de la constante de vitesse sont notées : u.v.

## Énoncé commun aux QCM 1 et 2

A 25°C, les ions hypobromite se dismutent selon la réaction :  $3 \text{BrO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{BrO}_3^- (\text{aq}) + 2 \text{Br}^- (\text{aq})$

## QCM 1 corrigé disponible

La vitesse d'apparition des ions  $\text{BrO}_3^-$  à un instant  $t$  est égale à  $5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

A) Quand  $5 \times 10^{-5}$  moles d'ions  $\text{BrO}_3^-$  apparaissent,  $1,5 \times 10^{-4}$  moles d'ions  $\text{BrO}^-$  disparaissent.

B) La vitesse de disparition des ions  $\text{BrO}^-$  s'écrit :  $v = \frac{1}{3} \cdot \frac{d[\text{BrO}^-]}{dt}$

C) La vitesse de la réaction à l'instant «  $t$  » est égale à :  $v_t = 5 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ .

D) Dans l'expression  $v = k [\text{BrO}^-]^n$ , «  $n$  » représente l'ordre global de la réaction.

E) Dans l'expression  $v = k [\text{BrO}^-]^n$ , «  $n$  » représente l'ordre partiel de la réaction par rapport à l'hypobromite.

## QCM 2 corrigé disponible

On part d'une solution dont la concentration en ions  $\text{BrO}^-$  est égale à  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La vitesse de disparition des ions  $\text{BrO}^-$  suit une cinétique du second ordre avec la constante  $k = 5 \times 10^{-2} \text{ u.v.}$

A) La vitesse de la réaction s'écrit :  $v = k \cdot [\text{BrO}^-]$

B) Dans le système international, la constante de vitesse a pour unité :  $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

C) La concentration en ions  $\text{BrO}^-$  au temps  $t$  a pour expression :  $[\text{BrO}^-] = \frac{[\text{BrO}^-]_0}{1 + k \cdot t \cdot [\text{BrO}^-]_0}$

D) Le temps au bout duquel il ne reste que 25 % des ions  $\text{BrO}^-$  est :  $t = \frac{1}{k \cdot [\text{BrO}^-]_0}$

E) Au bout de 1000 secondes, 75 % des ions  $\text{BrO}^-$  ont disparu.

## Énoncé commun aux QCM 3 et 4

Soit la réaction de décomposition de l'eau oxygénée :  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , d'ordre 1 par rapport à  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

Lors d'une expérience, en présence d'ions métalliques, 30% de la quantité d'eau oxygénée sont décomposés au bout de 9 minutes.

NB : On prendra la minute comme unité de temps.

## QCM 3 corrigé disponible

A) La vitesse de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée s'écrit :  $v = - \frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt}$

B) La concentration en  $\text{H}_2\text{O}_2$  en fonction du temps s'écrit :  $\ln[\text{H}_2\text{O}_2] = k \cdot t - \ln[\text{H}_2\text{O}_2]_0$ .

C) La constante de vitesse de décomposition de l'eau oxygénée est égale à  $0,04 \text{ u.v.}$

D) L'unité de la constante de vitesse s'exprime en  $\text{min}^{-1}$

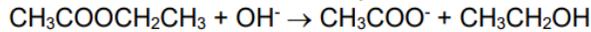
E) Le temps de demi-réaction est égal à environ 5 minutes.

#### QCM 4 corrigé disponible

- A) La relation permettant d'exprimer la concentration de l'eau oxygénée restante au bout de  $n$  périodes ( $n t_{1/2}$ ) est :  $[H_2O_2] = \frac{[H_2O_2]_0}{2^n}$
- B) Le temps au bout duquel 75 % de l'eau oxygénée est décomposée, correspond à 3 périodes.
- C) Au bout d'environ 34 minutes, 75% de l'eau oxygénée est décomposée.
- D) L'ajout d'un catalyseur de la réaction a pour effet d'augmenter l'énergie d'activation.
- E) L'ajout d'un catalyseur de la réaction entraîne une modification de la constante d'équilibre.

#### QCM 5 corrigé disponible

On considère la réaction de saponification de l'acétate d'éthyle (AE):



Initialement, les deux réactifs sont à la même concentration.

Quand on double la concentration en acétate d'éthyle sans toucher la concentration en  $OH^-$ , la vitesse de la réaction double.

Quand on double la concentration en chacun des 2 réactifs, la vitesse de la réaction est multipliée par 4.

- A) Les ordres partiels  $p$  et  $q$  par rapport à AE et  $OH^-$  sont  $p = 2$  et  $q = 0$ .
- B) La vitesse de la réaction suit une cinétique du second ordre.
- C) La constante de vitesse  $k$  de la réaction s'exprime en  $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ .
- D) Si initialement, les deux réactifs sont à la même concentration, la représentation graphique  $[AE] = f(t)$  est une droite.
- E) Si initialement, les deux réactifs sont à la même concentration, la représentation graphique  $1/[AE] = f(t)$  est une droite dont la pente est égale à  $-k$ .

#### Enoncé commun aux QCM 6 et 8

Le 2-bromooctane  $C_8H_{17}Br$  (**B**) réagit avec les ions hydroxyde pour former l'octane-2-ol et l'ion bromure selon la réaction :  $C_8H_{17}Br + OH^- \rightarrow C_8H_{17}OH + Br^-$

Cette dernière obéit à une cinétique d'ordre un par rapport à chaque réactif.

Les concentrations initiales en **B** et en ions hydroxyde ( $OH^-$ ) sont égales à 0,2 M.

Au bout de 3h il ne reste que 40% de **B**.

NB : On prendra l'heure comme unité de temps.

#### QCM 6 corrigé disponible

- A) La vitesse de cette réaction a pour expression :  $v = k [B] \cdot [OH^-]$
- B) L'expression de la variation de la concentration en **B** en fonction du temps est :  $\frac{1}{[B]_0} - \frac{1}{[B]} = k \cdot t$
- C) Le temps au bout duquel 60% de **B** aura disparu est :  $t = \frac{3}{2 \cdot k \cdot [B]_0}$
- D) Au bout de 3h, la constante de vitesse peut être exprimée par la relation :  $k = \frac{1}{3 \cdot [B]_0} mol^{-1} \cdot L \cdot h^{-1}$ .
- E) La constante  $k$  est égale à  $2,5 mol^{-1} \cdot L \cdot h^{-1}$ .

#### QCM 7 corrigé disponible

- A) Le temps de demi-réaction ne dépend pas de la concentration en réactifs.
- B) La relation permettant d'exprimer le temps de demi-réaction est :  $t_{1/2} = \frac{[B]_0}{2 \cdot k}$
- C) La relation permettant d'exprimer le temps de demi-réaction est :  $t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot [B]_0}$
- D) Au bout de 2 h, il reste 0,1 M de **B**.
- E) Si on double la concentration de chaque réactif, le temps de demi-réaction diminue d'un facteur 2.

#### QCM 8 corrigé disponible

Si la concentration initiale en ions hydroxyde ( $OH^-$ ) est en grand excès par rapport au 2-bromooctane :

- A) L'ordre apparent de la réaction vaut 1.
- B) La vitesse de la réaction reste constante jusqu'à ce que **B** soit consommé.
- C) La constante de vitesse apparente est fonction de la concentration initiale en ions  $OH^-$ .
- D) Pour ces conditions initiales, la constante de vitesse a pour unité :  $h^{-1}$ .
- E) Le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration de **B**.

## QCM 9

Après son ingestion, l'éthanol (EtOH) présent dans le sang est progressivement éliminé grâce à l'action oxydative de certaines enzymes. Son élimination suit une loi cinétique, dont la constante de vitesse d'élimination,  $k = 0,1 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{h}^{-1}$  (le  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$  est ici pris comme unité de concentration).

Le seuil légal maximal d'alcoolémie pour un jeune conducteur est de  $0,2 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ .

A l'issue d'une soirée, un jeune conducteur, présente une alcoolémie égale à  $1,1 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ .

- A) La courbe  $[\text{EtOH}] = f(t)$  est une exponentielle décroissante.
- B) Le temps nécessaire pour que le taux d'alcool diminue de moitié (temps de demi-vie) est inversement proportionnel à la concentration initiale en alcool.
- C) Au bout de 6,9 heures, la concentration en alcool dans le sang de cette personne aura diminué de moitié.
- D) La personne pourra reprendre la voiture au bout de 9 heures.
- E) Si l'alcoolémie initiale de cette personne avait été de  $0,55 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ , la vitesse d'élimination de l'alcool aurait été divisée par deux.

## QCM 10

On considère une réaction complexe  $A \rightarrow C$  qui fait intervenir les deux réactions élémentaires suivantes :  $A \rightarrow B_{k_1}$

$B \rightarrow C_{k_2}$  avec  $k_1 \ll k_2$

- A) La réaction  $A \rightarrow C$  est une réaction bimoléculaire.
- B) Pour cette réaction  $v_1 < v_2$ .
- C) L'énergie d'activation de la réaction 1 est inférieure à celle de la réaction 2.
- D) La vitesse de formation de C est égale à la vitesse de disparition de A.
- E) La concentration en C reste constante tout au long de la réaction.

## Énoncé commun aux QCM 11 et 12

Le cyclophosphamide (Endoxan®) est un antitumoral et immunosuppresseur conditionné en ampoules sous forme de poudre stérile. Il est dissout dans un soluté physiologique au moment de son emploi. Ce composé est cependant faiblement soluble dans l'eau. Un pharmacien hospitalier décide de chauffer la solution brièvement quelques minutes à  $70^\circ\text{C}$  afin de faciliter la dissolution du cyclophosphamide (C), au risque de dégrader partiellement le produit.

À  $25^\circ\text{C}$  la constante de vitesse de dégradation est égale à  $2 \cdot 10^{-5} \text{ min}^{-1}$ .

Lorsque cette solution est maintenue à  $70^\circ\text{C}$  pendant 2,3 heures (138 minutes), on constate que 50% du cyclophosphamide sont dégradés.

## QCM 11 corrigé disponible

- A) La vitesse de cette réaction de dégradation s'écrit  $v = k \cdot [\text{C}]^0$
- B) L'expression de la variation de la concentration en C en fonction du temps est :  $\ln([\text{C}_0]/[\text{C}]) = k \cdot t$
- C) La relation permettant d'exprimer le temps de demi-réaction de dégradation de C est :  $t_{1/2} = [\text{C}_0]/2 \cdot k$
- D) La relation permettant d'exprimer le temps de demi-réaction de dégradation de C est :  $t_{1/2} = \ln 2/k$
- E) La constante de vitesse de la dégradation évolue exponentiellement avec la température.

## QCM 12 corrigé disponible

- A) Dans la représentation graphique correspondant à  $\ln k = f(1/T)$ , la pente de la droite obtenue permet d'accéder à l'énergie d'activation.
- B) La diminution de l'énergie d'activation d'une réaction chimique peut être obtenue par augmentation de la température.
- C) A  $70^\circ\text{C}$ , la valeur de la constante de vitesse de la réaction d'hydrolyse du C est égale à  $0,005 \text{ min}^{-1}$ .
- D) La vitesse d'hydrolyse du C augmente d'un facteur 250 lorsque la température passe de  $25^\circ\text{C}$  à  $70^\circ\text{C}$ .
- E) Si l'on ne tolère que 10% de dégradation du C, la solution peut être maintenue à  $70^\circ\text{C}$  pendant 25 minutes.

## QCM 13 corrigé disponible

La réaction de décomposition des ions hypobromite :  $3 \text{BrO}^- \rightarrow \text{BrO}_3^- + 2 \text{Br}^-$  a une constante de vitesse égale à  $5,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$  à  $25^\circ\text{C}$ . Soit  $[\text{BrO}^-]_0$ , la concentration initiale en  $\text{BrO}^-$ .

- A. Il s'agit d'une réaction élémentaire.
- B. La réaction est d'ordre 2 par rapport à  $\text{BrO}^-$ .
- C. Pour cette réaction la vitesse a pour expression :  $v = k \cdot [\text{BrO}^-]^3$ .
- D. Par intégration de la loi de vitesse, on obtient :  $[\text{BrO}^-]_0 - [\text{BrO}^-] = 3 \cdot k \cdot t$ .
- E. La consommation de 0,3 mole de  $\text{BrO}^-$  conduit à la formation de 0,1 mole de  $\text{BrO}_3^-$ .

## QCM 14 corrigé disponible

On étudie la réaction de décomposition de l'eau oxygénée :  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ , en présence d'un catalyseur, d'ordre 1 par rapport à  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Le temps nécessaire pour que la concentration initiale en eau oxygénée diminue de moitié est égal à 20 minutes. On prendra la minute comme unité de temps.

- A. La vitesse de la réaction de décomposition de l'eau oxygénée s'écrit :  $v = \frac{d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt}$
- B. L'ajout du catalyseur de la réaction a pour effet de diminuer l'enthalpie libre ( $\Delta rG$ ) de la réaction.
- C. L'unité de la constante de vitesse s'exprime en  $\text{min}^{-1}$ .
- D. Le temps au bout duquel 80 % de l'eau oxygénée est décomposée est :  $t = \frac{\ln 5}{k}$  min.
- E. Au bout de 60 mn, la concentration en eau oxygénée sera égale à :  $\frac{[\text{H}_2\text{O}_2]_0}{9}$  mol.L<sup>-1</sup>.

## QCM 15 corrigé disponible

On considère la réaction élémentaire suivante :  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ , pour laquelle les concentrations initiales en A et en B sont identiques.

- A. L'ordre global de la réaction est égal à 2.
- B. La vitesse de cette réaction reste constante jusqu'à la consommation des réactifs
- C. Pour cette réaction, l'intégration de la loi de vitesse donne :  $\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = 2 \cdot k \cdot t$
- D. La représentation graphique de l'inverse de la concentration en A en fonction du temps :  $1/[A] = f(t)$ , correspond à une droite de pente positive.
- E. Pour cette réaction, le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration en réactifs.

## QCM 16 corrigé disponible

Les ions hypochlorite  $\text{ClO}^-$  se décomposent selon la réaction :  $\text{ClO}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{ClO}_3^- + \frac{1}{2} \text{Cl}^-$ . La vitesse de disparition des ions  $\text{ClO}^-$  suit une cinétique du second ordre, dont la constante de vitesse de la réaction  $k$  est égale à  $1.10^{-3} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$ . La concentration initiale en ions hypochlorite est :  $[\text{ClO}^-]_0 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- A. La vitesse de la réaction s'écrit :  $v = k \cdot [\text{ClO}^-]^2$ .
- B. La vitesse de la réaction en fonction de la concentration en ions chlorure  $\text{Cl}^-$  s'écrit :  $v = \frac{2}{3} \frac{d[\text{Cl}^-]}{dt}$ .
- C. Le temps de demi-réaction est égal à  $10^4$  s.
- D. Si l'on double la concentration en ions  $\text{ClO}^-$ , la vitesse de la réaction va être multipliée par 4.
- E. Le temps au bout duquel il ne reste que 20 % des ions  $\text{ClO}^-$  est égal à  $2.10^4$  s.

## Énoncé commun aux QCM 17 et 18

L'étude expérimentale de l'hydrolyse d'une solution commerciale d'un antiseptique A, montre que cette dernière obéit à une cinétique d'ordre global 1.

- À 25°C la constante de vitesse de dégradation est égale à  $2 \cdot 10^{-4}$  u.v.
- Lorsque cette solution est maintenue à 60°C pendant 23 jours, on constate que 50% du principe actif sont hydrolysés.

NB : on utilisera le jour comme unité de temps.

## QCM 17

- A) La vitesse de cette réaction s'écrit  $v = k \cdot [\text{A}]^2$
- B) L'expression de la variation de la concentration en A en fonction du temps est :  $\ln([\text{A}]_0 / [\text{A}]) = k \cdot t$
- C) La relation permettant d'exprimer le temps de demi-réaction d'hydrolyse de A est :  $t_{1/2} = \ln 2 / k$
- D) La relation permettant d'exprimer le temps de demi-réaction d'hydrolyse de A est :  $t_{1/2} = \ln 2 / k$
- E) L'unité de la constante de vitesse de la réaction d'hydrolyse du principe actif peut s'exprimer en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{j}^{-1}$

## QCM 18

- A) A 60°C, la valeur de la constante de vitesse de la réaction d'hydrolyse du principe actif est égale à 0,03 u.v.
- B) A 60°C, au bout de 69 jours, il ne restera plus que 12,5 % de la quantité de principe actif de départ.
- C) La vitesse d'hydrolyse de A diminue d'un facteur 150 lorsque la température passe de 60°C à 25°C
- D) Si l'on ne tolère que 10% de dégradation, à 25°C, cette solution pourra être utilisée au bout d'un an (365 jours).
- E) Au bout d'un an, à 25°C, il restera moins de 90% de la quantité initiale de A.

### QCM 19 corrigé disponible

On considère la réaction élémentaire suivante :  $A + B \rightarrow C + D$

- A. La vitesse de la réaction peut être définie par  $v = -d[C]/dt$
- B. L'ordre partiel par rapport à A est égal à 1
- C. La vitesse de la réaction s'écrit :  $v = k [A] [B]$
- D. Le temps de demi-réaction est :  $t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2 \times k}$
- E. Si l'on augmente la température de la réaction, la valeur de la constante de vitesse va diminuer

### QCM 20 corrigé disponible

On considère la réaction de décomposition de  $N_2O_5$  :



À un instant  $t_1$  donnée, on mesure une vitesse de disparition de  $N_2O_5$  qui est égale à  $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ . On donne :  $\ln 2 = 0,69$

- A. Pour cette réaction on peut écrire :  $-d[N_2O_5]/dt = k \cdot [N_2O_5]$
- B. Pour cette réaction, le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration en  $N_2O_5$ .
- C. Pour cette réaction, le temps de demi-réaction est égal à 345 s.
- D. A l'instant  $t_1$  l'apparition de  $NO_2$  est égale à  $4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ .
- E. A l'instant  $t_1$  La vitesse de la réaction est égale à  $1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$ .

### QCM 21 corrigé disponible

A propos de la cinétique des réactions chimiques, donnez le caractère vrai ou faux de chacune des propositions suivantes :

- A. Dans les cinétiques d'ordre supérieur à zéro, la vitesse d'une réaction augmente quand on augmente la concentration initiale des réactifs.
- B. La vitesse d'une réaction augmente quand la température du milieu réactionnel augmente.
- C. Un catalyseur augmente le rendement d'une réaction.
- D. Un catalyseur agit sur une réaction en augmentant son énergie d'activation.
- E. Un catalyseur permet d'augmenter la constante de vitesse d'une réaction.

### QCM 22 corrigé disponible

On étudie la disparition d'un composé A selon la réaction suivante, effectuée en solution aqueuse :  $A \rightarrow B + C$ . Cette réaction obéit à une cinétique d'ordre global égal à 1.

On part d'une concentration initiale en réactif :  $[A]_0 = 1,6 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

On prendra la minute comme unité de temps.

- A. Pour cette réaction, la constante de vitesse  $k$  a pour unités :  $\text{mol} \cdot L^{-1} \cdot \text{mn}^{-1}$ .
- B. Si l'on double la concentration initiale en A, la vitesse de la réaction sera multipliée par 4.
- C. Si l'on double la concentration initiale en A, le temps de demi-réaction sera divisé par 2.
- D. Au bout d'une durée égale à 3 fois le temps de demi-réaction ( $3 * t_{1/2}$ ), la concentration en réactif  $[A] = 0,2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .
- E. Le temps au bout duquel il ne restera plus que 10% de la concentration initiale en A, est :  $t = \frac{\ln 10}{k}$ .