

**CORRECTION QCM COURS n°7**

« Suivre et modéliser l'évolution temporelle d'un système siège d'une transformation chimique »

En chimie, l'étude cinétique d'une réaction consiste à connaître l'évolution chimique d'une réaction au cours du temps

☒ Vrai

☐ Faux

La vitesse d'une transformation peut être modifiée par: \*

☒ La température

☐ La propreté des béchers

☒ la concentration des produits

☐ la concentration des réactifs

☒ l'utilisation d'un catalyseur

Les 2 facteurs cinétique

Pour évaluer la durée d'une réaction chimique on mesure le temps de 1/2 réaction \*

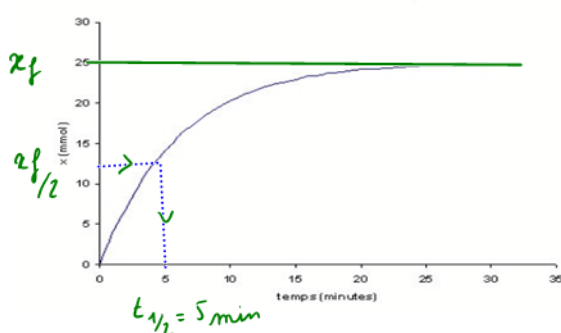
☐ C'est la moitié de la durée totale de la réaction

☒ c'est la durée nécessaire pour que l'avancement atteigne à la moitié de l'avancement final

☐ C'est la moitié de la valeur de l'avancement final.

Pour le système chimique dont le graphique de l'avancement en fonction du temps est le suivant, le temps de demi-réaction vaut approximativement :

Avancement en fonction du temps



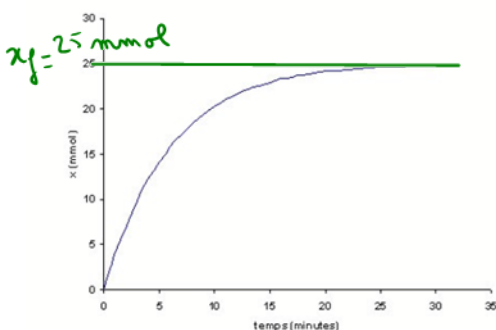
- ☐ 2 min  
☐ 5 min  
☒ 10 min  
☐ 15 min  
☐ 30 min

$$x_f = 25 \text{ mmol}$$

$$\frac{x_f}{2} = 12,5 \text{ mmol}$$

Sur ce même graphe, peut-on dire que: \*

Avancement en fonction du temps



- ☐ l'avancement maximal vaut 25 mmol  
☒ l'avancement final vaut 25 mmol  
☐ le temps de demi-réaction vaut 12,5 mmol  
☐ l'avancement final vaut 5 min  
☐ l'avancement final est égal à l'avancement maximal

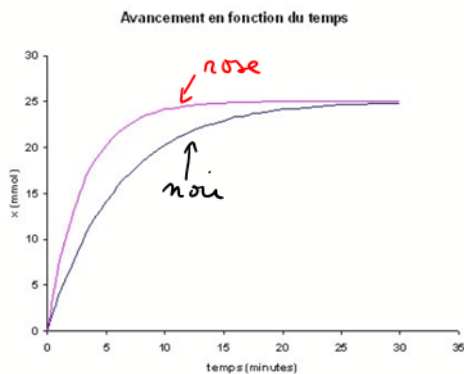


on ne sait pas si la réaction est totale

on ne sait pas si la réaction est totale

donc on ne sait pas si  $x_f = x_{\max}$  ou  $x_f < x_{\max}$

Considérons maintenant un système chimique dans lequel la réaction est totale. On obtient la courbe bleue sur le graphique ci-après. On recommence la réaction en modifiant des paramètres expérimentaux, et on obtient la courbe rose. Quelles ont été les modifications possibles ?



☒ La température a été augmentée.

☐ La température a été diminuée.

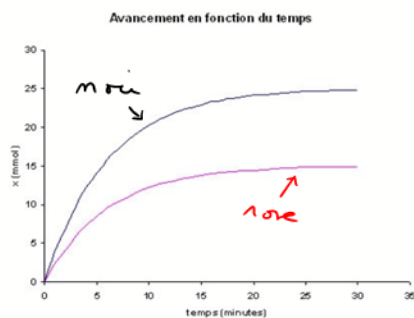
☐ La concentration du réactif limitant a été augmentée.

☒ La concentration du réactif non limitant (en excès) a été augmentée.

☒ On a ajouté un catalyseur.

faut car sinon  $x_f$  serait plus élevée

Reprenons le même système chimique dont la réaction est totale. Comment expliquer le passage de la courbe rose à la courbe bleue ? Quelles ont été les modifications possibles ?



☒ La température a été augmentée.

☐ La température a été diminuée.

☒ La concentration du réactif limitant a été augmentée.

☐ La concentration du réactif non limitant (en excès) a été augmentée.

☒ On a ajouté un catalyseur.

$x_f$  est augmenté

Plus la concentration des réactifs est importante plus la vitesse de la réaction chimique est

☐ faible

☒ élevée

facteur cinétique

Au début de réaction, la vitesse de la transformation est élevée car \*

☐ tous les réactifs sont motivés

quelqu'un a coché cette case !

☒ la probabilité que les réactifs se rencontrent pour former les produits est élevée

Au début la [ ] des réactifs est élevée puis diminue

☐ la probabilité que les réactifs se rencontrent pour former les produits est faible

A la fin de la réaction, la vitesse de transformation est faible car \*

☐ les réactifs sont fatigués

☐ la probabilité que les réactifs se rencontrent pour former les produits est élevée

☒ la probabilité que les réactifs se rencontrent pour former les produits est faible

A la fin de la réaction, les [ ] des réactifs sont faibles donc la vitesse est faible

Un catalyseur (cochez la ou les bonne(s) réponse(s) ) \*

☐ est consommé par la transformation

☒ accélère une réaction

☐ augmente le rendement d'une réaction

☒ n'apparaît pas dans l'équation bilan

☒ diminue le temps de demi-réaction

Si la réaction est accélérée par la présence d'un catalyseur alors  $t_{1/2}$  diminue de catalyseur est consommé puis régénéré. C'est pour cela qu'il n'apparaît pas dans l'équation.

Dans une solution si le catalyseur est un solide et le mélange réactionnel liquide on parle de catalyse

☐ homogène

☒ hétérogène

☐ enzymatique

La vitesse d'une réaction : \*

- ☐ est indépendante de la concentration des réactifs
- ☐ diminue quand la concentration des réactifs augmente
- ☒ augmente quand la concentration des réactifs augmente
- ☐ ne dépend que de la concentration du réactif limitant

facteur cinétique.

Considérons la transformation chimique suivante supposée totale : \*

$S_2O_8^{2-} + H_2O \rightarrow 2 SO_4^{2-} + \frac{1}{2} O_2 + 2 H^+$		
En considérant que l'ion $S_2O_8^{2-}$ est le réactif limitant et que la réaction est d'ordre 1 par rapport à $S_2O_8^{2-}$ , cochez la ou les affirmations correctes		
$V_{d, S_2O_8^{2-}}(t) = -\frac{d[S_2O_8^{2-}]}{dt}$ Affirmation 1	$V_{d, S_2O_8^{2-}}(t) = +\frac{d[S_2O_8^{2-}]}{dt}$ Affirmation 2	$V_{d, S_2O_8^{2-}}(t) = k \times t$ Affirmation 3
$[S_2O_8^{2-}]_{(t)} = [S_2O_8^{2-}]_0 \times e^{-k \times t}$ Affirmation 4	$\frac{d[S_2O_8^{2-}]}{dt} = -k \times [S_2O_8^{2-}]_{(t)}$ Affirmation 5	

Par définition :

$$v_{d, S_2O_8^{2-}} = - \frac{d[S_2O_8^{2-}]}{dt} \quad (1)$$

↑  
réactif.

Par définition, si la réaction est d'ordre 1 par rapport à un réactif  $S_2O_8^{2-}$  alors

la vitesse est proportionnelle à la concentration de ce réactif.

$$v_{d, S_2O_8^{2-}} = k[S_2O_8^{2-}] \quad (2)$$

En combinant les équations (1) et (2),  $v_{d, S_2O_8^{2-}} = - \frac{d[S_2O_8^{2-}]}{dt} = k \times [S_2O_8^{2-}]$

donc l'affirmation 5 est correcte :  $\frac{d[S_2O_8^{2-}]}{dt} = -k \times [S_2O_8^{2-}]$

Quelle est l'expression de la  $[S_2O_8^{2-}]$  en fonction du temps ?

Résolution de l'équation appelée équation différentielle

$$\frac{d[S_2O_8^{2-}]}{dt} = -k[S_2O_8^{2-}]$$

$$\Rightarrow \frac{d[S_2O_8^{2-}]}{[S_2O_8^{2-}]} = -k \times dt$$

$$\int \frac{d[S_2O_8^{2-}]}{[S_2O_8^{2-}]} = -k \times \int dt \quad \leftarrow \text{intégrale}$$

$$\int \frac{u'}{u} = [\ln u]$$

⇒ la résolution permet d'écrire

$$[S_2O_8^{2-}] = A \times e^{-k \times t}$$

où A est une constante : À  $t=0$ ,  $[S_2O_8^{2-}]_{t=0} = [S_2O_8^{2-}]_0 = A \times e^{-k \times 0}$

$$e^0 = 1 \Rightarrow A = [S_2O_8^{2-}]_0$$

donc l'affirmation 4 est correcte  $[S_2O_8^{2-}] = [S_2O_8^{2-}]_0 \times e^{-k \times t} \quad (3)$

Vous savez que sur une égalité vous pouvez faire ce que vous voulez sur le membre de gauche tant que vous le faites sur le membre de droite.

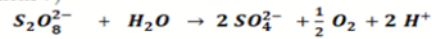
On prend donc l'intégrale à gauche et à droite

Suite de la question précédente ... \*

Continuons avec la même réaction que la question précédente d'ordre 1 par rapport à  $S_2O_8^{2-}$ , cochez la ou les

Affirmations correctes à  $t = t_{1/2}$

(réfléchir dans l'ordre des affirmations !)



à  $t = t_{1/2}$

$[S_2O_8^{2-}]_{t_{1/2}} = \frac{[S_2O_8^{2-}]_0}{2}$	$\frac{[S_2O_8^{2-}]_0}{2} = [S_2O_8^{2-}]_0 \times e^{-k \times t_{1/2}}$
Affirmation 1 <i>juste</i>	Affirmation 2 <i>juste</i>
$e^{-k \times t_{1/2}} = \frac{1}{2}$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
Affirmation 3 <i>juste</i>	Affirmation 4 <i>juste</i>

$t_{1/2}$  est la durée nécessaire pour que l'avancement  $v$  de la réaction atteigne la moitié de l'avancement final.

$$\text{donc à } t = t_{1/2} \quad [S_2O_8^{2-}]_{t_{1/2}} = \frac{[S_2O_8^{2-}]_0}{2}$$

D'après la relation (3)

$$[S_2O_8^{2-}]_{t_{1/2}} = \frac{[S_2O_8^{2-}]_0}{2} = [S_2O_8^{2-}]_0 \times e^{-k \times t_{1/2}}$$

$$\Rightarrow \frac{1}{2} = e^{-k \times t_{1/2}}$$

$$\Rightarrow \ln \frac{1}{2} = \ln(e^{-k \times t_{1/2}})$$

$$\Rightarrow \ln 1 - \ln 2 = -k \times t_{1/2}$$

$$\Rightarrow -\ln 2 = -k \times t_{1/2}$$

$$\Rightarrow k t_{1/2} = \ln 2$$

$$\Rightarrow t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} \quad (4)$$

Toutes les affirmations sont donc correctes.

En conclusion, l'affirmation ci-dessous est-elle correcte ? \*

Le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  ne dépend pas de la concentration initiale  $[S_2O_8^{2-}]_0$  dans le cas d'une réaction d'ordre 1 par rapport à lui.

D'après la relation (4); le temps de demi-réaction  $t_{1/2}$  ne dépend pas de la concentration initiale  $[S_2O_8^{2-}]_0$  dans le cas d'une réaction d'ordre 1

