

I. Evolution d'un système chimique

L'étude de la vitesse d'évolution des systèmes chimiques s'appelle la

1. La durée d'une réaction chimique est le temps que met le système pour passer de son état initial à son état final (où il n'y a plus d'évolution perceptible).

2. Réactions lentes ou rapides

- Une réaction est lente si l'observateur peut suivre sa progression dans le temps (à l'oeil nu ou à l'aide d'instruments de mesure).
- Si la réaction se produit durant un temps trop court pour qu'on puisse étudier sa progression, on parle de réaction rapide.

☞ ex.1

Rq : le suivi de l'évolution d'une réaction chimique peut se faire selon différentes méthodes :

- à l'œil nu si des espèces colorées sont en jeu, ou s'il se forme un précipité ou un dégagement gazeux
- par colorimétrie (ou spectrophotométrie) pour les espèces chimiques colorées
- par conductimétrie pour des espèces chimiques ioniques
- par pHmétrie pour des espèces chimiques acido-basiques
- par CCM : chromatographie sur couche mince (voir le TP n°15 : suivi par CCM)

☞ ex.2

3. Temps de demi-réaction

On l'utilise comme critère permettant de déterminer si une réaction est plus ou moins rapide.

Définition :

.....
.....
.....

Plus une réaction est rapide, plus son temps de demi-réaction est

☞ ex.3 et 4

II. Facteurs cinétiques

Les facteurs cinétiques sont les facteurs qui influencent l'évolution temporelle d'un système chimique.

1. La température : plus la température est élevée, plus l'évolution est

(on chauffe pour augmenter la vitesse des réactions en synthèse organique ; on refroidit au réfrigérateur ou au congélateur les aliments afin de ralentir les réactions de dégradations des aliments)

☞ ex.5

2. La concentration initiale des réactifs : plus elle est élevée, plus la réaction est

3. L'état de division d'un réactif solide : plus il est divisé, plus la réaction est

4. La nature du solvant : certains solvants, sans intervenir dans le bilan de la réaction, peuvent la rendre plus rapide (soit en facilitant la rupture des liaisons chimiques, soit en permettant de mettre en contact des réactifs peu miscibles entre eux).

5. Les catalyseurs :

Définition :

.....
.....
.....
.....
.....

On distingue deux types de catalyse :

- : le catalyseur et les réactifs forment une seule phase
- : le catalyseur et les réactifs forment deux phases distinctes
- Dans les milieux biologiques, les enzymes peuvent jouer le rôle de catalyseur. On parle de catalyse Une enzyme catalyse une seule réaction chimique : on dit qu'elle est

Ex.1 : On étudie deux réactions :

réaction lente : entre les ions permanganate (MnO_4^-) et l'acide oxalique ($H_2C_2O_4$),

réaction rapide: entre les ions permanganate (MnO_4^-) et les ions fer II (Fe^{2+}).

Ecrire les équations de ces réactions.

On donne les demi-équations électroniques associées aux couples oxydant/réducteur en jeu.

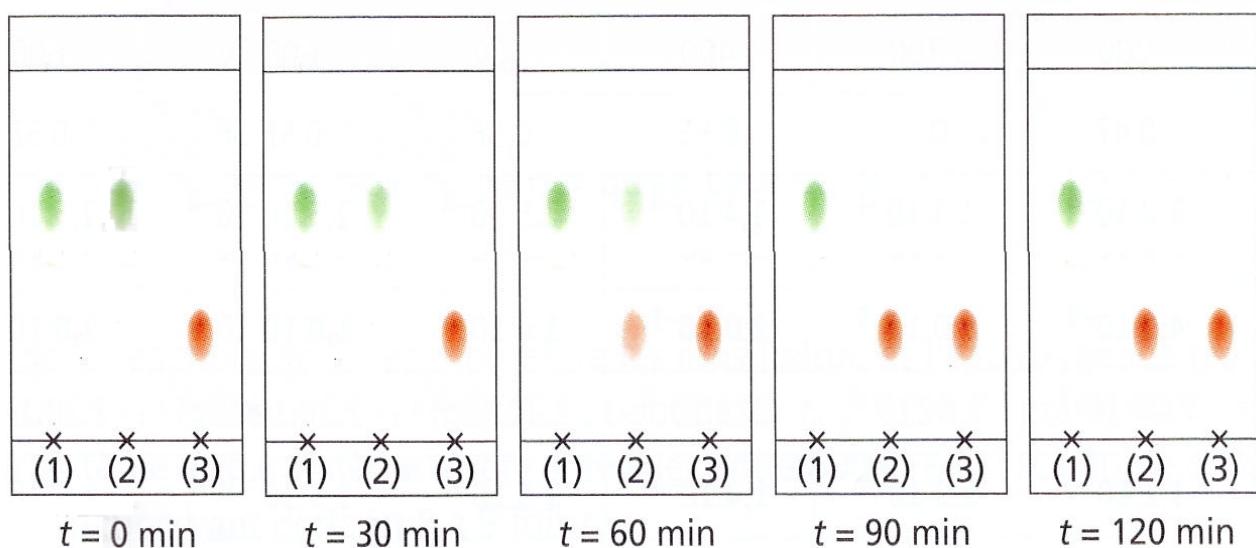
Couple : MnO_4^- / Mn^{2+} demi-équation : $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4 H_2O$

Couple : $CO_2 / H_2C_2O_4$ demi-équation : $2 CO_2 + 2H^+ + 2e^- = H_2C_2O_4$

Couple : Fe^{3+} / Fe^{2+} demi-équation : $Fe^{3+} + e^- = Fe^{2+}$

Ex.2 : On réalise le suivi de l'évolution temporelle de la réaction chimique entre le dibrome et la fluorescéine par CCM. Sur chaque plaque, on effectue 3 dépôts : (1) fluorescéine, (2) mélange réactionnel prélevé à la date indiquée, (3) éosine.

1. Pourquoi les chromatogrammes montrent que le mélange de fluorescéine et de dibrome a réagi pour donner de l'éosine ?
2. Estimer la durée de la réaction.



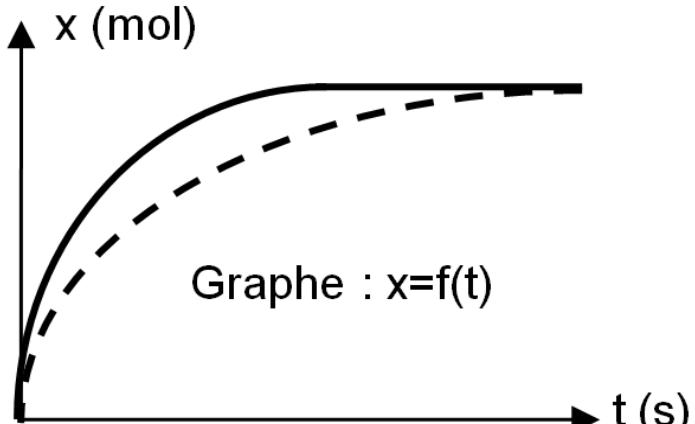
Ex.5 : Le graphique ci-contre représente

l'évolution de l'avancement x d'une réaction au cours du temps, à deux températures différentes :

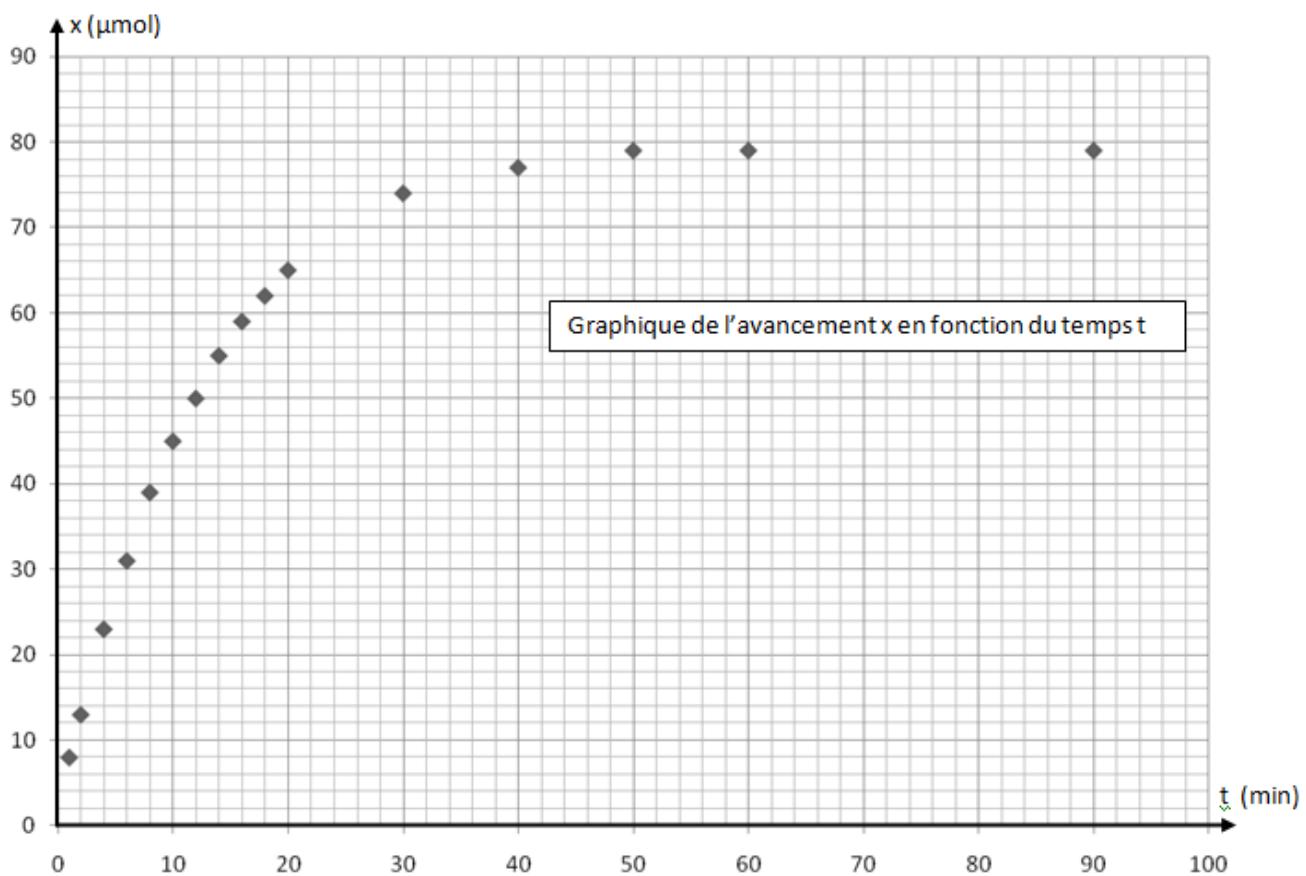
$T_1 < T_2$.

Associer à chaque courbe sa température.

Justifier.



Ex.3 : Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction.



Ex.4 : La réaction de combustion du butane (C_4H_{10}) dans le dioxygène conduit à la formation de dioxyde de carbone et d'eau.

On introduit 0,50 mol de butane et 0,60 moles de dioxygène. Dresser le tableau d'avancement de la réaction et déterminer le réactif limitant ainsi que l'avancement maximal.

Equation :	$\dots \dots \dots C_4H_{10} + \dots \dots O_2 \rightarrow \dots \dots C_2O + \dots \dots H_2O$				
	Quantités de matière en mol				
Etat initial	$x = 0$				
En cours	x				
Etat maximal	$x_M =$				