

CHAPITRE 18 : CINETIQUE ET CATALYSE

I. Evolution des quantités de matière

1. DEFINITIONS

Certaines réactions chimiques sont **lentes**. D'autres sont plus **rapides**, on voit l'évolution à l'œil nu et d'autres sont encore plus **rapides**, elles paraissent **instantanées**.

- Une transformation est dite **lente** si **l'expérimentateur peut apprécier à l'œil nu, ou avec un appareil de mesure courant** (spectrophotomètre, manomètre,...), l'évolution d'un paramètre physique (couleur, pression d'un gaz...) du système.
- Une transformation est dite **rapide** si sa durée n'excède pas **1/10 s**, soit la durée de la persistance rétinienne.

Temps d'une réaction chimique : c'est la durée qu'il faut attendre **pour que les réactifs limitants soient épuisés**.

Expérimentalement, la détermination du temps d'une réaction chimique est plus compliquée.

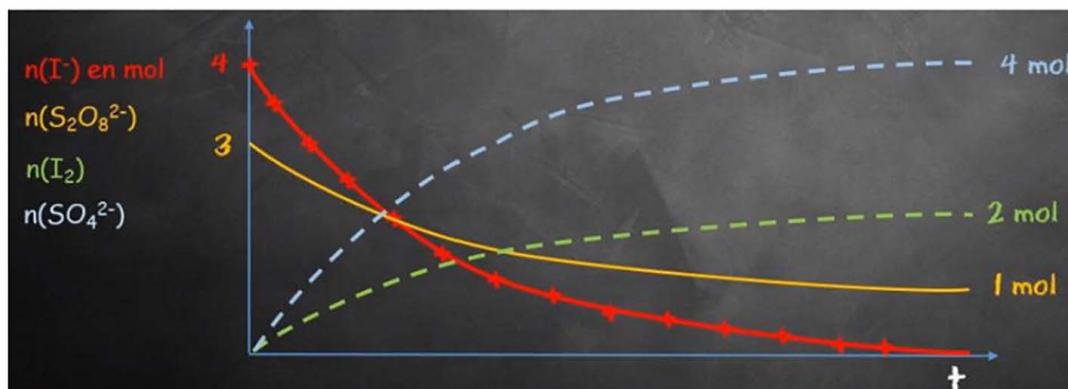
2. TEMPS DE DEMI-REACTION

On prend en exemple la réaction des ions iodure I^- et des ions peroxydisulfate $S_2O_8^{2-}$

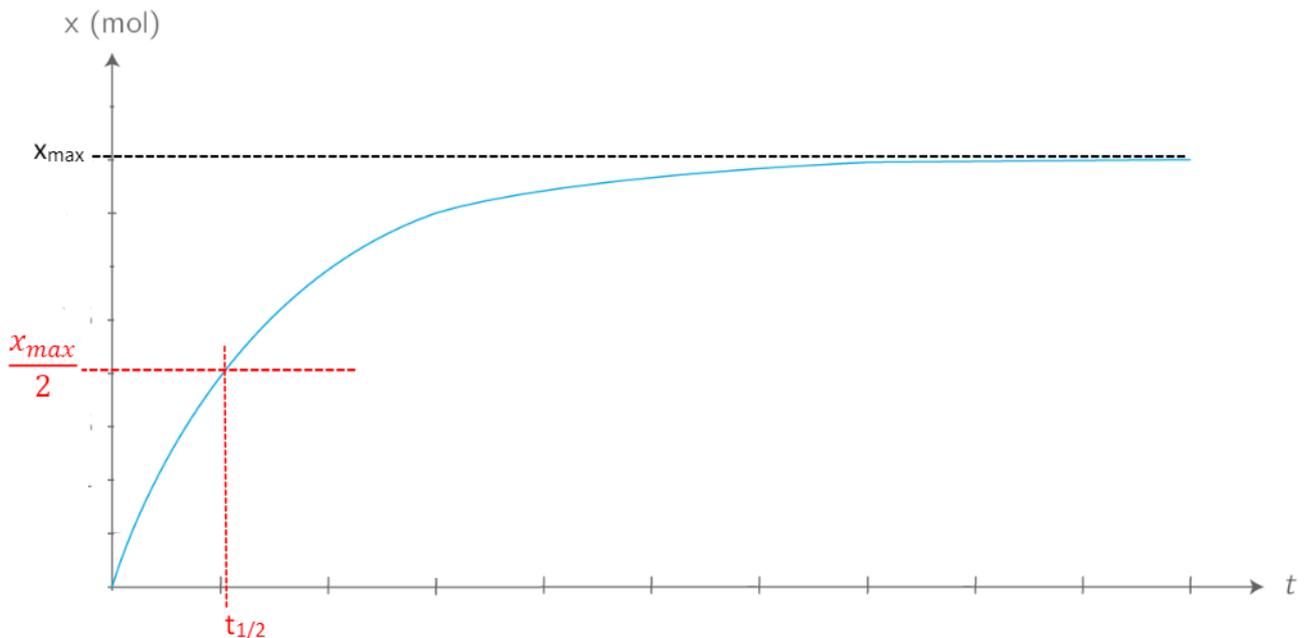
On fait un suivi avec un tableau d'avancement

		$2I^-$	+	$S_2O_8^{2-}$	\rightarrow	I_2	+	$2SO_4^{2-}$
Etat du système	avancement	Quantité de matière en mole						
Etat initial	0	4		3		0		0
En cours	X	$4-2x$		$3-x$		x		$2x$
Etat final	x_{max}	0		1		2		4

Evolution des quantités des matières en fonction du temps :



Evolution de l'avancement en fonction du temps :



La fin étant difficile à déterminer, on va déterminer $\frac{x_{max}}{2}$

Ce qui caractérise la durée d'une réaction chimique, c'est le **temps de demi-réaction**, $t_{1/2}$.

Temps de demi-réaction : c'est le temps pour lequel x est égal à $\frac{x_{max}}{2}$

3. SUIVI TEMPOREL D'UNE REACTION CHIMIQUE

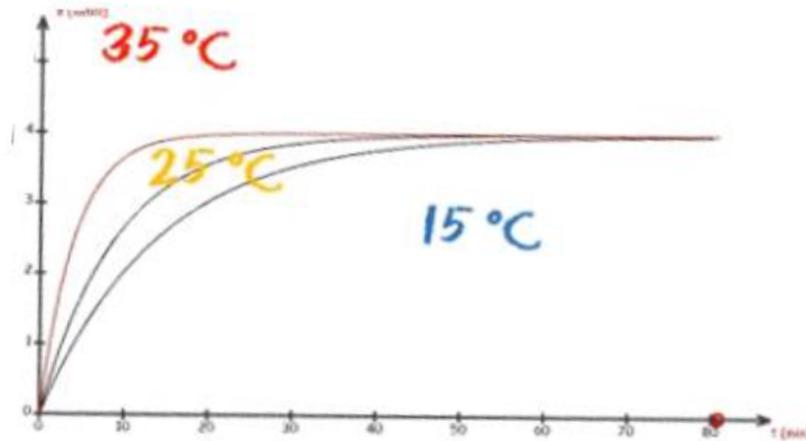
Principe : on cherche à déterminer expérimentalement la relation existant entre l'avancement x du système et le temps t .

- **Méthode qualitative** : Suivi par CCM (Chromatographie sur couche mince) de la disparition d'un réactif et/ou de l'apparition d'un produit de réaction **voir Activité 1**
- **Méthode quantitative** : mesure de l'évolution de la concentration d'un réactif R ou d'un produit de réaction P. Ces concentrations peuvent être mesurées par différentes méthodes :
 - **Méthode chimique** : On mesure directement par **titrage** l'évolution de la concentration d'un réactif ou d'un produit de réaction en fonction du temps.
 - 1) on effectue le mélange des réactifs
 - 2) à intervalle de temps régulier on prélève une partie du mélange, qu'on refroidit brutalement pour arrêter la réaction. Cette manipulation est appelée **une trempe**.
 - 3) on dose l'échantillon prélevé avec une autre espèce chimique.
 - **Méthode physique** : On mesure l'évolution d'une grandeur physique liée à la concentration d'un réactif ou d'un produit de réaction en fonction du temps.
 - **l'absorbance au cours du temps $A(t)$** , TP n°2 : dans le cas où la concentration d'une espèce chimique colorée varie au cours du temps : **spectrophotométrie**
 - **la conductivité $\sigma(t)$ au cours du temps**, dans le cas où la concentration d'un ou plusieurs ions varient au cours du temps : **conductimétrie**.
 - **la pression du mélange réactionnel $P(t)$** , cas où la quantité de matière de gaz varie au cours du temps : **manométrie**

→ le volume de gaz produit $V(t)$, cas où la quantité de matière de gaz varie au cours du temps : **volumétrie**. Ex 26 p 279

II. Facteurs cinétiques

4. INFLUENCE DE LA TEMPERATURE



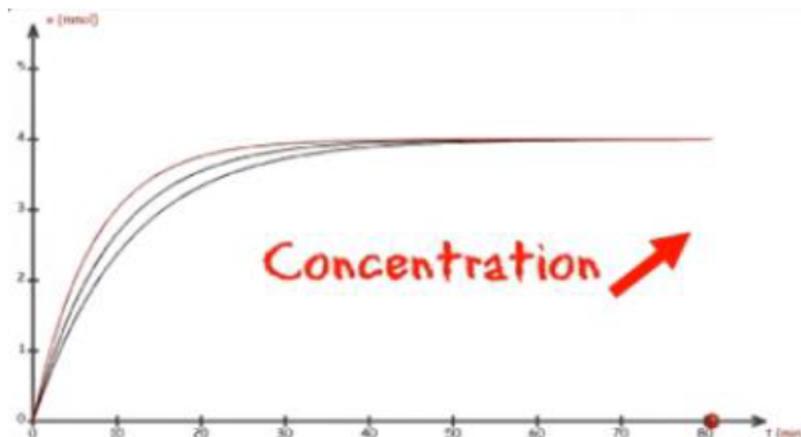
La température augmente la **vitesse** d'une réaction chimique car lorsque la température est plus forte, il y a plus d'**agitation thermique** donc il y a plus de **chocs**, donc plus de **rencontres** entre les réactifs.

La température est un facteur cinétique, elle permet de faire varier la vitesse d'une réaction chimique.

Si on veut diminuer les réactions chimiques : on va baisser la température.

Si on veut des réactions rapides : on va chauffer.

5. INFLUENCE DE LA CONCENTRATION EN REACTIFS



La concentration est un autre facteur cinétique.

6. AUTRES FACTEURS CINÉTIQUES

La surface de contact : Dans le cas d'un réactif solide, plus la surface de contact avec les autres réactifs est grande, plus la réaction sera rapide.

Conséquence : Pour augmenter la vitesse d'une réaction mettant en jeu un solide, on utilise ce dernier sous forme de poudre finement divisée (on augmente ainsi la surface de contact disponible)

La nature du solvant : Le solvant est le lieu de la réaction. Il peut favoriser ou défavoriser la rencontre des réactifs. Le choix du solvant peut donc influencer la vitesse de réaction.

L'éclairement : l'exposition à la lumière peut dans certains cas augmenter la vitesse d'une réaction chimique ; on parle de réaction photosensible. Exemple : la synthèse chlorophyllienne.

III. La catalyse

Un **catalyseur** est une espèce chimique qui **accélère la réaction sans être consommé**.

1) DIFFERENTS TYPES DE CATALYSES

On distingue 3 types de catalyse :

La catalyse homogène: le catalyseur est dans la **même phase** que le milieu réactionnel.

Le catalyseur **modifie les étapes** permettant de passer des réactifs aux produits. Il permet, par exemple, de remplacer une réaction lente par 2 rapides.

La catalyse hétérogène: le catalyseur n'est pas dans **la même phase** que le milieu réactionnel. La **surface** du catalyseur est très importante : plus elle sera **grande** et plus la catalyse sera efficace.

La catalyse enzymatique: les réactions biochimiques sont **catalysés** par des macromolécules organiques appelées **enzymes**. Ce sont des protéines élaborées par les systèmes vivants et présentant des cavités appelées **sites actifs**. C'est dans ces sites que les réactifs se fixent pour agir.

Presque toutes les réactions **biochimiques** sont **catalysées**.

Un catalyseur est **sélectif** : son action est **spécifique**.

Exemple : l'évolution de l'éthanol lors de son chauffage dépend du catalyseur utilisé :

En présence de cuivre (catalyseur), l'éthanol subit une déshydrogénation :



En présence d'alumine (oxyde d'aluminium Al_2O_3) il subit une déshydratation :

