

Cours chimie 4 <sup>ème</sup>	Evolution d'un système chimique au cours d'une réaction chimique La vitesse d'une réaction chimique	Lycée Soukrine Teboulba Prof : BEN KAHLA JAWHER
----------------------------------	---	--

### Introduction:

Un **système** est une portion de l'univers séparée par des frontières réelles ou fictives bien définies.

Une **transformation chimique** est tout processus au cours duquel sont modifiées les quantités de matière de certains ou de tous les constituants du système où elle se déroule, donnant lieu ainsi à l'apparition de nouveaux constituants.

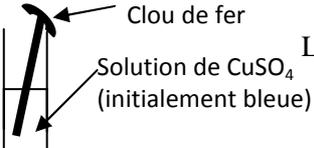
L'étude de l'évolution temporelle des systèmes chimiques constitue **la cinétique chimique**.

### I- Transformation lente - transformation rapide:

**Question :** La transformation d'un système chimique est-elle toujours rapide ?

#### Expériences et observations:

- ❖ Dans le cas de certaines réactions de précipitation, on ne peut pas observer l'évolution de la réaction à l'œil. La formation du précipité se fait instantanément (Sa durée est inférieure à la seconde.).
- ❖ Dans le cas de réactions acide-base, on ne peut pas observer l'évolution de la réaction à l'œil. (Le BBT vire rapidement).
- ❖ Pour la réaction des ions iodures  $I^-$  avec les ions peroxydisulfate  $S_2O_8^{2-}$ , On peut observer l'évolution de la transformation grâce au changement de teinte de la solution, au cours du temps, la solution contenue dans le bécher prend une teinte jaune-brune **de plus en plus** intense. (La réaction est lente.)

- ❖  Clou de fer  
Solution de  $CuSO_4$   
(initialement bleue)
- La décoloration de la solution de sulfate de fer (II) et la formation de dépôt rouge brique de cuivre se font progressivement ( en quelques minutes) ;  
Il s'agit d'une réaction lente.

#### Définitions:

- ❖ **Une transformation chimique est dite lente si on peut suivre son évolution à l'aide de nos sens ou avec des techniques habituelles de mesures.**
- ❖ **Une transformation chimique est dite rapide si sa durée d'évolution est inférieure à la réponse de nos sens (la persistance rétinienne) ou des appareils usuelles utilisés pour la suivre.**
- ❖ **Remarques :**
  - **La durée d'une réaction veut dire : la durée d'évolution du système entre l'état initial et l'état final.**
  - Une transformations chimique est lente si sa durée est de l'ordre de quelques secondes à plusieurs minutes. On peut observer l'évolution de la réaction.
  - On parle aussi, des transformations extrêmement lentes ou infiniment lentes. Une réaction est infiniment lente si sa durée est de l'ordre de plusieurs jours à plusieurs semaines. On ne peut pas observer l'évolution de la réaction à l'œil.
  - Chaque système chimique évolue donc à une certaine vitesse.

### II- La vitesse d'une réaction:

#### 1) Correction de l'activité : (voir l'énoncé dans le fichier activité)



## 2) La vitesse moyenne :

**Définition :** Entre deux instants  $t_1$  et  $t_2$ , la **vitesse moyenne d'une réaction chimique**, notée  $\vartheta_{\text{moy}}(t_1, t_2)$ , est une grandeur qui renseigne sur la variation de son avancement  $x$ , dans l'intervalle de temps  $[t_1, t_2]$ , par unité de temps.

Elle est modélisée par :  $\vartheta_{\text{moy}}(t_1, t_2) = \frac{x(t_2) - x(t_1)}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta x}{\Delta t}$

### Remarques :

- La vitesse moyenne d'une réaction chimique est une grandeur positive qui s'exprime dans le S.I. en  $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$  (selon l'énoncé de l'exercice).
- Pour la détermination graphique de la vitesse moyenne, voir l'activité précédente.
- L'avancement volumique  $y$  est donné par la relation :  $y = \frac{x}{V}$  (en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ), avec  $V$  est le volume de milieu réactionnel.
- A volume  $V$  constant (et les constituants constituent une seule phase), la **vitesse volumique moyenne** est modélisée par  $\vartheta_{V \text{ moy}}(t_1, t_2) = \frac{1}{V} \vartheta_{\text{moy}}(t_1, t_2)$  signifie  $\vartheta_{V \text{ moy}}(t_1, t_2) = \frac{y(t_2) - y(t_1)}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta y}{\Delta t}$  ou encore  $\vartheta_{V \text{ moy}}(t_1, t_2) = \frac{1}{V} \frac{\Delta x}{\Delta t}$  ; Elle s'exprime dans le S.I. en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  (selon l'énoncé de l'exercice).

## 3) La vitesse instantanée :

**Définition :** La vitesse instantanée d'une réaction chimique à un instant de date  $t_1$ , notée  $\vartheta(t_1)$ , est la limite vers laquelle tend la vitesse moyenne de la réaction entre les instants de dates  $t_1$  et  $t_2$  lorsque  $t_2$  tend vers  $t_1$ .

Elle est modélisée par :  $\vartheta(t_1) = \lim_{t_2 \rightarrow t_1} \vartheta_{\text{moy}}(t_1, t_2) = \lim_{t_2 \rightarrow t_1} \frac{x(t_2) - x(t_1)}{t_2 - t_1}$

**Autre définition :** La vitesse instantanée d'une réaction chimique à une date  $t$ , notée  $\vartheta(t)$ , est la dérivée de l'avancement  $x$  à cette date :  $\vartheta(t) = \left(\frac{dx}{dt}\right)_t$ .

### Remarques :

- Ou encore  $\vartheta(t_1) = \left(\frac{dx}{dt}\right)_{t=t_1}$ .
- La vitesse instantanée d'une réaction chimique est une grandeur positive qui s'exprime dans le S.I. en  $\text{mol} \cdot \text{s}^{-1}$  (selon l'énoncé de l'exercice).
- Pour la détermination graphique de la vitesse moyenne, voir l'activité précédente.
- La vitesse instantanée est dite aussi la vitesse.
- A volume  $V$  constant (et les constituants constituent une seule phase), la **vitesse volumique instantanée** à une date  $t_1$  est modélisée par  $\vartheta_V(t_1) = \frac{1}{V} \vartheta(t_1)$  signifie  $\vartheta_V(t_1) = \left(\frac{dy}{dt}\right)_{t=t_1}$  ou encore  $\vartheta_V(t_1) = \frac{1}{V} \left(\frac{dx}{dt}\right)_{t=t_1}$  ; Elle s'exprime dans le S.I. en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$  (selon l'énoncé de l'exercice).

## 4) Autres expressions de la vitesse d'une réaction :

L'équation		a A + b B $\longrightarrow$ c C + d D			
Etat de système	Avancement	Quantités de matières ( en mol )			
Etat initial (t = 0)	0	$n_{0A}$	$n_{0B}$	0	0
Etat intermédiaire t	X	$n_A = n_{0A} - a x$	$n_B = n_{0B} - b x$	$n_C = c x$	$n_D = d x$
Etat final t <sub>f</sub>	X <sub>f</sub>	$n_{fA} = n_{0A} - a x_f$	$n_{fB} = n_{0B} - b x_f$	$n_{fC} = c x_f$	$n_{fD} = d x_f$

**Activité :** On désigne par  $n(A)$ ,  $n(B)$ ,  $n(C)$  et  $n(D)$  respectivement les quantités de matières de A, B, C et D à un instant  $t$  ;

Montrer que :  $\vartheta(t) = -\frac{1}{a} \frac{dn(A)}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{dn(B)}{dt} = \frac{1}{c} \frac{dn(C)}{dt} = \frac{1}{d} \frac{dn(D)}{dt}$ .

**Correction de l'activité :**

**Activité :** On désigne par  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$  et  $[D]$  respectivement les molarités des entités A, B, C et D à un instant  $t$  ;

Montrer que :  $\vartheta_V(t) = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$ .

**Remarques :** tableau d'avancement volumique :

L'équation		a A	+	b B	→	c C	+	d D
<b>Etat de système</b>	Avancement volumique	<b>Concentrations ( en mol.L<sup>-1</sup> )</b>						
Etat initial (t = 0)	0	[A] <sub>0</sub>		[B] <sub>0</sub>		0		0
Etat intermédiaire t	y	[A] = [A] <sub>0</sub> - a y		[B] = [B] <sub>0</sub> - b y		[C] = c y		[D] = d y
Etat final t <sub>f</sub>	y <sub>f</sub>	[A] <sub>f</sub> = [A] <sub>0</sub> - a y <sub>f</sub>		[B] <sub>f</sub> = [B] <sub>0</sub> - b y <sub>f</sub>		[C] <sub>f</sub> = c y <sub>f</sub>		[D] <sub>f</sub> = d y <sub>f</sub>

La molarité  $[A] = \frac{n_{A \text{ présents}}}{V}$  (V : est le volume de milieu réactionnel.)

**Correction de l'activité :**

**Exercice d'application :**

On attaque 2g de limaille de zinc par un volume  $V_1 = 15 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl de concentration molaire  $C_1 = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$  ; il se dégage un gaz qui détonne en présence d'une flamme. On suit l'évolution du système au cours du temps en mesurant le volume de dihydrogène dégagé à température et pression

constantes pour lesquelles le volume molaire des gaz est  $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ . Les résultats obtenus ont permis de représenter la courbe ci-contre ;  $Zn = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- Calculer les quantités de matières initiales des réactifs
- Dresser le tableau descriptif d'évolution du système.
- Préciser le réactif limitant.
- Déterminer l'expression de la vitesse instantanée de la réaction en fonction de  $V(\text{H}_2)$ .

2/ Calculer la vitesse de la réaction à l'instant de date  $t_1 = 50 \text{ s}$ .

