



**UNIVERSITE D'ORAN DES SCIENCES ET DE LA
TECHNOLOGIE «MOHAMED BOUDIAF»**

Faculté de Chimie - Département Génie des Procédés

Travaux Pratiques Cinétiques Chimique

**Destiné aux étudiants de 2^{ème} année Génie des Procédés (GP)
Semestre 4**

**TP N° 01 : les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction
chimique.**

**Responsable de TP Cinétique Chimique : Difallah.O
L'équipe de TP (Merabet F., Belhadj F., Zidane L., Chaida F., Oussadi K.)**

2024/2025

1. Objectifs :

L'objectif du TP est d'étudier les paramètres (appelés facteurs cinétiques) qui agissent sur la rapidité d'évolution d'un système chimique.

2. Etude des facteurs cinétiques :

Nous savons qu'une transformation chimique résulte de chocs efficaces entre les réactifs en jeu. Plus le nombre de chocs efficaces par unité de temps est grand, plus la transformation est rapide.

Les facteurs cinétiques sont des paramètres variables, se sont des facteurs influant sur la vitesse d'une transformation chimique tel que la température, la concentration des réactifs la pression, la nature du solvant, l'intensité lumineuse (UV ou visible) , surface de contact: Dans les réactions hétérogènes (comme solide-liquide) etc....

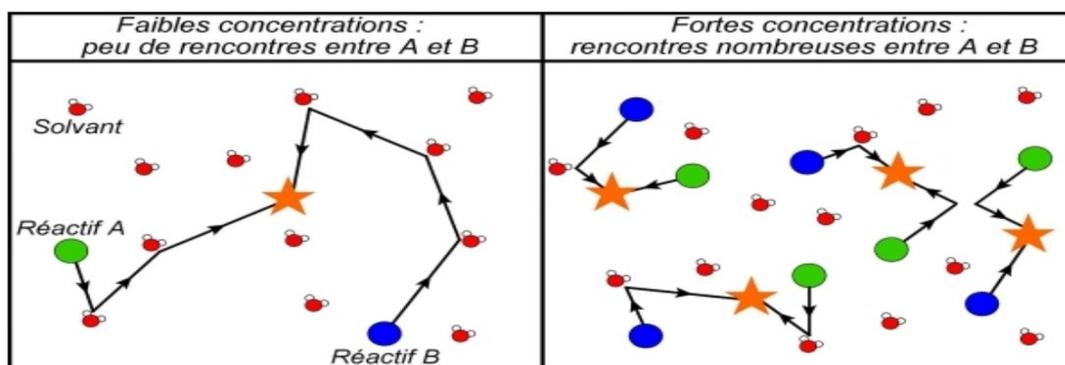
A-La concentration des réactifs :

Elle joue un rôle crucial dans la détermination de la vitesse d'une réaction chimique. Voici les principaux points à considérer :

*Théorie des collisions

La théorie des collisions explique que pour qu'une réaction chimique se produise, les particules de réactif doivent entrer en collision. Une augmentation de la concentration des réactifs entraîne une augmentation du nombre de particules disponibles dans un volume donné, ce qui augmente la fréquence des collisions entre elles (**tableau1**). Par conséquent, plus il y a de collisions efficaces, plus la vitesse de réaction est élevée.

Tableau 1 : influence de la concentration sur la vitesse de réaction



***Relation entre concentration et vitesse de réaction :**

Vitesse proportionnelle: En général, la vitesse de réaction est proportionnelle à la concentration des réactifs. Par exemple, dans une réaction d'ordre un, la vitesse est directement proportionnelle à la concentration d'un réactif spécifique. Si cette concentration double, la vitesse de réaction double également.

Loi de vitesse : La loi de vitesse d'une réaction peut être exprimée mathématiquement par l'équation :

$$V = k[A]^m[B]^n$$

où V est la vitesse de réaction, k est la constante de vitesse, et m et n sont les ordres de réaction par rapport aux réactifs A et B respectivement. Ces ordres sont déterminés expérimentalement et peuvent varier selon le type de réaction.

Tableau récapitulatif des ordres de réaction et la forme de la vitesse :

Ordre de réaction	Expression de la vitesse	Unité de k	Graphe représentatif	Temps de demi-réaction $t_{1/2}$
0 (ordre zéro)	$v = k$	$\text{mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$	[A] en fonction de t (linéaire)	$[A]_0 / 2k$
1 (ordre un)	$v = k[A]$	s^{-1}	$\ln[A]$ en fonction de t (linéaire)	$\ln(2) / k$
2 (ordre deux)	$v = k[A]^2$ ou $v = k[A][B]$	$\text{L.mol}^{-1}.\text{s}^{-1}$	$1/[A]$ en fonction de t (linéaire)	$1 / (k[A]_0)$
3 (ordre trois)	$v = k[A]^3$ ou $v = k[A]^2[B]$ ou $v = k[A][B][C]$	$\text{L}^2.\text{mol}^{-2}.\text{s}^{-1}$	$1/[A]^2$ en fonction de t (linéaire)	$1 / (2k[A]^2_0)$

B. La température :

La température est un facteur clé qui influence la vitesse des réactions chimiques. Voici les principaux aspects à considérer :

*** Augmentation de l'énergie cinétique :**

Lorsque la température d'un système augmente, les particules réactives acquièrent plus d'énergie cinétique. Cela se traduit par une augmentation de leur vitesse de mouvement, ce qui accroît la fréquence des collisions entre les molécules. En conséquence, le nombre de collisions efficaces, c'est-à-dire celles qui conduisent à une réaction chimique, augmente également.

*** Loi d'Arrhenius :**

La relation entre la température et la constante de vitesse d'une réaction est souvent décrite par la loi d'Arrhenius, qui stipule que :

$$K = A e^{-(E_a)/(RT)}$$

où :

- **k** est la constante de vitesse,
- **A** est le facteur préexponentiel,
- **E_a** est l'énergie d'activation,
- **R** est la constante des gaz,
- **T** est la température en Kelvin.

Cette équation montre que même une petite augmentation de la température peut entraîner une augmentation significative de la constante de vitesse, car l'exponentielle décroît rapidement avec l'augmentation de T.

*** Effet empirique :**

Empiriquement, il a été observé qu'une augmentation de 10°C peut doubler la vitesse de réaction pour de nombreuses réactions chimiques à température ambiante. Ce phénomène souligne l'importance de la température dans le contrôle des vitesses réactionnelles.

C. la nature du solvant :

Le solvant joue un rôle essentiel dans la dissolution des réactifs. Un solvant efficace permet une meilleure dissolution des solutés, augmentant ainsi leur concentration dans le milieu réactionnel. Plus la concentration est élevée, plus la vitesse de réaction est généralement rapide, car cela favorise une augmentation des collisions entre les particules réactives.

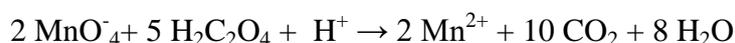
Les interactions entre les particules réactives peuvent affecter la vitesse de réaction :

- Interactions favorables: Un solvant qui favorise le contact entre les réactifs peut accélérer la réaction.
- Interférences : À l'inverse, un solvant qui empêche le contact entre réactifs peut ralentir la réaction.

Partie pratique

On se propose ici de réaliser des expériences dans le but de montrer l'influence de ces facteurs sur la vitesse des transformations chimiques. on étudiera trois facteurs qui sont la température, la concentration des réactifs et la nature du solvant.

Cette étude se fera autour de la réaction entre les ions permanganate MnO_4^- et l'acide oxalique $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ dont l'équation de réaction est :



Toutes les espèces intervenant dans cette réaction sont incolores à l'exception de l'ion permanganate qui est de couleur violette. Nous évaluerons donc la vitesse de la réaction par observation de la rapidité de la disparition de la couleur violette.

Remarque :

Présence d'un catalyseur: Un catalyseur change le chemin suivi par la réaction sans lui-même être consommé; cela peut fortement accélérer la réaction. Notez que bien que les

catalyseurs jouent un rôle crucial dans la modification de la vitesse de réaction, ils ne font pas partie des facteurs cinétiques traditionnels, car ils ne représentent pas un paramètre variable.

Matériels et produits :

5 Bêchers de 25 ml , éprouvettes de 10 ml et 5ml , plaque chauffante ,cristallisoir , glaçons , chronomètre .

Solution de permanganate de potassium à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et à $5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, solution d'acide oxalique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et à $5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

Solution de permanganate de potassium à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et solution d'acide oxalique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ préparées avec de l'acétone comme solvant.

Mode opératoire :

a) Etude de l'influence de la température :

Protocole :

On va réaliser la réaction entre les ions permanganate et l'acide oxalique à 3 températures différentes dans un bain de glace, à température ambiante puis sur une plaque chauffante. Le choix des volumes se fait en fonction des coefficients stœchiométriques de l'équation, des concentrations des solutions et du fait que nous souhaitons voir la disparition de la couleur violette. Ce dernier point impose que les ions permanganate soient le réactif en défaut. D'après l'équation, pour 2 ions permanganate, il faut 5 molécules d'acide oxalique

Compte tenu du matériel disponible sur la paillasse et de ce que l'on vient de dire, on peut proposer de réaliser des mélanges de permanganate de potassium à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'acide oxalique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Si on choisit pour l'acide oxalique un volume de 10 mL, alors :

-quel est le volume de permanganate de potassium $V_{\text{ions permanganate}}$?

$$V_{\text{ions permanganate}} = \dots\dots\dots$$

Donc finalement, dans 3 bêchers, on verse $V_{\text{ions permanganate}}$ à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et 10 mL d'acide oxalique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Bécher 1 : est placé dans un bain de glace,

Bécher 2 : est laissé à température ambiante

Bécher 3 : est placé sur une plaque chauffante indiquant la température 50°C.

Les mélanges sont réalisés simultanément et on déclenche le chronomètre au moment du mélange des deux réactifs.

Température	Becher 1 (glace)	Becher 2	Becher 3 (50°C)
temps			

b) Etude de l'influence de la concentration des réactifs :

Protocole :

Nous allons réaliser la même réaction que celui du **bécher 1** ($V_{\text{ions permanganate}}$ à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et 10 mL d'acide oxalique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$) et une deuxième en utilisant des solutions de concentrations différentes. Nous mélangeons la solution de permanganate de potassium à $5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ avec la solution d'acide oxalique à $5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

Si on choisit pour l'acide oxalique un volume de 10 mL, alors :

-quel est le volume de permanganate de potassium $V_{\text{ions permanganate}}$?

$$V_{\text{ions permanganate}} = \dots\dots\dots$$

Donc finalement, dans un **bécher 2**, on verse $V_{\text{ions permanganate}}$ à $5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ et 10 mL d'acide oxalique à $5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

On déclenche le chronomètre au moment du mélange des deux réactifs.

concentration	Becher 1	Becher 2
temps		

c) Etude de l'influence du solvant :

Protocole :

Pour étudier l'influence du solvant, nous allons réaliser un mélange identique que celui du **bécher 1** c'est-à-dire $V_{\text{ions permanganate}}$ à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et 10 mL d'acide oxalique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

et un deuxième en utilisant les solutions de permanganate de potassium et d'acide oxalique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ qui sont préparées avec un solvant différent de l'eau, c'est l'acétone.

Donc dans un **bécher 2**, on verse $V_{\text{ions permanganate}}$ à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et 10 mL d'acide oxalique à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

$V_{\text{ions permanganate}} = \dots\dots\dots$

On déclenche le chronomètre au moment du mélange des deux réactifs.

solvant	Becher 1 (eau)	Becher 2 (acétone)
temps		