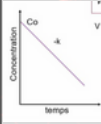
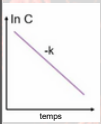
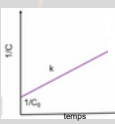


CINETIQUE CHIMIQUE

	Ordre 0	Ordre 1	Ordre 2
Vitesse de réaction avec $C = [A]$ au temps t $C_0 = [A]$ à $t=0$	$V = -\frac{dC}{dt} = k$	$V = -\frac{dC}{dt} = kC$	$V = -\frac{dC}{dt} = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt}$ $= k[A][B] = kC^2$
Intégration entre C et C_0	$C = C_0 - kt$	$C = C_0 \times e^{-kt}$ $\ln C = \ln C_0 - kt$ $\log C = \log C_0 - \frac{kt}{2,303}$	$\frac{1}{C} = \frac{1}{C_0} + kt$
Graphique			
Unités	concentration. temps ⁻¹	temps ⁻¹	concentration ⁻¹ . temps ⁻¹
Demi-vie	$t_{1/2} = \frac{C_0}{2k}$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$	$t_{1/2} = \frac{1}{kC_0}$



Définitions

Les réactions sont classées en fonction du nombre d'espèces réactives dont la concentration détermine la vitesse à laquelle la réaction se produit :

Réaction d'ordre 0 : La vitesse est indépendante de la concentration des réactifs.

Réaction d'ordre 1 : La vitesse est déterminée par la concentration d'un des réactifs.

Réaction d'ordre 2 : La vitesse est déterminée par la concentration de deux des réactifs.

Réaction d'ordre 3 : La vitesse est déterminée par la concentration de trois des réactifs.



VITESSES MOYENNES

Réactif
$$V = -\frac{\Delta[R]}{\Delta t} = \frac{-[R]_{t2} - [R]_{t1}}{t2 - t1}$$

Produit
$$V = \frac{\Delta[P]}{\Delta t} = \frac{[P]_{t2} - [P]_{t1}}{t2 - t1}$$

Vitesse moyenne globale :
$$V = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

VITESSES INSTANTANÉES

Réactif
Vitesse de disparition =
$$-\frac{d[R]}{dt}$$

Produit
Vitesse de formation =
$$\frac{d[P]}{dt}$$

Vitesse instantanée globale :
$$V = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$



Effet de la température et énergie d'activation

EQUATION D'ARRHENIUS

- La vitesse dépend de la température donc la vitesse de réaction est donnée pour une température précise. On lui attribue une constante (constante de cinétique/vitesse) qui est également donnée pour une température précise.
- La vitesse augmente de façon exponentielle avec la température qui sera linéarisée par $\log k = f(1/T)$ (plus simple pour identifier les paramètres dans l'équation de droite).

Différentes équations possibles :

$$k = A \times e^{-\frac{Ea}{RT}}$$

$$\log k = \log A - \frac{Ea}{2,303} \times \frac{1}{RT}$$

$$\ln k = \ln A - \frac{Ea}{RT}$$

$$Ea = \frac{R \times T1 \times T2}{(T1 - T2)} \times (\ln k1 - \ln k2)$$

THEORIE DES COLLISIONS

Dans la théorie des collisions des réactions chimiques, la réaction ne peut se produire que si deux molécules se rencontrent avec une énergie [Ea] au moins égale à une valeur minimum [Emin].

- Si $Ea > Emin$, la réaction se produit. Des produits sont créés.
- Si $Ea < Emin$, les deux molécules vont simplement « rebondir » l'une sur l'autre. L'énergie d'activation n'est pas suffisante.



Plus l'énergie d'activation [Ea] est élevée, plus la constante de vitesse dépend de la température.

La théorie de l'état de transition améliore la théorie des collisions (qui est adaptée aux réactions en phase gazeuse) : elle adapte le modèle aux réactions en phase liquide.

Dans les deux théories, la « rencontre » de deux molécules entraîne la formation d'un complexe activé ou état de transition qui peut induire la formation des produits ou conserver les réactifs en fonction de l'[Ea] (si elle est > ou pas à [Emin]).

=> Le complexe a une énergie supérieure à tout le reste.

