

Chapitre 4

Cinétique chimique

I. Vitesse d'une réaction chimique

1. Mise en évidence
2. Facteurs cinétiques
3. Définitions
 - 3.1 Hypothèses de travail
 - 3.2 Vitesse volumique d'une réaction
 - 3.3 Vitesse volumique de disparition d'un réactif
 - 3.4 Vitesse volumique d'apparition d'un produit
 - 3.5 Mesure graphique d'une vitesse volumique
 - 3.6 Temps de demi réaction

II. Influence des concentrations : ordre d'une réaction

1. Définition
2. Deux cas particuliers

2.1 Dégénérescence de l'ordre

2.2 Mélange stœchiométrique

3. Etude d'ordres simples

3.1 Réactions d'ordre nul

3.2 Réactions d'ordre 1

Exemple : cinétique de désintégration radioactive (application à la datation au carbone 14)

3.3 Réactions d'ordre 2

III. Détermination expérimentale de l'ordre d'une réaction

1. Condition expérimentale
2. Méthode différentielle
3. Méthode des temps de demi-réaction
4. Méthode intégrale

IV. Influence de la température : Loi d'Arrhenius



Le cours

La durée d'évolution des systèmes chimiques est variable : la cinétique chimique est l'étude de l'évolution temporelle des réactions chimiques.

I. Vitesse d'une réaction chimique

1. Mise en évidence

On réalise les 3 expériences suivantes. Noter vos observations.

- **Expérience 1** : On verse quelques gouttes d'une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$) dans un tube à essai contenant 3 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$).

Réaction étudiée : $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{AgCl}_{(\text{s})}$ Le précipité se forme immédiatement.

- **Expérience 2** : On verse 20 mL d'une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$) à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans un bécher contenant 20 mL d'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) à $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Réaction étudiée : $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})} = 2 \text{S}_{(\text{s})} + 2 \text{SO}_{2(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

La solution se trouble progressivement du fait de la formation de soufre.

- **Expérience 3** : On mélange 3 mL d'une solution aqueuse acidifiée de permanganate de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$) à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ avec 10 mL d'une solution aqueuse d'acide oxalique ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(\text{aq})}$) à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Réaction étudiée : $2 \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})} + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(\text{aq})} + 6 \text{H}^+_{(\text{aq})} = 2 \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 10 \text{CO}_{2(\text{aq})} + 8 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

La solution se décolore très lentement du fait de la consommation des ions permanganate, seule espèce colorée présente.

Toutes les réactions chimiques ne se font pas à la même vitesse, il existe des réactions rapides et des réactions lentes.

2. Facteurs cinétiques

On appelle facteurs cinétiques les différents paramètres qui agissent sur la vitesse d'une réaction.

En s'appuyant sur les expériences de la vidéo ([Etude qualitative de facteurs cinétiques - YouTube](#)), lister quelques facteurs cinétiques.

Généralement, une augmentation de la température d'un système accélère la réaction : la durée de la réaction est diminuée.

A l'échelle microscopique, la probabilité que les réactifs se rencontrent et réagissent est plus grande si l'agitation moléculaire est grande donc si la température est élevée. Ce facteur est très employé aussi bien dans la vie courante qu'en laboratoire ou dans l'industrie.

Applications :

- *La trempe : refroidissement brutal d'un milieu réactionnel pour le rendre cinétiquement inerte. On utilise ce procédé lors de dosages en séances de travaux pratiques pour arrêter la réaction à un instant donné t .*
- *Conservations des aliments : pour ralentir les réactions indésirables, on place les aliments au réfrigérateur ou au congélateur.*
- *Accélération des réactions.*

En augmentant la concentration d'un ou de plusieurs réactifs, la réaction est accélérée : la durée de la réaction est réduite.

En effet, plus les concentrations sont grandes plus la probabilité que les réactifs se rencontrent est grande.

Remarque : lorsqu'un des réactifs est solide, la réaction est d'autant plus rapide que sa surface de contact avec les autres réactifs est grande.

Un catalyseur est une espèce chimique permettant d'accélérer une réaction chimique.

Un catalyseur n'est pas un réactif, il n'apparaît pas dans l'équation bilan de la réaction, il ne modifie pas l'état final du système.

Chaque réaction possède un ou plusieurs catalyseurs spécifiques.

- Lorsque le catalyseur et les réactifs ne sont pas dans le même état physique, on parle de catalyse hétérogène (*ex : le platine catalyse la dismutation de l'eau oxygénée*).
- Lorsque le catalyseur et les réactifs sont dans le même état physique, on parle de catalyse homogène (*ex : les ions Fe^{3+} catalysent la dismutation de l'eau oxygénée*).
- Lorsque le catalyseur est une enzyme, on parle de catalyse enzymatique. Ce type de catalyse se trouve fréquemment en milieu biologique. (*ex : la catalase catalyse la dismutation de l'eau oxygénée*).

3. Définitions

3.1 Hypothèses de travail

Le milieu réactionnel est fermé (pas d'échange de matière avec l'extérieur) :

- La composition du milieu réactionnel est uniforme (*cela suppose une agitation constante*) ;
- Le volume V du milieu réactionnel est constant ;
- Le milieu est monophasé (*milieu liquide ou milieu gazeux*) ;
- La température du milieu est supposée constante (*le milieu est placé dans un thermostat, le plus souvent l'air*).

3.2 Vitesse volumique d'une réaction

Reprenons le tableau d'avancement pour la réaction de synthèse de l'ammoniac :

	1 N _{2(g)}	+	3 H _{2(g)}	=	2 NH _{3(g)}
Etat initial, à t = 0	n(N ₂) ₀		n(H ₂) ₀		n(NH ₃) ₀
Etat quelconque, à la date t	n(N ₂)(t) = n(N ₂) ₀ - 1ξ(t)		n(H ₂)(t) = n(H ₂) ₀ - 3ξ(t)		n(NH ₃)(t) = n(NH ₃) ₀ + 2ξ(t)

Il est naturel de définir la vitesse de réaction par la dérivée de l'avancement : $v(t) = \frac{d\xi(t)}{dt}$.

$$\text{Comme : } \xi(t) = \frac{n(\text{N}_2)(t) - n(\text{N}_2)_0}{-1} = \frac{n(\text{H}_2)(t) - n(\text{H}_2)_0}{-3} = \frac{n(\text{NH}_3)(t) - n(\text{NH}_3)_0}{2}$$

$$\text{On peut aussi écrire : } v(t) = \frac{1}{-1} \frac{dn(\text{N}_2)}{dt} = \frac{1}{-3} \frac{dn(\text{H}_2)}{dt} = \frac{1}{2} \frac{dn(\text{NH}_3)}{dt}$$

De manière générale : $v(t) = \frac{1}{\nu_i} \frac{dn_i}{dt}$ avec ν_i le coefficient stœchiométrique algébrique du constituant i.

On peut donc étudier la vitesse de la réaction à partir de la variation de n'importe quel réactif ou produit à condition de tenir compte du coefficient stœchiométrique de ce dernier.

A volume constant, on introduit la vitesse volumique de la réaction.

On note x l'avancement volumique de la réaction.

La vitesse volumique de la réaction d'équation-bilan $\alpha_1 A_1 + \alpha_2 A_2 + \dots = \beta_1 B_1 + \beta_2 B_2 + \dots$ est :

$$v(t) = \frac{dx(t)}{dt} = \frac{1}{\nu_i} \frac{dC_i(t)}{dt}$$

avec :

- $x = \frac{\xi}{V}$, l'avancement volumique de la réaction,
- ν_i le coefficient stœchiométrique algébrique du constituant i :
 $\begin{cases} \nu_i = -\alpha_i < 0 \text{ si l'espèce est un réactif} \\ \nu_i = +\beta_i < 0 \text{ si l'espèce est un produit} \end{cases}$
- $C_i(t)$ la concentration molaire de l'espèce A_i ou B_i à l'instant t.

Remarque : la vitesse volumique est une grandeur positive souvent exprimée en mol.L⁻¹.(unité de temps)⁻¹.

3.3 Vitesse volumique de disparition d'un réactif

La vitesse volumique de disparition d'un réactif A_i est : $v_{A_i}(t) = -\frac{d[A_i](t)}{dt}$

3.4 Vitesse volumique d'apparition d'un produit

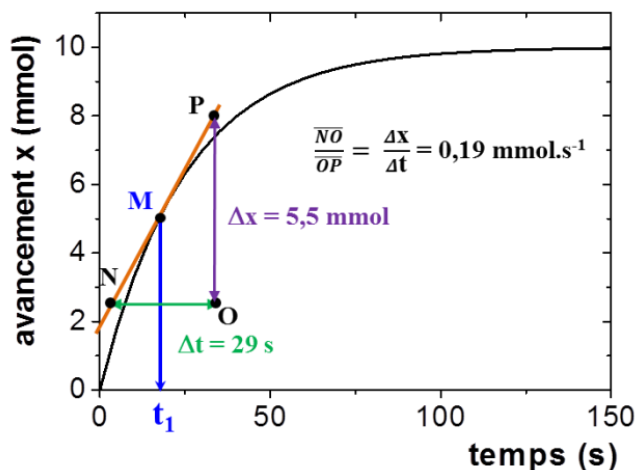
La vitesse volumique d'apparition d'un produit B_i est : $v_{B_i}(t) = \frac{d[B_i](t)}{dt}$

Remarque : La relation entre la vitesse volumique de la réaction v et la vitesse volumique v_i d'apparition ou de disparition de l'espèce considérée est $v = \frac{v_i}{|\nu_i|}$.

3.5 Mesure graphique d'une vitesse volumique

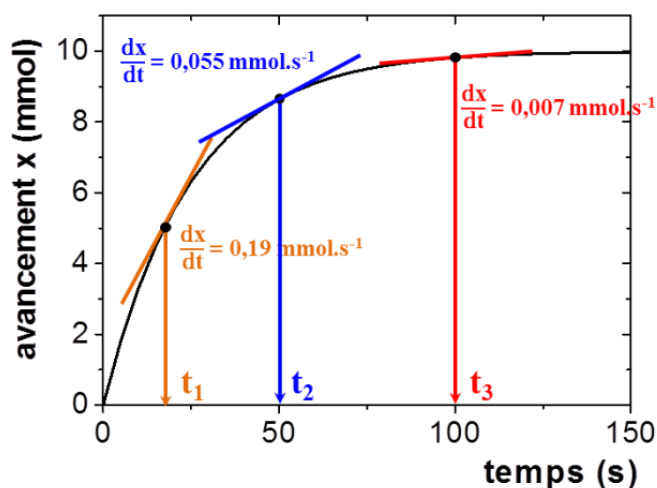
A partir de la représentation de l'avancement d'une transformation chimique en fonction du temps, il est possible de déterminer la vitesse de la réaction à un temps donné.

La vitesse instantanée est déterminée par la pente de la tangente qui passe par un point précis de la courbe.



$$v(t_1) = 0.19 \text{ mmol.L}^{-1}$$

En règle générale la vitesse d'une transformation chimique diminue au fur et à mesure que l'avancement augmente. Ceci est dû à la diminution de la quantité de réactifs dans le milieu réactionnel (et donc de la probabilité de rencontre des réactifs entre eux).



Il est possible de déterminer la vitesse volumique d'une transformation chimique à un temps t donné à partir des courbes d'évolution de la quantité de matière ou de la concentration des produits ou des réactifs en fonction du temps, mais attention, il faudra tenir compte des coefficients stœchiométriques et du signe de la dérivée temporelle....

3.6 Temps de demi réaction

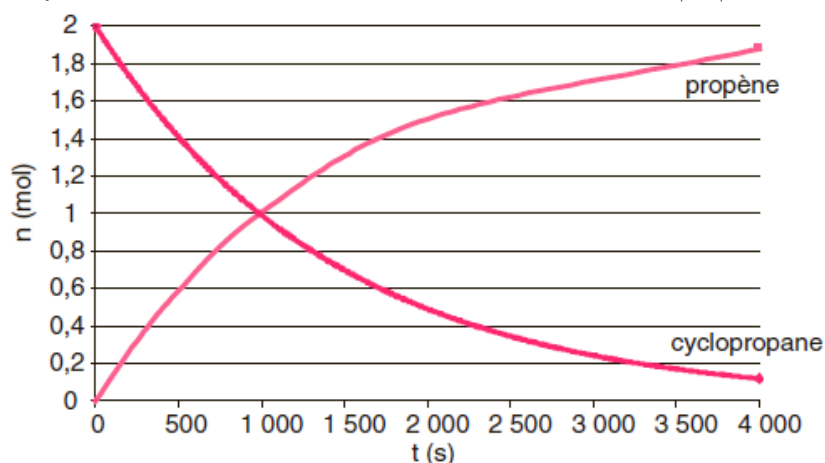
Le temps de demi-réaction $t_{1/2}$ est la durée au bout de laquelle l'avancement de la réaction est égale à la moitié de l'avancement final.

Dans le cas d'une réaction totale, il est égal à la durée nécessaire pour que la moitié du réactif limitant soit consommé

Application 1 : Etude cinétique de la réaction cyclopropane(g) = propène(g).

L'évolution des quantités de matière en cyclopropane et en propène dans 1L de solution au cours du temps est donnée ci-dessus.

1. Commenter les courbes.
2. Dans l'hypothèse d'une réaction totale, mesurer le temps de $1/2$ réaction.
3. Mesurer graphiquement la vitesse instantanée de formation du propène à $t = 1\ 000$ s.



II. Influence des concentrations : ordre d'une réaction

1. Définition

Si la vitesse volumique de la réaction d'équation-bilan $\alpha_1 A_1 + \alpha_2 A_2 + \dots = \beta_1 B_1 + \beta_2 B_2 + \dots$ s'exprime sous la forme :

$$v(t) = k[A_1]^{p_1}[A_2]^{p_2} \dots [A_N]^{p_N}$$


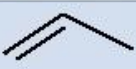
on dit que la réaction admet un ordre. On appelle alors $p = \sum_i p_i$ l'ordre global de la réaction.

- p_i est appelé l'ordre partiel du constituant i ;
- les nombres p_i peuvent être positifs, négatifs, entiers ou fractionnaires ;
- k est la constante de vitesse : elle ne dépend pas des concentrations mais des facteurs cinétiques, en particulier de la température.

Remarque :

- Pour certains cas particuliers, notamment les processus élémentaires, les ordres partiels sont égaux aux coefficients stœchiométriques des réactifs. Cependant cette identité n'est pas vraie pour toute réaction, et en général la loi de vitesse dépend du mécanisme réactionnel.
- Les ordres partiels peuvent se déterminer expérimentalement

Exemples :

Réaction chimique	Loi de vitesse expérimentale	Ordre global courant
$S_2O_8^{2-} + 2I^- \xrightarrow{Sol.H_2O} 2SO_4^{2-} + I_2$	$V = k_1[S_2O_8^{2-}][I^-]$	2
$HO^- + C_2H_5Br \xrightarrow{Sol.H_2O} C_2H_5OH + Br^-$	$V = k_2[OH^-][C_2H_5Br]$	2
 \longrightarrow 	$V = k_3[Cyclopropane]$	1
$CH_3OCH_3 \rightarrow CH_4 + HCHO$	$V = k_4[CH_3OCH_3]^2$	2
$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$	$V = k_5[N_2O_5]$	1
$2NO + 2H_2 \rightarrow 2H_2O + N_2$	$V = k_6[NO]^2[H_2]$	3
$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$	$V = k_7[NO]^2[O_2]$	3
$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$	$V = \frac{k[H_2]\sqrt{[Br_2]}}{1 + \frac{[HBr]}{[Br_2]}}$	Pas d'ordre

2. Deux cas particuliers

2.1 Dégénérescence de l'ordre

Considérons la réaction $\alpha_1 A_1 + \alpha_2 A_2 \rightarrow \beta_1 B_1 + \beta_2 B_2$ de loi cinétique : $v(t) = k[A_1]^{p_1}[A_2]^{p_2}$.

Si la réaction est réalisée avec un très grand excès de A_2 (c'est-à-dire si $[A_2](0) \gg [A_1](0)$) alors on peut négliger la consommation de A_2 devant celle de A_1 : $[A_2](t) \approx [A_2](0) \approx \text{constante}$.

La loi de vitesse peut alors s'écrire : $v(t) = k_{app}[A_1]^{p_1}$ avec $k_{app} = k[A_2](0)^{p_2}$

L'ordre est maintenant p_2 au lieu de $p_1 + p_1$: on dit qu'il y a dégenérescence de l'ordre.

Ces conditions expérimentales permettent d'étudier l'influence d'un seul réactif et d'accéder à son ordre partiel.

Remarque : en phase aqueuse, si l'eau intervient comme réactif, il y a alors dégenérescence de l'ordre par rapport à l'eau (solvant).

2.2 Mélange stœchiométrique

Si on se place dans les conditions stœchiométriques pour la réaction précédente alors à n'importe quel instant t : $\frac{[A_1](t)}{[A_2](t)} = \frac{\alpha_1}{\alpha_2}$ d'où :

$$v(t) = k[A_1]^{p_1}[A_2]^{p_2} = k\left(\frac{\alpha_1}{\alpha_2}\right)^{p_1} [A_2]^{p_1+p_2} = k\left(\frac{\alpha_2}{\alpha_1}\right)^{p_2} [A_1]^{p_1+p_2}$$

Ces conditions expérimentales permettent donc d'étudier l'ordre global de la réaction.

3. Etude d'ordres simples

On s'intéresse à des réactions totales du type $\alpha A + \dots = \text{produits}$ et dont la loi de vitesse s'écrit dans les conditions de l'expérience $v(t) = k[A]^p$.

On notera $[A](0)$ la concentration du réactif A à la date $t = 0$.

3.1 Réactions d'ordre nul

Expression de la loi de vitesse : ordre 0 donc $p = 0$

$$v(t) = k : \text{la vitesse volumique de la réaction est constante}$$

Unité de k = unité de v , généralement $\text{mol.L}^{-1} \cdot (\text{unité de temps})^{-1}$

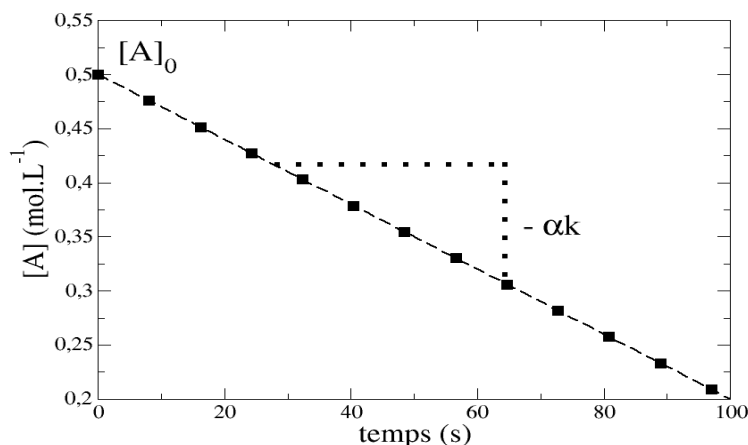
Equation différentielle vérifiée par la concentration : comme $v(t) = -\frac{1}{\alpha} \frac{d[A](t)}{dt}$

$$-\frac{1}{\alpha} \frac{d[A]}{dt} = k$$

Expression de la concentration $[A](t)$: on résout l'équation différentielle.

$$[A](t) = [A](0) - \alpha kt$$

Tracé de $[A](t)$: D'après la résolution précédente, $[A](t)$ est une droite décroissante de pente $-\alpha k$.



Expression du temps de $\frac{1}{2}$ réaction : on écrit $[A](t_{1/2}) = \frac{[A](0)}{2}$

$$[A](0) - \alpha kt_{1/2} = \frac{[A](0)}{2} \Rightarrow \alpha kt_{1/2} = \frac{[A](0)}{2} \Rightarrow t_{1/2} = \frac{[A](0)}{2\alpha k}$$

Caractéristiques d'une réaction d'ordre 0

- **Vitesse constante : $v = k = Cte$**
- **Unité de k : $mol.L^{-1}.(unité\ de\ temps)^{-1}$**
- **Evolution de la concentration : $[A](t) = [A](0) - \alpha kt$ fonction affine du temps**
- **Tracé : $[A](t)$ est une droite de pente $-\alpha k$**
- **Temps de demi-réaction : proportionnel à la concentration initiale**

3.2 Réactions d'ordre 1

Expression de la vitesse : ordre 1 donc $p = 1$

$v(t) = k [A](t)$: la vitesse volumique de la réaction est proportionnelle à la concentration

Unité de k = (unité de temps)⁻¹

Equation différentielle vérifiée par la concentration : comme $v(t) = -\frac{1}{\alpha} \frac{d[A](t)}{dt}$

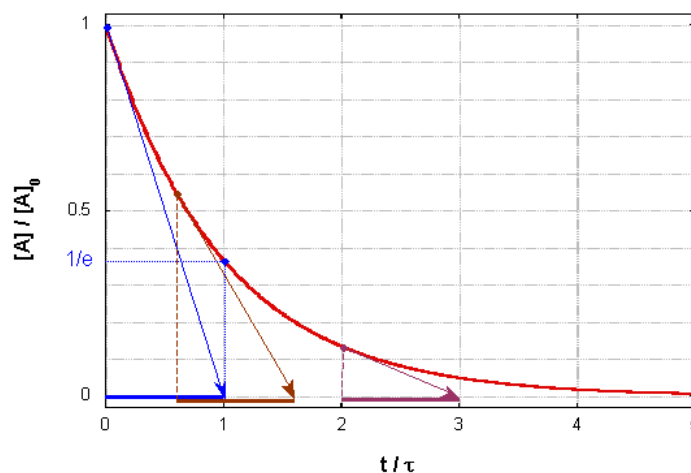
$$-\frac{1}{\alpha} \frac{d[A]}{dt} = k[A] \text{ équation différentielle du 1}^{\text{er}} \text{ ordre}$$

Expression de la concentration $[A](t)$: on résout l'équation différentielle.

$$[A](t) = [A](0) \exp(-\alpha kt)$$

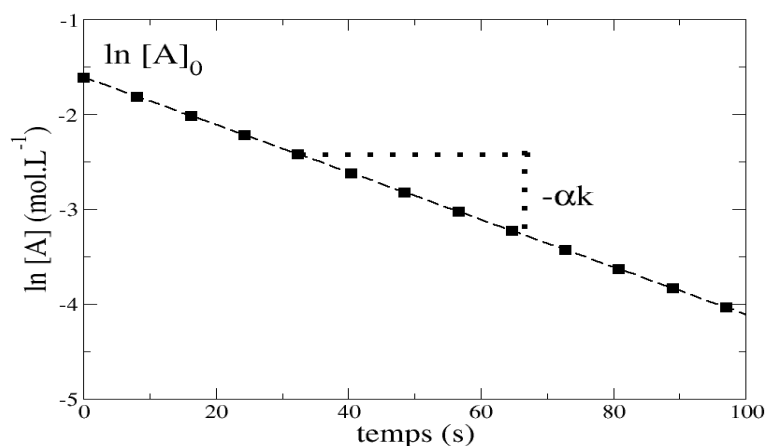
Remarque : on peut poser un temps caractéristique $\tau = \frac{1}{\alpha k}$, la réaction dure environ 5τ .

Tracé de $[A](t)$: D'après la résolution précédente, $[A](t)$ est une exponentielle décroissante.



Linéarisation : si on trace $\ln[A](t)$ on obtient une droite décroissante de pente $-\alpha k$

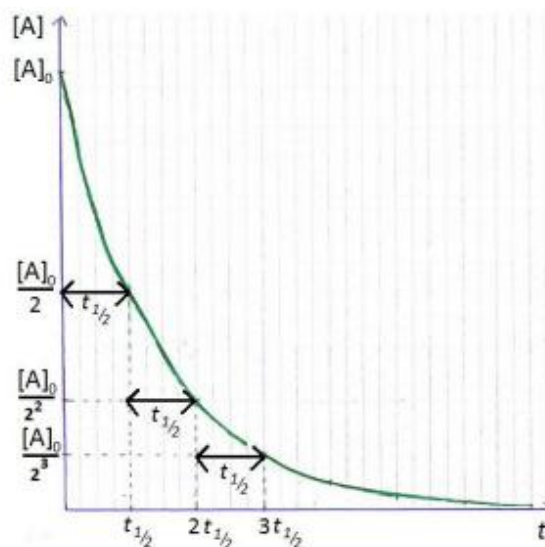
$$\ln [A](t) = \ln [A](0) - \alpha kt$$



Expression du temps de 1/2 réaction : on écrit $[A](t_{1/2}) = \frac{[A](0)}{2}$

$$[A](0) \exp(-akt_{1/2}) = \frac{[A](0)}{2} \Rightarrow -akt_{1/2} = \ln\left(\frac{1}{2}\right) \Rightarrow t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\alpha k}$$

Remarque : Le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale.



De manière générale, dans le cas d'une réaction d'ordre 1, diviser par n la concentration prendra toujours la même durée.

Caractéristiques d'une réaction d'ordre 1

- Vitesse proportionnelle à la concentration : $v(t) = k[A](t)$
- Unité de k : $(\text{unité de temps})^{-1}$
- Evolution de la concentration : $[A](t) = [A](0) \exp(-akt)$
- Tracé intéressant : $\ln [A](t)$ est une droite de pente $-\alpha k$
- Temps de demi-réaction : indépendant de la concentration initiale

Exemple : cinétique de désintégration radioactive (application à la datation au carbone 14)

3.3 Réactions d'ordre 2

Expression de la vitesse : ordre 2 donc $p = 2$

$$v(t) = k [A](t)^2$$

Unité de k = L.mol⁻¹. (unité de temps)⁻¹

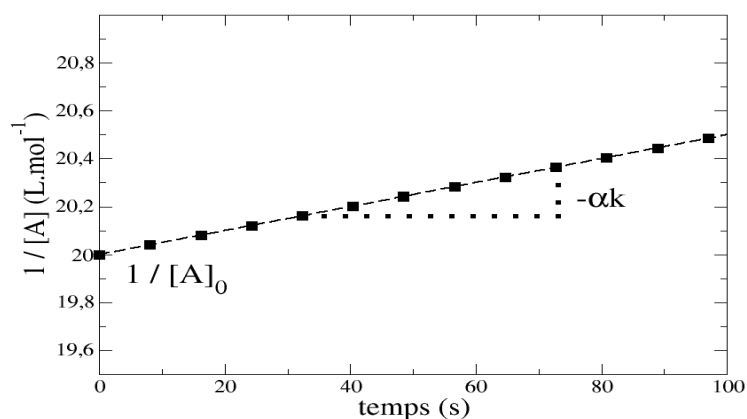
Equation différentielle vérifiée par la concentration : comme $v(t) = -\frac{1}{\alpha} \frac{d[A](t)}{dt}$

$$-\frac{1}{\alpha} \frac{d[A]}{dt} = k[A]^2 \text{ équation différentielle non linéaire}$$

Expression de la concentration [A](t) : on résout l'équation différentielle en utilisant la méthode de séparation des variables.

$$\frac{1}{[A](t)} = \frac{1}{[A](0)} + \alpha kt.$$

Tracé de [A](t) : si on trace $\frac{1}{[A]}(t)$ on obtient une droite croissante de pente αk



Expression du temps de 1/2 réaction : on écrit $[A](t_{1/2}) = \frac{[A](0)}{2}$

$$\frac{2}{[A](0)} = \frac{1}{[A](0)} + \alpha kt_{1/2} \Rightarrow t_{1/2} = \frac{1}{\alpha k[A](0)}$$

Caractéristiques d'une réaction d'ordre 2

- Unité de k : L.mol⁻¹. (unité de temps)⁻¹
- Evolution de la concentration : $\frac{1}{[A](t)} = \frac{1}{[A](0)} + \alpha kt$
- Tracé intéressant : $\frac{1}{[A]}(t)$ est une droite croissante de pente αk
- Temps de demi-réaction : inversement proportionnel à la concentration initiale

III. Détermination expérimentale de l'ordre d'une réaction

1. Condition expérimentale

Pour déterminer l'ordre d'une réaction en exploitant les résultats précédents, il faut que la vitesse de réaction soit de la forme simple $v = k[A]^p$.

Si la réaction fait intervenir plusieurs réactifs alors il faut faire une **dégénérescence d'ordre** ou se placer **dans les proportions stœchiométriques**. Dans le premier cas p est égal à l'ordre partiel p_i du réactif A_i (réactif en défaut) et dans le second cas p est égal à l'ordre global de la réaction.

On suppose dans la suite que cette condition est vérifiée donc que : $v = k[A]^p$

Il existe trois méthodes pour déterminer l'ordre p .

2. Méthode différentielle

Dans quel cas l'utiliser ? Si on dispose de v et $[A]$ à différents instants t .

Nous pouvons écrire que : $\ln v = \ln k + p \ln [A]$

$\ln v$ en fonction de $\ln [A]$ est une droite de coefficient directeur p et d'ordonnée à l'origine $\ln k$.

Avantage de la méthode : fonctionne quel que soit p et permet d'accéder à k .

Inconvénient de la méthode : la mesure de la vitesse peut être fastidieuse.

3. Méthode des temps de demi-réaction

Dans quel cas l'utiliser ? Si on dispose des valeurs de $t_{1/2}$ pour différentes conditions initiales $[A](0)$.

- Si $t_{1/2}$ est proportionnel à $[A](0)$ alors $p = 0$
- Si $t_{1/2}$ est indépendant de $[A](0)$ alors $p = 1$
- Si $t_{1/2}$ est inversement proportionnel à $[A](0)$ alors $p = 2$

Avantage de la méthode : rapide.

Inconvénient de la méthode : avec les acquis de ce cours, ne fonctionne que pour $p = 0, 1$ ou 2 .

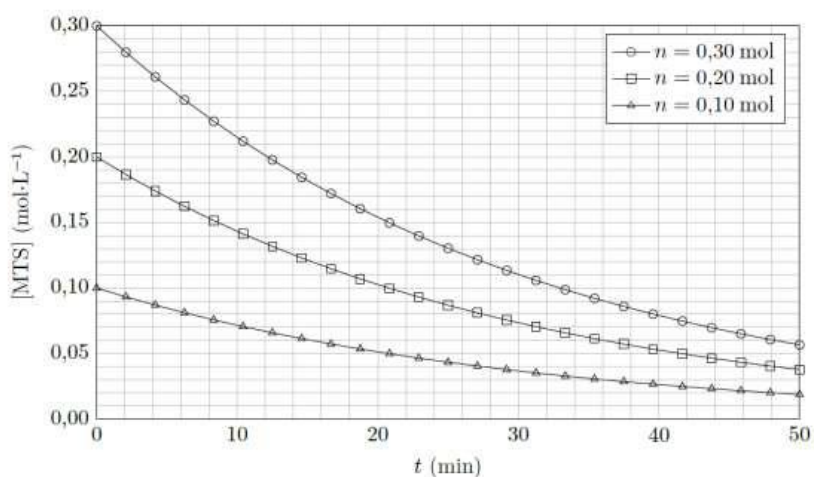
Application 2 : Méthode des temps de demi-réaction

On étudie la réaction suivante : $\text{CH}_3\text{SiCl}_3(\text{g}) = \text{SiC}(\text{s}) + 3 \text{HCl}(\text{g})$

On considère une enceinte vide, de volume constant, thermostatée à la température $T = 1200 \text{ K}$, dans laquelle, à la date $t = 0$, on introduit une quantité n de $\text{CH}_3\text{SiCl}_3(\text{g})$ (MTS).

Pour cette température, la réaction de formation de carbure de silicium peut être considérée comme totale.

La figure ci-dessous représente l'évolution de la concentration de MTS dans l'enceinte, pour différentes quantités introduites, au cours du temps. Déterminer l'ordre de la réaction.



4. Méthode intégrale

Dans quel cas l'utiliser ? Si on dispose de valeurs de [A] à différents instants t.

- Si la courbe $[A](t)$ est une droite alors $p = 0$.
- Si la courbe $\ln([A])(t)$ est une droite alors $p = 1$.
- Si la courbe $\frac{1}{[A]}(t)$ est une droite alors $p = 2$.

Avantage de la méthode : donne accès aussi à k grâce à la pente.

Inconvénient de la méthode : avec les acquis de ce cours, ne fonctionne que pour $p = 0, 1$ ou 2 .

Application 3 : Méthode intégrale

On étudie la réaction de dismutation de l'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$.
 On donne les résultats expérimentaux ci-dessous.

t(min)	0	5	15	30	40
$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (mol · L ⁻¹)	0,083	0,068	0,0465	0,026	0,018

Déterminer l'ordre de la réaction et la constante de vitesse.

IV. Influence de la température : Loi d'Arrhenius

Arrhenius a montré que la constante de vitesse k d'une réaction dépend de la température T suivant la loi empirique :

$$k(T) = A e^{-\frac{E_A}{RT}}$$

- A est le facteur de fréquence (lié à la probabilité de chocs efficaces entre réactifs), de même unité que k ;
- E_A est l'énergie d'activation de la réaction en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ est la constante des gaz parfaits ;
- T est la température en kelvin (K).

Application 4 : Loi d'Arrhenius

Soit la réaction $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ dont on détermine la constante de vitesse à différentes températures.

t (en °C)	0	10	20	40
k	1	2,08	4,38	16,2

1. Tracer $\ln k$ en fonction de $\frac{1}{T}$ où T est la température en Kelvin.
2. En déduire la valeur de l'énergie d'activation.

Remarque :

- Les valeurs usuelles de E_A sont de l'ordre de quelques dizaines à centaines de kJ/mol.
- Un catalyseur abaisse l'énergie d'activation

