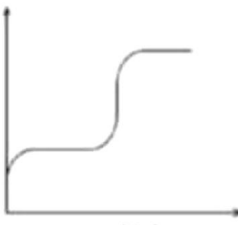
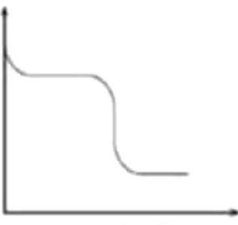


Chapitre II : Chimie des Solutions

Acide Faible	Base Faible
+ Un acide faible est un acide qui réagit partiellement avec l'eau (réversible). + Eq. Bilan : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+ \rightleftharpoons AH / A^-$ + L'acide est faible ssi : $[H_3O^+] \neq C_a$ ou son $pH \neq -\log C_a$ Courbe du dosage : Acide Faible par une Base Forte  + Coef. D'ionisation : $\alpha = \frac{[A^-]}{C_a}$ Si $\alpha \ll 1$ alors l'acide est faible + Constante d'acidité : $Ka = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$ $pKa = -\log Ka$ et $pKe = -\log Ke = 14$ $Ke = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ + Relation d'Henderson : nous dit que le $pH = \frac{1}{2}(pKa - \log C)$ et que $pKa = 2pH + \log C$	+ Une base faible est une base qui réagit partiellement avec l'eau (réversible). + Eq. Bilan : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^- \rightleftharpoons BH^+ / B$ + La base est faible ssi : $[OH^-] \neq C_b$ ou son $pH \neq 14 + \log C_b$ Courbe du dosage : Base Faible par un Acide Forte  + Coef. D'ionisation : $\alpha = \frac{[BH^+]}{C_b}$ Si $\alpha \ll 1$ alors la base est faible + Constante d'acidité : $Ka = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]}$ $pKa = -\log Ka$ et $pKe = -\log Ke = 14$ $Ke = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ + Relation d'Henderson : nous dit que le $pH = \frac{1}{2}(pKa + pKe + \log C)$ et que $pKa = 2pH - pKe - \log C$

A retenir : à l'équivalence $n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_b$

Des matériels à connaître pour certaine solution :

Becher ; Agitateur magnétique ; Des indicateurs ; Pipette ; Fiole jaugée

N.B : Si le dosage se fait entre base forte et acide fort alors l'Eq. De la réaction s'écrit : $2H_2O \rightarrow H_3O^+ + OH^-$

* **Les Définitions :**

≠ **pH** : est un nombre qui caractérise $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

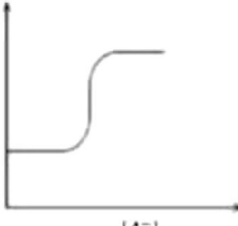
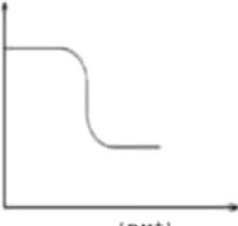
- On mesure le **pH** par un (**pH - mètre, Papier pH ou les indicateurs colorées**).

≠ **Réaction acide-base** : est un transfert de proton de l'acide vers la base.

≠ **Indicateur colorée** : est une espèce chimique dont la couleur varie en fonction du **pH** de la solution dans lesquelles il se trouve la réaction.

≠ **Le choix de l'indicateur** : l'indicateur colorée le plus convenable est celui son pH_E à la zone de virage.

≠ Les Caractéristiques d'un réaction acide-base : **- Totale - Instantanée - Exothermique**

Acide Fort	Base Forte
+ Un acide Fort est un acide qui réagit totalement avec l'eau (complet). + Eq. Bilan : $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+ \rightarrow AH / A^-$ + L'acide est fort ssi : $[H_3O^+] = C_a$ ou son $pH = -\log C_a$ Courbe du dosage : Acide Fort par une Base Forte  + Coef. D'ionisation : $\alpha = \frac{[A^-]}{C_a}$ Si $\alpha \approx 1$ alors l'acide est Forte + Constante d'acidité : $Ka = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$	+ Une base Forte est une base qui réagit totalement avec l'eau (complète). + Eq. Bilan : $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^- \rightarrow BH^+ / B$ + La base est fort ssi : $[OH^-] = C_b$ ou son $pH = 14 + \log C_b$ Courbe du dosage : Base Forte par un Acide Forte  + Coef. D'ionisation : $\alpha = \frac{[BH^+]}{C_b}$ Si $\alpha \approx 1$ alors la base est Forte + Constante d'acidité : $Ka = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]}$

+ **Les testeurs et les réactifs** : on utilise les testeurs ou les réactifs pour distinguer la différence entre les groupements carbonyle.

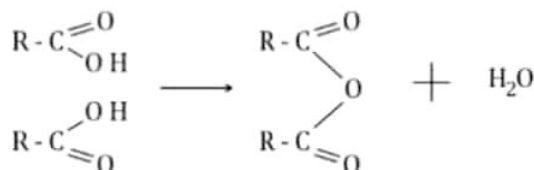
- * **2, 4, DNPH** : réagit avec Aldéhyde et Cétone pour donner une précipité **JAUNE ORANGÉE**.
- * **Liquueur de Fehling** : réagit positivement avec l'Aldéhyde et négativement avec Cétone puis donne un couleur **ROUGE BRIQUE** (Cu^{2+}).
- * **Réactif de Schiff** : réagit positivement avec l'Aldéhyde et négativement avec Cétone puis donne une précipité **ROSE**.
- * **Réactif de Tollens** : réagit avec aldéhyde pour donner une précipité **MIRROIR D'ARGENT**.
- * **Papier pH** : réagit avec les acides carboxyliques pour donner un couleur **ROUGE**.

+ Les dérivés de l'acide carboxylique on trouve les dérivés de l'acide en utilisant :

Chlorure d'acyle :

- * Chlorure de thionyle SOCl_2 : $\text{R}-\text{COOH} + \text{SOCl}_2 \rightarrow \text{R}-\text{COCl} + \text{SO}_2 + \text{HCl}$
- * Trichloro de phosphore PCl_3 : $\text{R}-\text{COOH} + \text{PCl}_3 \rightarrow \text{R}-\text{COCl} + \text{POCl}_3 + \text{HCl}$
- * Pentachloro de phosphore PCl_5 : $\text{R}-\text{COOH} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{R}-\text{COCl} + \text{POCl}_3 + \text{HCl}$

Anhydride : c'est l'effet de transformer deux acides et enlever de l'eau.



+ **Etude de l'Ester** :

A retenir : on obtient un **Ester** par un mélange de l'**acide carboxylique** et un **alcool**.

Estérification : $\text{A.C} + \text{Alcool} \rightleftharpoons \text{Ester} + \text{Eau}$

Formule générale : $\text{R}-\text{COOH} + \text{R}'-\text{OH} \rightleftharpoons \text{R}-\text{COO}-\text{R}' + \text{H}_2\text{O}$

Avec une constante d'équilibre et calcule de rendement sous la formule : $K = \frac{[\text{Ester}][\text{Eau}]}{[\text{A.C}][\text{Alcool}]} = \frac{n_{\text{ester}} \cdot n_{\text{eau}}}{n_{\text{a.c}} \cdot n_{\text{alcool}}}$

Hydrolyse de l'ester : $\text{Ester} + \text{Eau} \rightleftharpoons \text{A.C} + \text{Alcool}$

Formule générale : $\text{R}-\text{COO}-\text{R}' + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{R}-\text{COOH} + \text{R}'-\text{OH}$

Avec une constante d'équilibre et calcule de rendement sous la formule : $K = \frac{[\text{A.C}][\text{Alcool}]}{[\text{Ester}][\text{Eau}]} = \frac{n_{\text{a.c}} \cdot n_{\text{alcool}}}{n_{\text{ester}} \cdot n_{\text{eau}}}$

Les caractéristiques de ses deux réactions sont : **Lente, Limite (Réversible) et Athermique**

+ Pour déterminer les compositions de mélange à l'équilibre de l'étude de l'Ester vaut mieux utiliser la méthode de tableau d'avancement :

	A.C	Alcool	Ester	Eau
$t = 0$	n_o	n_o	0	0
$t = eq$	$n_{eq} - X$	$n_{eq} - X$	X	X

Avec $X = n_o - n_{eq}$

Dans le même exercice on demande des fois en ajoutant quelque masse ou nombre de mole dans l'un des sens de déterminer la composition du mélange :

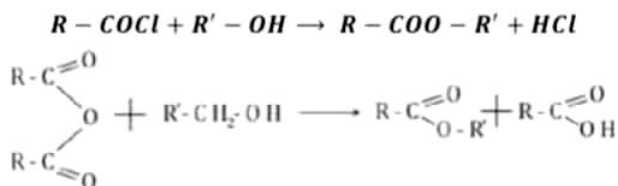
	A.C	Alcool	Ester	Eau
$t = 0$	n_o	n_o	0	0
$t = eq$	$n_{eq} - X$	$n_{eq} - X$	X	X
$t = eq$	$n_o - X$	$n_o - X$	$n_f + X$	$n_f + X$

Ce cas nous montre qu'on a ajouté quelque nombre de mole dans le sens de l'alcool et A.C.

Et pour calculer X on doit passer par cette relation : $K = \frac{(n_f + X)^2}{(n_o - X)^2}$

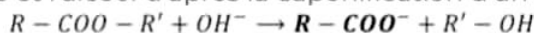
Le rendement de ces deux réactions se calcule sous la formule : $p = \frac{n_{eq}}{n_o} \times 100$

+ On peut obtenir aussi un Ester par la dérivée de l'acide carboxylique soit le Chlorure d'acyle ou bien un Anhydride :



Ces caractéristiques de ses deux réactions sont : **Rapide, Totale et Exothermique**.

+ On peut obtenir un ion d'acide et l'alcool d'après la saponification d'un Ester avec OH^- :



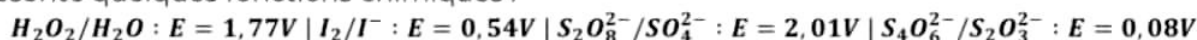
+ **Un catalyseur** : est une substance qui accélère les réactions chimiques spontanée.

+ Obtention d'un Amide et un Chlorure d'alkyle d'ammonium pour l'obtenir il faut deux formule semi-

Chapitre I : Cinétique Chimie

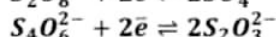
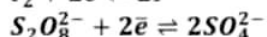
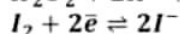
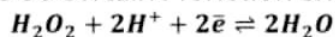
Le but de ce Chapitre permet d'étudier les différentes fonctions chimiques et leurs potentiels.

+ On présente quelques fonctions chimiques :



+ Pour écrire les équations bilan ou les demi-équations utilisation de règle de gamma est plus rapide et facile selon le plus petit voltage se note en bas et le plus grand voltage s'écrit en haut Exp :

Les demi-équations de certaine fonction chimique :



+ **La cinétique chimique** : Est l'étude d'une réaction au cours du temps et leurs équations proviennent d'après des réactifs pour donner des produits.

+ Pour calculer certaines concentrations :

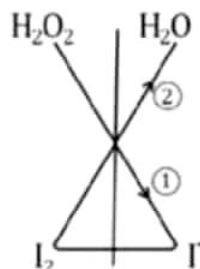
$$Initiale : [A]_o = \frac{C \cdot V}{V_T} \text{ avec } V_T \text{ est la somme de toutes les volumes dans la solution}$$

$$Disparu : [A]_d = 2[B]_o$$

$$Restante : [A]_r = [A]_o - [A]_d$$

+ Le réactif limitant : est la comparaison entre deux réactifs et celui dont son nombre de mole ou concentration est plus petite alors elle devient le réactif limitant. $\frac{[A]_o}{\alpha} > \frac{[B]_o}{\beta}$ alors $[B]_o$ est le **R.L**

+ Les vitesses dans cinétique chimique :



Vitesse de Formation

Vitesse moyenne de Formation

$$V_m = \frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ or } V_m = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

C'est la variation de nombre de mole ou la concentration par rapport au temps avec la projection sur la **COURBE**

Vitesse instantanée de Formation

$$V_i = \frac{dC}{dt} \text{ or } V_i = \frac{dn}{dt}$$

C'est le dérivé de nombre de mole ou la concentration par rapport au temps avec la projection sur la **TANGENTE**



Vitesse de Disparition

Vitesse moyenne de Disparition

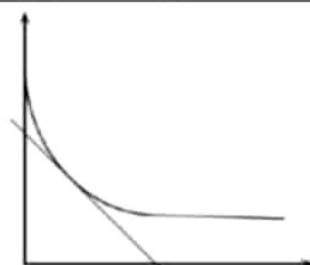
$$V_m = -\frac{\Delta C}{\Delta t} \text{ or } V_m = -\frac{\Delta n}{\Delta t}$$

C'est l'opposé de la variation de nombre de mole ou la concentration par rapport au temps avec la projection sur la **COURBE**

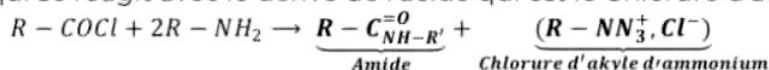
Vitesse instantanée de Disparition

$$V_i = -\frac{dC}{dt} \text{ or } V_i = -\frac{dn}{dt}$$

C'est l'opposé du dérivé de nombre de mole ou la concentration par rapport au temps avec la projection sur la **TANGENTE**

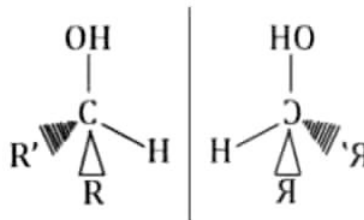


développé de l'amine qui se réagit avec le dérivé de l'acide qui est le Chlorure d'acyle :



+ Enantiomères : est des molécules images l'une à l'autre sur un miroir :

N.B que cette formule existe qu'avec un Alcool II et l'acide lactique.



+ Les différentes méthode pour déterminer la masse molaire d'un composé organique :

* Si l'exercice vous donne la masse en % et vous demande de déterminer la formule brute du composé chimique, si c'est entre acide carboxylique, ester, alcool, cétone, aldéhyde et etheroxyde on utilise cette formule :

$$\frac{M_{(O)}}{\%O} = \frac{M}{100}$$

* Si c'est le cas de l'amine : $\frac{M_{(N)}}{\%N} = \frac{M}{100}$

* Si la masse est en gramme : $M = \frac{M_{(O)}}{m}$

Si on vous donne le rendement de la réaction qui est celui de l'Estérification ou Hydrolyse de l'Ester suivez les étapes :

* **Etape 1** : on pose $n = \frac{m}{M}$

* **Etape 2** : d'après le rendement de la réaction $\rho = \frac{n_1}{n} \times 100 \Rightarrow n_1 = \frac{\rho \cdot n}{100}$ avec $M_1 = \frac{m_1}{n_1}$

* **Etape 3** : puis on remplace ; Après calcul de la formule brute.

+ Obtention d'alcanoate de sodium : $R - COOH + NaOH \rightarrow \underbrace{R - COO^- + Na^+}_{\text{Alcanoate de sodium}}$

+ Obtention d'alcanoate d'ammonium : $R - COOH + NH_3 \rightarrow \underbrace{R - COO^- + NH_4^+}_{\text{Alcanoate d'ammonium}}$

+ Obtention d'alcanoate d'alkyl ammonium : $R - COOH + R' - NH_2 \rightarrow \underbrace{R - COO^- + R' - NN_3^+}_{\text{Alcanoate d'alkyl ammonium}}$

+ Obtention de chlorure d'alkyl ammonium : $R - COCl + R' - NH_2 \rightarrow \underbrace{R - NN_3^+ + Cl^-}_{\text{Chlorure d'alkyl ammonium}}$

Les Notions :

+ Chimie Solution :

Les matériels et les produits pour réaliser une dilution : **Pipette, Fiole jaugée, Eau distillée, Solution mère, Blouse, Lunette, Gand et Masque**

+ Pour calculer la concentration commerciale qui a pour formule : $C_o = \frac{\rho \cdot \%m \cdot d}{100 \cdot M}$

Avec ρ : **Rho** de l'eau, $\%m$: **masse en pourcentage**, d : **la densité** et M : **la masse molaire**, C'est utilisable pour deux fonctions chimiques soit **HCl** et **HNO₃**.

+ **Chimie Organique** : Obtention des deux formes de **But-2-ène** :

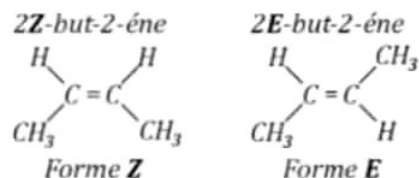
+ Une méthode de plus pour calculer la masse molaire : $d = \frac{M}{29}$

+ Si dans un exercice de chimie solution là où il s'agit d'une solution Tampon pour calculer V_a et V_b on doit poser $V_T = V_a + V_b$ en tant que

Première équation et puis on pose $V_a = \frac{C_b V_b}{2C_a}$ puis on la remplace

Dans la première équation sous la forme $V_T = \frac{C_b V_b}{2C_a} + V_b$, après on calcule pour le premier volume.

Suite insha allah dans un exercice sur YouTube : **PrepaBACmr**



Chapitre III : Chimie Organique

A retenir : Alcène : C_nH_{2n} ; Alcane : C_nH_{2n+2} ; Alkyle : C_nH_{2n+1} ; Alcyne : C_nH_{2n-2}

Les Fonctions chimiques :

- * **Alcools et Ether-oxydes :** Formule Brute : $C_nH_{2n+2}O$;

Pour déterminer nombre de n de cette famille : $14n + 18 = M \Rightarrow n = \frac{M-18}{14}$

Nomenclature :	
Alcool (ol)	Ether-oxydes (oxy)
Les formules générales des classes de l'alcools + Alcool primaire I : $R - CH_2 - OH$ + Alcool secondaire II : $R - CH(OH) - R'$ + Alcool tertiaire III : $R - C(OH)(R'') - R'$	La formule générale : $R - O - R'$

- * **Acide carboxylique et Ester :** Formule Brute : $C_nH_{2n}O_2$;

Pour déterminer nombre de n de cette famille : $14n + 32 = M \Rightarrow n = \frac{M-32}{14}$

Nomenclature :	
Acide carboxylique (oïque)	Ester (oate)
La formule générale : $R - COOH$	La formule générale : $R - COO - R'$

- * **Aldéhyde et Cétone :** Formule Brute : $C_nH_{2n}O$;

Pour déterminer nombre de n de cette famille : $14n + 16 = M \Rightarrow n = \frac{M-16}{14}$

Nomenclature :	
Aldéhyde (al)	Cétone (one)
La formule générale : $R - CHO$	La formule générale : $R - CO - R'$

- * **Amines et Amides :**

Amine	Amide
La formule Brute : $C_nH_{2n+3}N$ Pour déterminer nombre de n : $n = \frac{M-17}{14}$ Les formules générales des classes de l'amine + Amine I : $R - NH_2$ + Amine II : $R - NH - R'$ + Amine III : $R - N(R'') - R'$	La formule Brute : $C_nH_{2n+1}ON$ Pour déterminer nombre de n : $n = \frac{M-31}{14}$ Les formules générales des classes de l'amide + Amide Monosubstitué : $R - C(=O)_{NH_2}$ + Amide N-substitué : $R - C(=O)_{NH-R'}$ + Amide N, N-substitué : $R - C(=O)_{N(R'')(R')}$

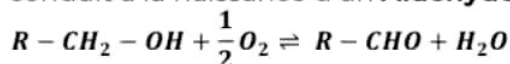
Markovnikov : D'après l'expérience de Markovnikov il a démontré que l'hydratation d'un alcène conduit à la naissance d'un alcool. **Alcène** + $H_2O \rightleftharpoons$ **Alcool**

Alcool majoritaire : $R - CH(OH) - R'$ / Alcool minoritaire : $R - CH_2 - OH$

+ Oxydation d'un alcool :

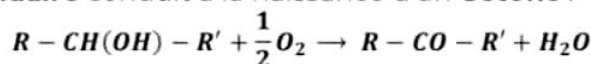
Oxydation managée : est lorsque l'alcool avec l'état gazeux ou liquide ne modifie pas le squelette carboné.

+ Oxydation d'un **alcool primaire** conduit à la naissance d'un **Aldéhyde** :



La réaction est en excès pour oxyder l'**aldéhyde** vers un **A. carboxylique** : $R - CHO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow R - COOH$

+ Oxydation d'un **alcool secondaire** conduit à la naissance d'un **Cétone** :



+ Oxydation d'un **alcool tertiaire** pas d'effet car un alcool III ne s'oxyde pas.

+ Oxydation en état de liquide en milieu acide avec les couples et leurs équations électroniques :

* Permanganate de potassium : $MnO_4^- / Mn^{2+} \rightleftharpoons MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$

* Dichromate de potassium : $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+} \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$

$$pK_a = -\log K_a \text{ et } pK_e = -\log K_e = 14$$

$$K_e = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$$

+ Pour calculer le pH_f d'un acide on utilise le facteur de la dilution : $pH_f = pH_o + \log n$

$$\text{Avec } n = \frac{V_f}{V_o} = \frac{C_o}{C_f}$$

$$pK_a = -\log K_a \text{ et } pK_e = -\log K_e = 14$$

$$K_e = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$$

+ Pour calculer le pH_f d'une base on utilise le facteur de la dilution : $pH_f = pH_o - \log n$

$$\text{Avec } n = \frac{V_f}{V_o} = \frac{C_o}{C_f}$$

⇒ **Solution Tampon** : est un mélange d'un acide et une base dans des proportions particulières, elle est caractérisée par : $pH = pK_a$

pH varie légèrement avec la : **Dilution, ajout de H_3O^+ et ajout de OH^-**

Pour préparer un solution tampon : $n_{faible} = 2 \cdot n_{fort}$

⇒ **Loi de conservation de la matière** : est la loi dont on utilise pour calculer les concentrations des espèces chimiques présente dans une solution ; et ces étapes sont :

+ Calcule des bilans **qualitatifs** et **quantitatifs** ou les **molarités** des espèces chimiques :

$$AH, H_3O^+, OH^-, H_2O \text{ et } A^- \setminus [H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ et } [OH^-] = 10^{pH-14}$$

+ **Electroneutralité (E.N)** : est la somme des charges positifs qui est égal à la somme des charges négatifs. $\sum \oplus = \sum \ominus \Rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] + [A^-]$

+ **Conservation de la matière (C.M)** : c'est utiliser pour calculer la concentration de l'acide donné.

$$C = [A^-] + [AH] \Rightarrow [AH] = C - [A^-]$$

⇒ Le rapport du couple acide-base : $\frac{[A^-]}{[AH]} = 10^{pH-pK_a}$

$$\text{Remarque : } [Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_T} \text{ et } [Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_T} \text{ avec } V_T = V_a + V_b$$

Les Démonstrations :

Les relations entre pH, α, pK_a, C :

$$pH = pK_a + \log \frac{\alpha}{1-\alpha} ??$$

$$\alpha = \frac{1}{1+10^{pH-pK_a}} ??$$

$$K_a = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha} ??$$

Vidéos sur YouTube la chaîne :

- + **Temps demi-réaction $t_{1/2}$** : est le temps nécessaire à la disparition de la moitié de réactif limitant.
- + **L'eau glacée ou refroidir** : l'effet de l'utilisation de l'eau glacée ou refroidissement c'est pour arrêter la réaction.
- + L'observation de la totalité ou limitée de la réaction dépend de la variation de la courbe.
- + La variation de la vitesse se diminue avec le temps lors de la variation de la concentration ou nombre de mole.
- + La décoloration dépend de l'équivalence de la réaction.
- + **Un catalyseur** : est une substance à être utiliser pour accélérer la réaction.
- + Pour déterminer la constante d'équilibre **K** d'une réaction en cinétique chimique :

$$\alpha A + \beta B \rightleftharpoons \Omega C + \gamma D \quad d'ou \quad K = \frac{[C]_o^\Omega \cdot [D]_o^\gamma}{[A]_o^\alpha \cdot [B]_o^\beta}$$

- Le tableau d'avancement en cinétique chimique :

	αA	βB	ΩC	γD
$t = 0$	n_o	n_o	0	0
$t \neq 0$	$n_o - \alpha X$	$n_o - \beta X$	ΩX	γX
$t_f \neq 0$	$n_o - \alpha X_m$	$n_o - \beta X_m$	ΩX_m	γX_m