

Chimie : Cinétique

Le But : La cinétique s'intéresse à l'étude des vitesses des réactions et des facteurs qui influencent le déroulement dans le temps des transformations.

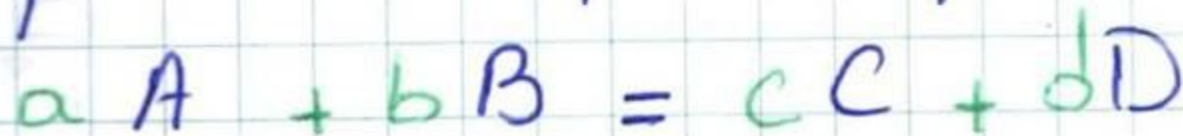
Dans une réaction chimique :

$$\begin{array}{ccc}
 \text{Réactifs} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & \text{Produits} \\
 v = - \frac{\partial [\text{Réactifs}]}{\partial t} & = & + \frac{\partial [\text{produits}]}{\partial t}
 \end{array}$$

↑ représente la disparition

↑ représente l'apparition

* La vitesse peut être exprimée pour chaque composé :



$$\text{Donc on a } v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\partial [A]}{\partial t} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{\partial [B]}{\partial t} = +\frac{1}{c} \cdot \frac{\partial [C]}{\partial t} = +\frac{1}{d} \cdot \frac{\partial [D]}{\partial t}$$



$$\text{donc } v = -\frac{\partial [H_2]}{\partial t} = -\frac{\partial [I_2]}{\partial t} = +\frac{1}{2} \frac{\partial [HI]}{\partial t}$$

L'ordre d'une réaction : y'a 3 types de R^x : d'ordre (0, 1, 2)

La vitesse d'une réaction est liée à la concentration des réactifs

par l'équation générale de la proportionnalité :

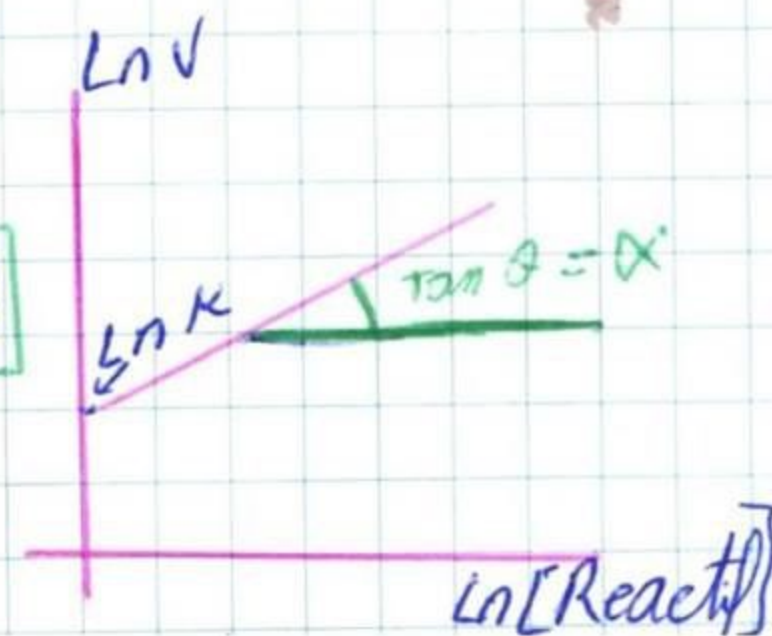
$$v = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{la constante de } v}}{K} [\text{réactifs}]^x \quad \leftarrow \text{l'ordre de la } R^x \text{ (global)}$$

Si l'ordre = Σ des coef stœchiom $\rightarrow$ la R^x est élémentaire

Comment Déterminer l'ordre

Graphiquement :

$$\ln v = \ln K + x \ln [\text{Réactifs}]$$



L'équation D'Arrhenius :

- * elle met en évidence les paramètres qui influencent k sur v
- * C'est à dire les effets de la T et du catalyseur
- * Ces deux paramètres permettent l'accélération de la R^A
- * c'est à dire l'obtention des produits

* Donc $k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$

A :

E_a : Energie d'Activation

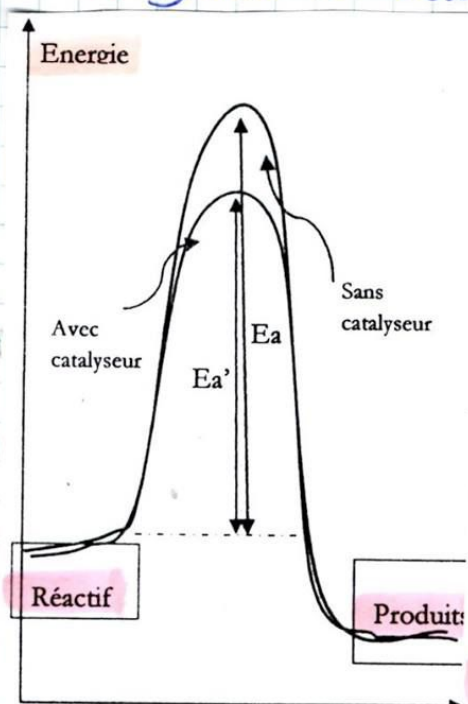
Pour deux températures T_1, T_2

$k_1 = Ae^{-\frac{E_a}{RT_1}}$; $k_2 = Ae^{-\frac{E_a}{RT_2}}$

→ Le rapport des 2 $\frac{k_2}{k_1} = e^{-\frac{E_a}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)}$

Donc $\ln k_2 = \ln k_1 + \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right)$

- Dans le cas du catalyseur $E_a \downarrow$ ce qui mène à $\uparrow v$



D'après le tracé montré sur la figure, il apparaît clairement que la réaction réalisée avec catalyseur se fait plus rapidement vu que la barrière énergétique à franchir qui est l'énergie d'activation est plus faible $E_a' < E_a$.

A la même température et suivant l'équation d'Arrhenius, lorsque $E_a' < E_a$ on obtient $k' > k$.

$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$ et $k' = Ae^{-\frac{E_a'}{RT}}$

Le rapport donne :

$\frac{k'}{k} = \frac{Ae^{-\frac{E_a'}{RT}}}{Ae^{-\frac{E_a}{RT}}}$

L'écart de l'énergie d'activation dû au catalyseur est donc obtenu grâce à l'équation :

$E_a - E_a' = RT \ln \frac{k'}{k}$

L'ordre 0

Dans une R^x d'ordre 0, $x = 0$

* La vitesse :

$$v = k[A]^x = k[A]^0 = k$$

$$v = k \text{ et } k \cdot \Delta t = \Delta x$$

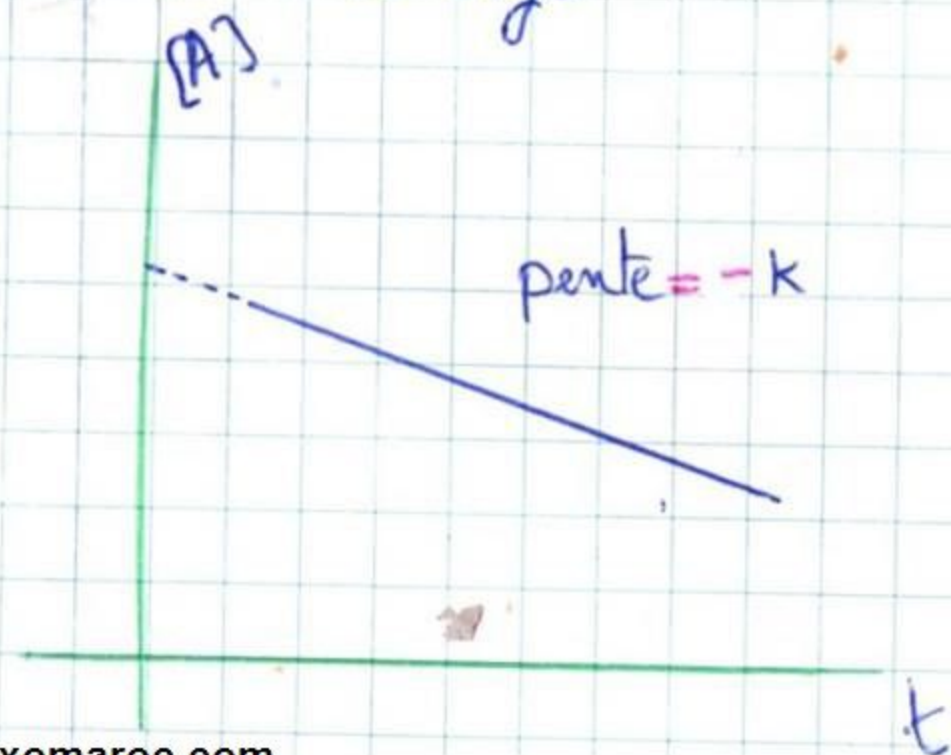
$$[A] = [A]_0 - k \cdot t$$

* Lorsque $t = t_{1/2}$

$$[A] = \frac{[A]_0}{2} \text{ donc } t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$$

* L'unité de $k = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

Remarque : Dans l'ordre 0 le temps de la demi-réaction est dépendant de la concentration initial des réactifs



L'ordre 1

Dans une R^x d'ordre 1, $x = 1$

* La vitesse s'écrit :

$$v = k[A]^x = k[A]^1 = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

on obtien aussi :

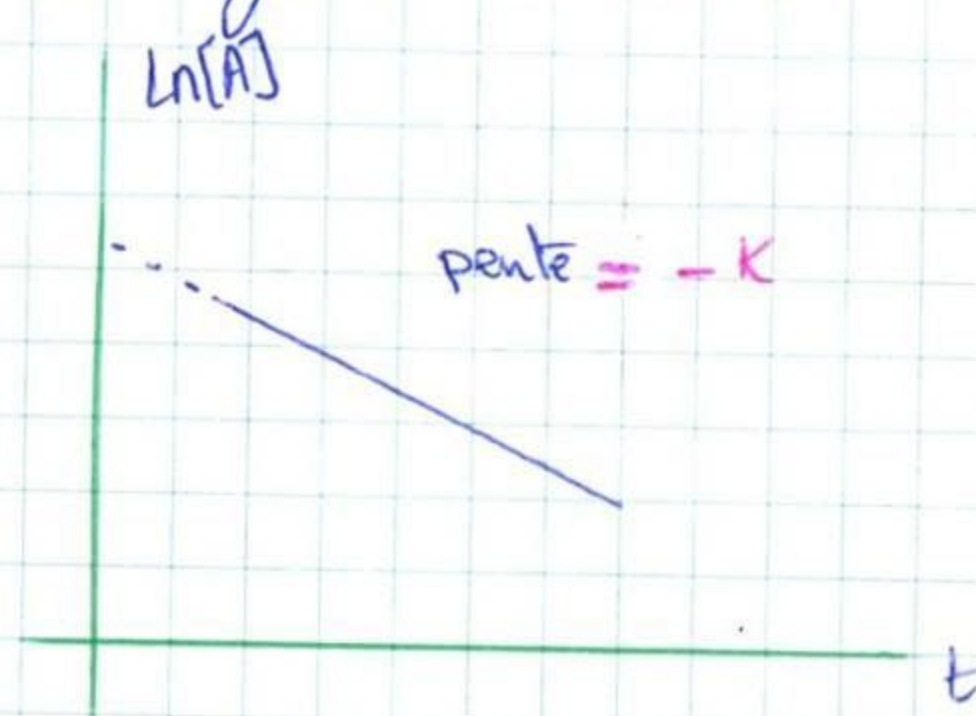
$$\ln[A] = \ln[A]_0 - k \cdot t$$

* Lorsque $t = t_{1/2}$

$$[A] = \frac{[A]_0}{2} \text{ donc } t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

* L'unité de $k = \text{s}^{-1}$

Remarque : Dans l'ordre 1 le temps de la demi-réaction est indépendant de la concentration initial des réactifs



L'ordre 2

Dans une Reaction d'ordre 2, $x = 2$

* La vitesse s'écrit :

$$v = k[A]^x = k[A]^2 = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

on obtien aussi :

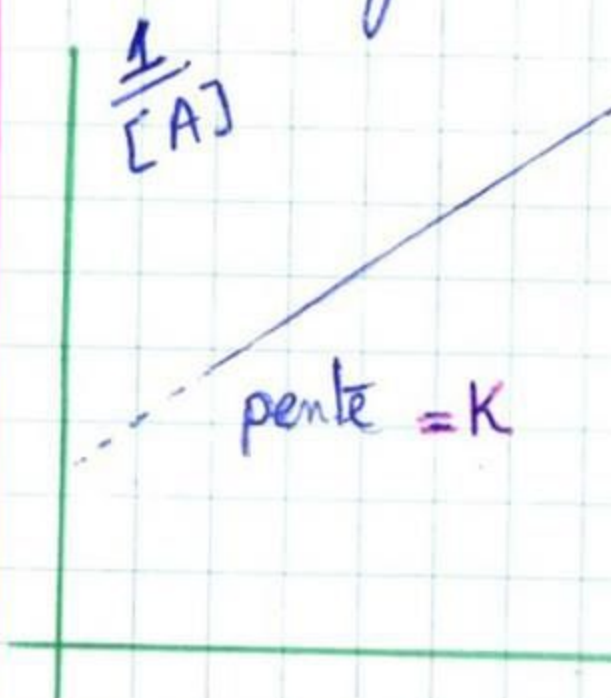
$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + k \cdot t$$

* Lorsque $t = t_{1/2}$

$$[A] = \frac{[A]_0}{2} \text{ donc } t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot [A]_0}$$

* L'unité de $k = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

Remarque : Dans l'ordre 2 le temps de la demi-réaction est inversement proportionnel à la concentration initial des réactifs



Révision chimie partie 1

Thermochimie

Le But : C'est les $\leftrightarrow$ lors d'une transformation chimique

(A) Etat initiale $\xrightarrow{\hspace{2cm}}$ Etat finale (B)
 $T_A, V_A, P_A \quad T_B, P_B, V_B$

Remarque : Q and

T est cst on appel ça **ISOTHERME**
 P " " " " **ISOBARE**
 V " " " " **ISOCHORE**

L'équation des gaz parfait : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
 $\underbrace{P}_{\text{Pa atm}} \cdot \underbrace{V}_{\text{m}^3} = \underbrace{n}_{\text{mol}} \cdot \underbrace{R}_{\text{ARR}} \cdot \underbrace{T}_{\text{K} = \text{C} + 273}$

$$R = 0.082 \text{ l} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$R = 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$R = 2 \text{ cal} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}^{-1} \text{ puisque } 1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$$

Des Définitions

La pression : c'est les intercession entre les molécules de gaz et les parois d'un recipient

Temperature : c'est le degre de l'agitation moléculaire

Premier principe de Thermochimie

C'est le principe de conservation d'énergie

* Dans un système isolé (y'a pas d'énergie) l'énergie dépend de l'Etat i et f et non du chemin suivie

* $\leftrightarrow$ d'énergie se fait sous forme de chaleur Q et de Travail w

* Dans un système : - Ouvert y'a $\leftrightarrow$ de Q et de w Ex: un Arbre
 - Fermer y'a $\leftrightarrow$ de Q seulement Ex: Télévision
 - isoler y'a pas d'échange ni de Q ni de w Ex: Thermos

- l'énergie interne : c'est la chaleur à V est (DU) car $\Delta U = W + Q$ l'énergie mécanique $W = -P \cdot \Delta V$

l'énergie thermique $Q = n \cdot C \cdot \Delta T$
 $\downarrow$
 n: le mol $\downarrow$ capacité calorifique $T_f - T_i$

l'énergie est conserver, elle est ni créer ni détruite

L'enthalpie DH

c'est la chaleur à P cst car : $\Delta H = \Delta U + \Delta n \cdot RT$

Δn : c'est le coefficient des gaz produit - les coefficient de gaz réactif

- Lois de Hess : c'est la variation de l'enthalpie DH qui est déterminé à partir de la variation de l'enthalpie de formation ΔH_f° car :

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produit} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ réactif}$$

Remarque le ΔH_f° d'un corp pure égale à 0 ($O_2, H_2, N_2, C(s), d \dots$)

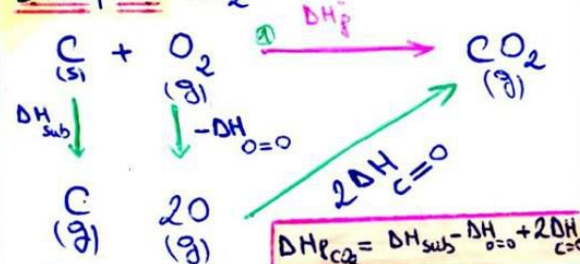
Le sens des $\leftrightarrow$ d'énergie w et Q

- l'énergie reçus est $\oplus$, l'énergie fournis est $\ominus$ Exemple : Système fournis une chaleur Q de 135 KJ/mol donc $Q = \ominus 135 \text{ KJ/mol}$

Lois de Kirch : elle permet de déterminer DH lors d'un changement de Température donc $\Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta C_p (T_2 - T_1)$ car $\Delta C_p = \sum C_p \text{ produit} - \sum C_p \text{ réactif}$

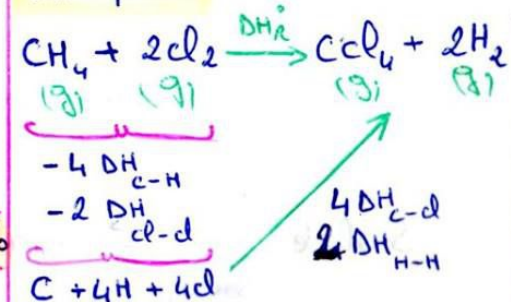
L'énergie de Liaison :

Exemple 1 CO_2



Remarque : Si le DH est $\oplus$ donc on a une formation de liaison si elle est $\ominus$ on a une rupture de liaison

Exemple 2



$$\Delta H_R^\circ = -4\Delta H_{C-H} - 2\Delta H_{Cl-Cl} + 4\Delta H_{C-Cl} + 2\Delta H_{H-H}$$

deuxième principe de la thermochimie

L'entropie

Dans un processus Naturel, l'entropie de l'univers augmente
(ΔS)

Donc

$$\Delta S = S^{\circ}_{\text{final}} - S^{\circ}_{\text{initiale}} > 0 ; \Delta S \neq 0 \text{ corps simple}$$

l'entropie: c'est le désordre moléculaire



$$\Delta S^{\circ} = S^{\circ}_{C_{(g)}} - S^{\circ}_{C_{(s)}} = 158,1 - 5,6 > 0$$

152,5

la Variation de l'entropie

L'enthalpie libre DG°

$$\Delta H^{\circ} = \Delta G^{\circ} + T \cdot \Delta S^{\circ}$$

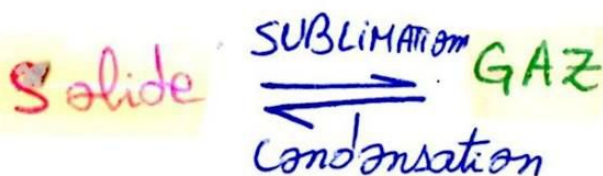
Donc
$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S^{\circ}$$

Remarques : $\Delta G^{\circ} = 0 \rightarrow$ Equilibre chimique
 $< 0 \rightarrow$ Réaction possible

① $\Delta G^{\circ} < 0 \rightarrow$ Réaction possible
 $> 0 \rightarrow$ Réaction impossible

② $\Delta H^{\circ}_R \begin{cases} < 0 \rightarrow \text{exothermique} \\ > 0 \rightarrow \text{endothermique} \end{cases} ; \Delta H^{\circ}_R = 0 \text{ R}^{\circ} \text{thermique}$

③ pour qu'une R° soit possible en change de T
car $\Delta G^{\circ} < 0 \rightarrow \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ} < 0$ donc $T > \frac{\Delta H^{\circ}}{\Delta S^{\circ}}$



L'équilibre chimique

Le But : Dès la fin de la réaction chimique on va savoir si y'a + de réactifs ou + de produits (+ y'a de réactifs, - y'a de produits)

* Pendant une R^{ch} chimique le quotient réactionnel Q ↑ jusqu'à l'équilibre

$K = Q_e$ ← il devient constant

Sachant que $Q = \frac{\text{coefficients des Produits}}{\text{coefficients des réactifs}}$

* à l'équilibre $Q = K$ donc $\Delta G_{\text{standard}} = 0$ (l'enthalpie libre)
↑ Cst de l'équilibre

$$\text{car } \Delta G_{\text{Libre}}^{\circ} = \Delta G_{\text{standard}}^{\circ} - R.T. \ln Q \quad \text{Donc } \Delta G_{\text{Libre}}^{\circ} = -R.T. \ln K$$

$$\text{Donc } K = e^{-\frac{\Delta G^{\circ}}{R.T}} \quad (1)$$

Mais y'a d'autre façon d'exprimer l'équilibre

mais avant ça vous devez savoir que y'a deux type d'équilibre

(2)

• **Homogène** : les réactifs de la réaction sont tous gazeux

Exemple $N_2O_4 \rightleftharpoons N_2 + 2O_2$ dans ce cas

Le K en fonction de la pression $\rightarrow K_p = \frac{P_{N_2} \cdot P_{O_2}^2}{P_{N_2O_4}}$

• **Hétérogène** : Les réactifs de la R^{ch} N_2O_4 sont en plusieurs phase

Exemple $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$ Donc $K_p = \frac{P_{CO_2}}{P_{O_2}^2}$

(3) La 3^e expression d'équilibre en fonction de $[C]$

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

La relation entre la pression et la concentration

$$P.V = n.R.T \quad \text{Donc } P = \frac{n}{V} \cdot R.T \rightarrow P = [C] \cdot R.T$$

comme $K_p = \frac{P_c^c \cdot P_d^d}{P_a^a \cdot P_b^b}$ Alors $= \frac{([C] \cdot R.T)^c \cdot ([D] \cdot R.T)^d}{([A] \cdot R.T)^a \cdot ([B] \cdot R.T)^b}$

$$K_p = K_c \cdot R.T^{c+d+(-a-b)} = K_c \cdot R.T^{\Delta n}$$

l'évolution de l'équilibre

	$NH_3 + 3HF \rightarrow$		$NF_3 + 3H_2$	
t_0	2	5	0	0
t_{eq}	$2-x$	$5-3x$	x	$3x$

$$n_T = (2-x) + (5-3x) + x + 3x$$

$$n_T = 2 + 5 + x + 3x - x - 3x ; n_T = 7$$

Sachant que la loi des gaz rare égale $P.V = n.R.T$

$$P_T = n_T \cdot \frac{R.T}{V} ; P_i = n_i \cdot \frac{R.T}{V}$$

Donc la relation entre P_T, P_i $\circ P_i = \frac{n_i}{n_T} \cdot P_T$

Donc $P_{i_{NF_3}} = \frac{x}{7} P_T$

le coefficient de dissociation (α) $\circ$ représente le Taux des Réactifs disparu

$$\alpha = \frac{\text{quantité dissocié}}{\text{quantité initiale}}$$



	n_0	(g)	(g)
t_0	n_0	0	0
t_{eq}	$n_0 - x$	x	$2x$
	$n_0 - \alpha n_0$	αn_0	$2\alpha n_0$

car $\circ n_T = n_0 - x + x + 2x$

et $\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\text{quantité dissocié}}{\text{quantité initiale}}$

sachant que $0 < \alpha < 1$

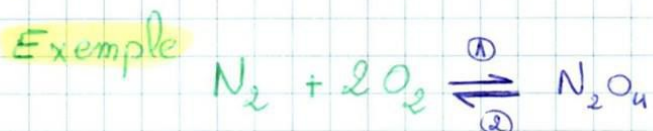
Remarque : Si $K_p > 1$ donc R^* évolue dans le sens ①

① Déplacement de l'équilibre : réactifs $\xrightleftharpoons[\text{②}]{\text{①}}$ Produits

① Principe de l'échafaudier : l'équilibre se déplace ≠ de la modification

a) l'influence de la quantité :

l'équilibre se déplace dans le sens de la disparition du composé ajouté



si on ajoute N_2 à l'équilibre Donc le sens 1 et si on ajoute du N_2O_4 on est dans le sens 2

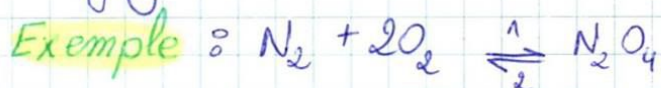
C'est à Dire : Si la quantité des réactifs augmente l'équilibre se déplace dans le sens 1

• Si la quantité des produits augmente ou le réactif diminue, l'équilibre se déplace dans le sens 2

b) l'influence de la pression

Si la pression augmente l'équilibre se déplace dans le sens de diminution du nombre de gaz

Si la pression diminue l'équilibre se déplace dans le sens d'augmentation du nombre de gaz



Si $P \uparrow$ 1 / Si $P \downarrow$ ②

c) l'influence de la température

Si la Température $\uparrow$ donc l'équilibre se déplace dans le sens (endothermique)

Si la Température $\downarrow$ donc l'équilibre se déplace dans le

Sens (Exothermique)

Remarque pour savoir laquelle des sens est endo ou exothermique on regarde ΔH donc si le $\Delta H < 0 \rightarrow$ Exothermique

$\Delta H > 0 \rightarrow$ Endothermique

* **Lois de Van't Hoff** : elle relie les constantes de l'équilibre avec la température c'est à dire nous montre l'effet de la T sur l'évolution de l'équilibre

$$\ln K_2 = \ln K_1 + \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Endothermique	Exothermique
$\Delta H > 0$ lorsque $T \uparrow$ on a $T_2 - T_1 > 0$ donc $\ln \frac{K_2}{K_1} > 0$ donc $K_2 > K_1$ C'est à dire $K \uparrow$ donc le sens 1	$\Delta H < 0$ $T \uparrow \rightarrow K_2 < K_1$ donc $K \downarrow$ et puisque $K \downarrow$ donc le sens 2

Remarque Si $K_p > 1$ donc $\Delta G < 0 \rightarrow$ Exothermique
 Si $K_p < 1$ donc $\Delta G > 0 \rightarrow$ Endothermique

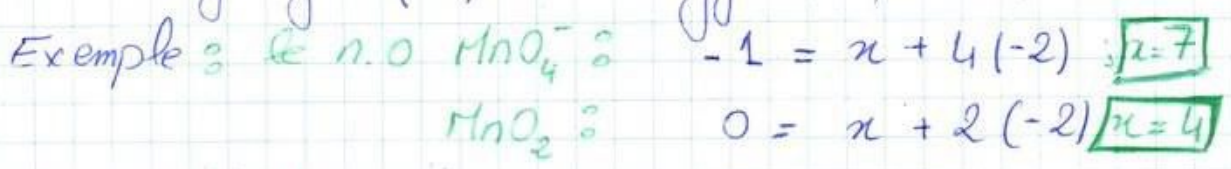
Oxyd / Red

- Une réaction d'oxydoreduction est une réaction qui met en jeu un transfert d'électrons entre ses réactifs
- Un oxydant est une espèce chimique capable de gagner un ou plusieurs (e)
- Un réducteur est une espèce chimique capable de perdre un ou plusieurs (e)
- le passage de l'ox au red est une réduction gain d'électrons
- le passage du red au ox est une oxydation perte d'électrons
- ex : $Ox + ne \rightarrow Red$ (Réduction) $Red \rightarrow Ox + ne$ (Oxydation)

Le numéro d'oxydation : n.o.

- Lors d'une oxydation le n.o augmente
Réduction le n.o diminue
- Comment calculer n.o ?
 - dans un corps pur le n.o = 0
 - dans un ion le n.o = la charge de l'ion
 - le n.o de l'hydrogène (I) et de l'oxygène (-II)

Chiffre
//
reman



Potentiel redox (Nernst)



$$DE_{red/ox} = DE_{red/ox} + \frac{0.06}{n} \log \frac{Red_{\text{réactif}}}{Ox_{\text{produit}}} \dots \text{f.e.m}$$

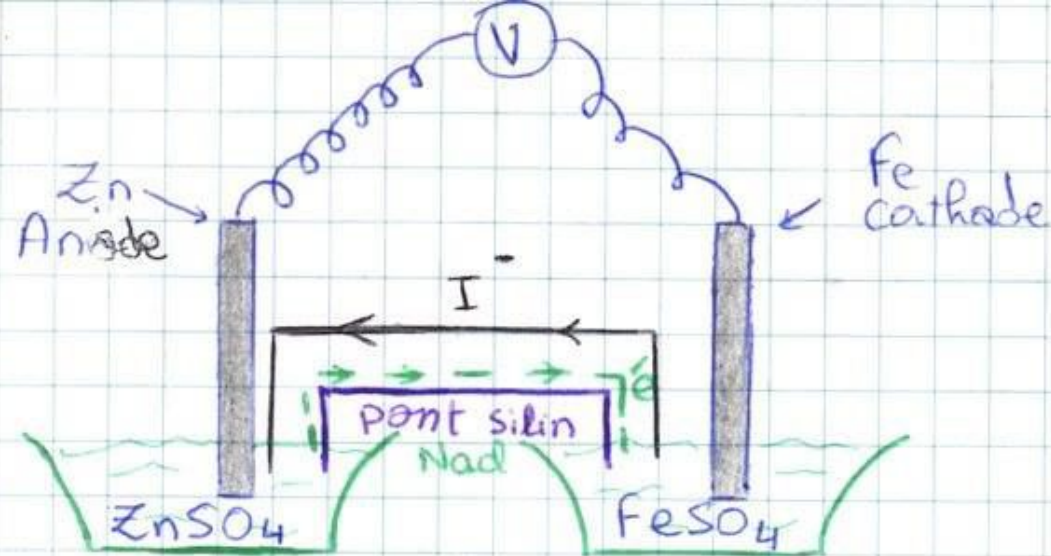
n = nombre d'e = dans la R^x

Dismutation : quand le même composé joue à la fois le rôle d'oxydant et de réducteur. exemple (MnO_4^{2-})

Le schéma de la pile :

Oxydant $\rightarrow$ cathode / Réducteur $\rightarrow$ Anode

A savoir : l'ox le plus F est celui qui a $E^\circ \uparrow$ le red + F est $E^\circ \downarrow$



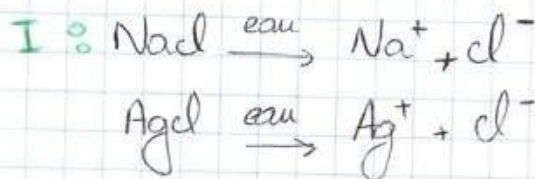
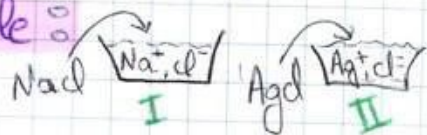
$$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot \Delta E \quad \text{Joul} \quad \Delta G < 0 \rightarrow R^x \text{ possible}$$

Solubilité

I / Détermination de la solubilité

la solubilité est la quantité maximal qui peut être dissoute dans 1L d'eau exprimé en (mol/L) ou (g/L)

Exemple :



$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]} ; K \cdot [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 10^{-10}$$

	$\text{AgCl} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$		
t_0	C_0	0	0
t_{eq}	$C_0 - S$	S	S

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = S \cdot S = S^2 \text{ donc } S = \sqrt{K_s} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

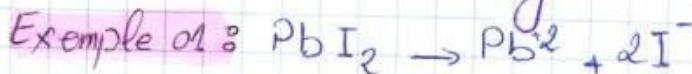
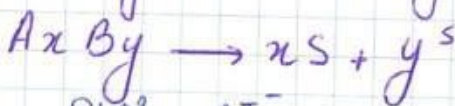
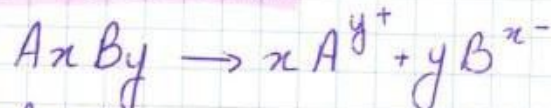
pour avoir S en g/L :

$$S = M(\text{AgCl}) \times 10^{-5} \text{ (g/L)}$$

pour dissoudre 1g il faut

$$\begin{aligned}
 1 \text{ L} &\rightarrow M \text{ mg} \\
 V &\rightarrow 1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}
 \end{aligned}$$

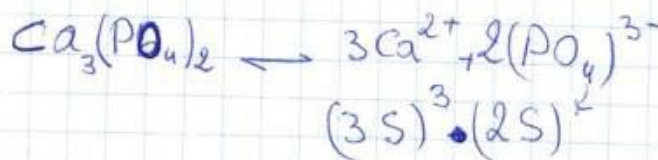
Donc pour déterminer la solubilité



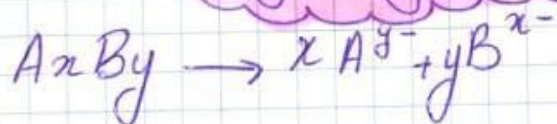
$$K_s = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

Exemple 02 :



Règle général



$$K_s = [A]^x [B]^y = (xS)^x \cdot (yS)^y = x^x y^y S^{x+y} ; S = \sqrt[x+y]{\frac{K_s}{x^x y^y}}$$

Effet sur la solubilité

Température : $\uparrow$ de T favorise le sens endo $\Delta H > 0$

l'ion en commun : l'ajout de l'ion diminue la solubilité

Exemple

	$AgCl \rightarrow Ag^+ + Cl^-$	
t_0	0	0
t_{eq}	S'	$S' + C$

$$K_s = 10^{-10} = [Ag^+][Cl^-] = S' \cdot S' + C$$

Approximation $S' \ll C \rightarrow S' + C \approx C$

$$K_s = S' + C \text{ donc } S' = \frac{K_s}{C}$$

Précipitation : c'est l'inverse de la solubilité, c'est la R^a de formation

du solide par ex: $AgCl \leftrightarrow Ag^+ + Cl^-$

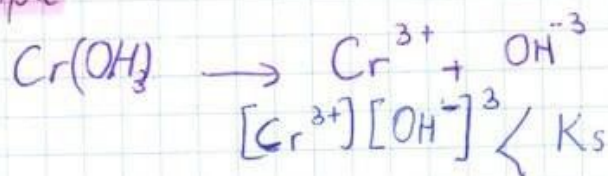
$Q = [Ag^+][Cl^-] \rightarrow$ si $Q < K_s$ (Pas de précipitation)

$Q > K_s$ (précipitation)

$Q = K_s$ (Saturation)

Que devant faire pour éviter la précipitation ?

Exemple



$$[OH^{-}]^3 < \frac{K_s}{[Cr^{3+}]}$$

$$[OH^{-}] < \sqrt[3]{\frac{K_s}{[Cr^{3+}]}}$$

Les définitions à apprendre :

Un électrolyte : est une espèce en solution qui libère un couple d'ions (cation et anion) exemple : $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Un acide : est un composé qui possède une case vide ou une charge $\oplus$, il libère des ions H^+

Une Base : est un composé qui contient une charge $\ominus$, il libère des ions OH^- ou capte des ions H^+

La Dilution : c'est la diminution de la concentration après l'ajout de l'eau, on applique la relation $C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$

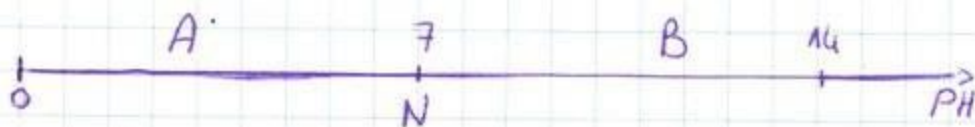
La Molarité : la concentration $[C]$ s'exprime en molarité (mol/l) sa loi est $C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$

La normalité : c'est la molarité fois le nombre de H^+ ou OH^- car $N = M \times n(\text{H}^+)$

La constante d'équilibre : $K_a = \frac{[C][D]^d}{[A]^a[B]^b}$ et le $pK_a = -\log[K_a]$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ et } pK_e = -\log[10^{-14}] = 14$$

$$pK_e = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$



Calcul de la concentration :

La molarité : $C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \dots$ Molarité

La normalité : $N = M \times \text{le nombre de H ou OH}^-$

Lors d'une dilution on applique : $C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$

Calcul du PH Acide / Base

① **Acide fort** : c'est un acide qui se dissocie totalement dans l'eau $\text{pH} = \log [C]$ $[\text{HCl}, \text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HClO}_4]$

Remarque : • on calcule le PH avec la concentration en normalité
• on doit toujours avoir un PH inférieur à 7 lors d'un acide, si c'est pas le cas alors on doit pas négliger la dissociation de l'eau c'est à dire $[C] = [C]_{\text{de l'acide}} \times 10^{-7}$

Exemple : PH de l'HCl = 9 $\leftarrow$ y'a une ANOMALIE !!!
donc $\text{pH} = -\log [10^{-9} \cdot 10^{-7}] = 6,95$ ✓

② **Base forte** : C'est une Base qui se dissocie totalement dans l'eau, il libère OH^- $\text{pH} = 14 + \log [C]$

③ **Acide faible** : C'est un acide qui se dissocie partiellement dans l'eau, il libère des H^+ $\text{pH} = (-\log [C] + \text{pKa}) \frac{1}{2}$

$$\alpha = \frac{x}{C} \text{ donc } x = \alpha C \text{ si } C \uparrow \alpha \downarrow \text{ et } C \downarrow \alpha \uparrow$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \alpha C \text{ donc } \alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$$

pour que C diminue on doit faire la dilution
pour transformer l'acide faible à un acide fort on doit faire une dilution infinit car à ce moment α sera à sa valeur maximal = 1.

L'histoire de l'approximation :

par ex :

	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
t_0 :	C	/	0 0
t_{eq} :	$C - x$	/	x x
comme $x = \alpha C$ donc :	$C - \alpha C$		$\alpha C \quad \alpha C$
	$C(1 - \alpha)$	/	$\alpha C \quad \alpha C$

$$K_a = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{(Ca)^2}{C(1-x)}$$

Pas compris !!

④ Base faible : se dissocie partiellement dans l'eau

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a + 14 + \log[C])$$

SOLUTION TAMPON

Acide/Base (Faible) avec leur (Acide/Base) conjugué donne lieu à un milieu tamponné, Cette solution est obtenue par :

la demi neutralisation d'un (Acide/base) faible

La formule d'anderson : $pH = pK_a + \log \frac{[base]}{[Acide]}$

Alors la valeur du pH doit être entre $pK_a - 1 < pH < pK_a + 1$.

La Neutralisation

Cette partie est liée à l'indicateur coloré car on reconnaît l'indicateur grâce au pH

Un indicateur coloré : est une substance à caractère acido-basique qui changent de couleurs selon la nature du milieu.

Le dosage (titrage) d'un acide fort avec une Base Forte :

Exemple



t_0	n_A	n_B			
si $n_B < n_A$	$n_A - n_B$	0	n_B	-	$pH = AF$
Si $n_B = n_A$	0	0	n_A ou n_B	-	$pH = 7$
Si $n_B > n_A$	0	$n_B - n_A$	n_A	-	$pH = BF$
Si $n_B = 0$	n_A	0	n_A	-	$pH = AF$