

BILAN : CHIMIE

I. Nomenclature.

1. les acides

Acides binaires \rightarrow (X)-ure d'hydrogène
acide (X)-hydrique

Acides ternaires \rightarrow (nom du groupement) d'hydrogène
acide (nom du groupement)

2. les bases

Hydroxyde de (M) + valence si famille b

3. les sels

Sels binaires \rightarrow (X)-ure de (M)

Sels ternaires \rightarrow (groupement) de (M)

4. les oxydes

Oxydes métalliques ou basiques \rightarrow oxyde de (M) + valence
si famille b

Oxydes non-métalliques ou acides \rightarrow préfixe - oxyde de (X)

Préfixes :	$\frac{nb \text{ O}}{nb \text{ X}}$	$\frac{1}{1}$ mono	$\frac{4}{1}$ tétra	$\frac{5}{2}$ hémipent
		$\frac{2}{1}$ di	$\frac{1}{2}$ héli	$\frac{7}{2}$ hémisept
		$\frac{3}{1}$ tri	$\frac{3}{2}$ hémistri	

5. les groupements

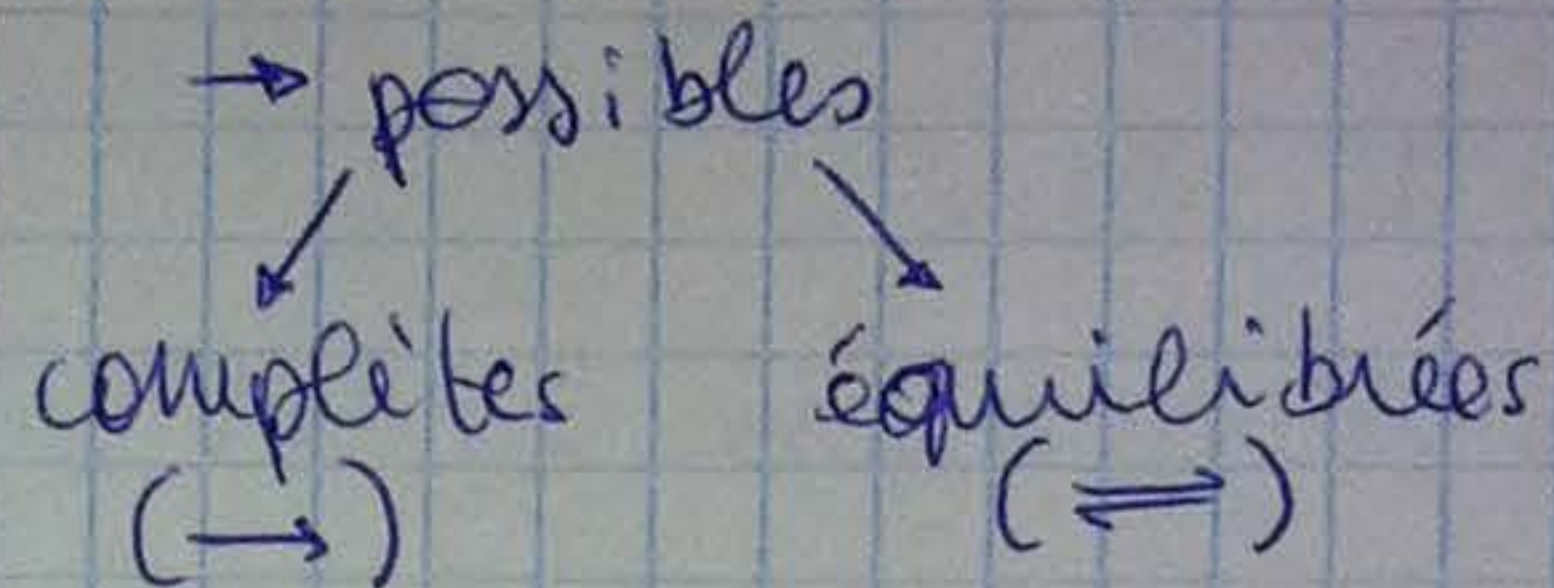
I	II	III
OH^- hydroxyde	CO_3^{2-} carbonate	PO_3^{3-} phosphite
NO_2^- nitrite	SO_3^{2-} sulfite	PO_4^{3-} phosphate
NO_3^- nitrate	SO_4^{2-} sulfate	
MnO_4^- permanganate	CrO_4^{2-} chromate	
CN^- cyanure	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ dichromate	
CH_3COO^- acétate		
ClO^- hypochlorite		
ClO_2^- chlorite		
ClO_2^- chlorate		
ClO_4^- perchlorate		
NH_4^+ ammonium		

I. Loi des gaz parfaits

$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ où $P = 1 \text{ atm}$ $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{mol} \cdot \text{K}$
 $^{\circ}\text{K} = 273 + ^{\circ}\text{C}$ ou $V = 22,4 \text{ l}$ $T = 273 \text{ K}$
où $P = 101325 \text{ Pa}$ $R = 8,314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 / \text{mol} \cdot \text{K}$
 $V = 0,0224 \text{ m}^3$ $T = 273 \text{ K}$

III. Les réactions chimiques

Réactions chimiques \rightarrow impossibles (\leftarrow)



IV. Entalpie et entropie

1. Entalpie H : contenu énergétique d'une substance

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$\Delta H < 0$: exo \rightarrow favorable

$\Delta H > 0$: endo \rightarrow défavorable

$\Delta H = 0$: ath \rightarrow /

2. Entropie S : mesure du désordre (nbr moles de gaz)

$$\Delta S = m_{g_p} - m_{g_r}$$

$\Delta S > 0$: désordre \uparrow \rightarrow favorable

$\Delta S < 0$: désordre \downarrow \rightarrow défavorable

$\Delta S = 0$: désordre = \rightarrow /

3. Combinaison des critères

- 2 facteurs favorables : r. complète
- 2 " défavorables : r. impossible
- 1 facteur favorable } r. équilibrée
- 1 facteur défavorable }

V. Tableau bilan

= tableau qui permet de calculer la composition d'un mélange réactionnel à l'équilibre en connaissant la composition initiale ou inversement.

V	1A	+ 2B	\rightleftharpoons 3C	+ 1D
I	a	b	0	0
R	-x	-2x	+3x	+x
E/F	a-x	b-2x	3x	x
C	$\frac{a-x}{V}$	$\frac{b-2x}{V}$	$\frac{3x}{V}$	$\frac{x}{V}$

$$\tau = \frac{|R|}{I} \cdot 100 = \frac{x}{a} \cdot 100 = \frac{x}{a} \%$$

τ est le taux d'avancement final d'une réaction
 = le rapport entre le nombre de moles de réactifs (en défaut) qui réagissent et le nombre de moles initiales.

si I : masse $\Rightarrow n = \frac{m}{M}$

volume gazeux $\Rightarrow n = \frac{V}{22,4}$ ou $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$

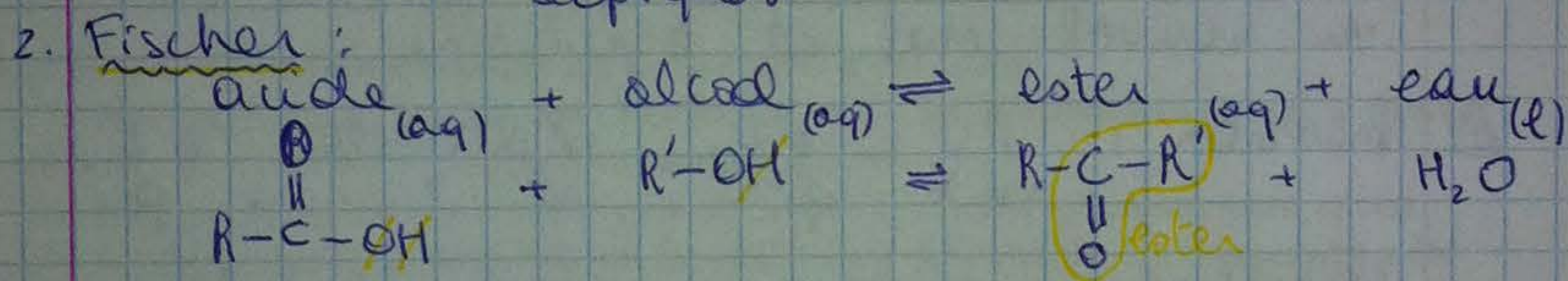
nbr de molécules $\Rightarrow n = \frac{\text{nbr moléc.}}{6 \cdot 10^{23}}$

volume liquide $\Rightarrow m = \rho \cdot V \Rightarrow n = \frac{m}{M}$

concentration molaire $\Rightarrow n = C \cdot V$

VI Etat d'équilibre dynamique

- 3 critères :
 - système isolé
 - propriétés macroscopiques ne changent pas = pas de changement visible.
 - 2 réactions en sens inverse se produisent à vitesses égales = transformations microscopiques



- Constante d'équilibre K_c : rapport constant ^{le} produit des concentrations des produits et le produit des concentrations des réactifs, les concentrations sont affectées d'un exposant égal au coef. stoch. correspondant.

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \quad (\text{unité variable})$$

⚠ pas de liquides ni de solides dans l'expression de K_c .

eau : [55,56 M] on la barre dans le tableau.

si $K_c > 10^3$ r. complète \rightarrow

$K_c < 10^{-3}$ r. impossible \leftarrow

$10^{-3} \leq K_c \leq 10^3$ r. équilibrée \rightleftharpoons

4. Déplacement d'équilibre :

expérimentateur	système veut	analyse	conclusion
$t^\circ \uparrow$	$t^\circ \downarrow$: fav. endo.	r. exo.	r. défav. \leftarrow
		r. endo.	r. favo. \rightarrow
$t^\circ \downarrow$	$t^\circ \uparrow$: fav. exo.	r. exo.	r. favo. \rightarrow
		r. endo.	r. défav. \leftarrow

Expérimentation	Système veut	Analyse	Conclusion
$\uparrow C_R$	$\downarrow C_R$	$R \rightleftharpoons P$	favorable \Rightarrow
$\downarrow C_R$	$\uparrow C_R$	$R \rightleftharpoons P$	défavorable \Rightarrow
$\uparrow C_P$	$\downarrow C_P$	$A \rightleftharpoons P$	défavorable \Rightarrow
$\downarrow C_P$	$\uparrow C_P$	$R \rightleftharpoons P$	favorable \Rightarrow
$\uparrow P$	$\downarrow P$ favor mg \downarrow	mg \uparrow mg \downarrow	défavorable \Rightarrow favorable \Rightarrow
$\downarrow P$	$\uparrow P$ favor mg \uparrow	mg \uparrow mg \downarrow	favorable \Rightarrow défavorable \Rightarrow

Loi de Le Chatelier: lorsque le système est en équilibre, toute modification d'un facteur nuisant son équilibre tend à provoquer une transformation du système en vue de s'opposer à cette modification, le système évolue vers un nouvel état d'équilibre.

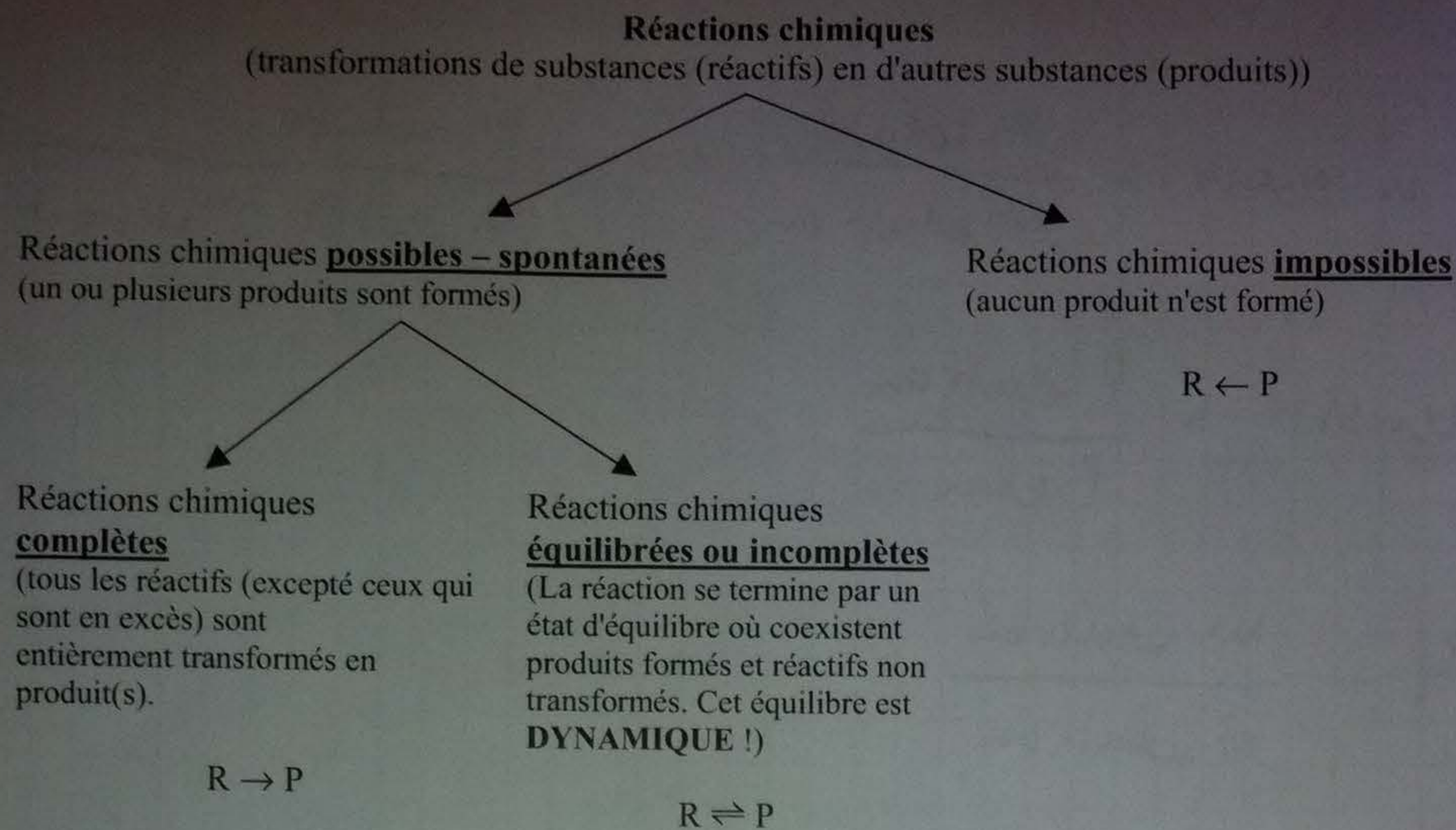
⚠ Pression: $\uparrow V : p \downarrow$ \uparrow altitude: $p \downarrow$
 $\downarrow V : p \uparrow$ \downarrow " : $p \uparrow$

catalyseur: substance qui, ajoutée au milieu réactionnel, augmente la vitesse de réaction et se retrouve inchangée à la fin de la réaction.

influence vitesse réaction:
 \uparrow Surface contact
 \uparrow t°
 \uparrow C_R
ajouter catalyseur

influence K_c : t° , pression, \mathcal{F}_R , \mathcal{F}_P

Synthèse finale du 1^{er} trimestre



L'**objectif d'une réaction chimique** est de fabriquer les produits.

- Une réaction impossible n'est donc pas favorable. Le scientifique sera obligé de trouver une autre réaction pour fabriquer les produits désirés.
- Une réaction complète est le cas le plus favorable. L'objectif est entièrement atteint.
- Une réaction équilibrée peut être soit favorable, soit défavorable. Un classement a été effectué grâce à la **constante d'équilibre K_c**.

Il est cependant possible de **déplacer cet équilibre** pour que la réaction soit plus favorable. Pour cela, on modifie des facteurs extérieurs (température, pression, concentrations...)

Comment déterminer le type de réaction ?

(3 moyens possibles : à choisir en fonction des données)

- Données pour remplir un tableau bilan (I, R, E/F, C)
- Variation d'enthalpie (ΔH) & variation d'entropie (ΔS)
- Valeur de la constante d'équilibre K_c de la réaction

VII. Solutions aqueuses

1. Solutions et concentrations

dissolution : phénomène au cours duquel un corps se dissout

soluté : corps qui se dissout

solvant : corps qui dissout

solution : mélange homogène formé par le soluté et le solvant

solution aqueuse : solution dont le solvant est l'eau H₂O

2. Concentrations des solutions

concentration massique $\gamma = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \left(\frac{\text{g}}{\text{l}} \right)$

concentration molaire $C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l}} \text{ ou } \text{M} \right)$

pourcentage massique $= \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{soluté}} + m_{\text{solvant}}} \cdot 100 = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{soluté}} + m_{\text{solvant}}} \cdot 100$ (%)

densité $d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}}$

masse volumique $\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$

$n = n \cdot M$

prélèvement : $V \neq$, $n \neq$, $C =$

dilution : $V \neq$, $C \neq$, $n =$

mélange : $C_{\text{tot}} = \frac{n_1 + n_2}{V_1 + V_2} = \frac{n_{\text{tot}}}{V_{\text{tot}}}$

3. Différents types de solutions aqueuses

Conductivité électrique : capacité à conduire le courant électrique, propriété qui caractérise une solution.

Solutions qui laissent passer le courant

⇒ contiennent des ions

électrolytes : substances qui, en se dissolvant, engendrent des ions libres.

Solutions qui ne laissent pas passer le courant

⇒ ne contiennent pas d'ions

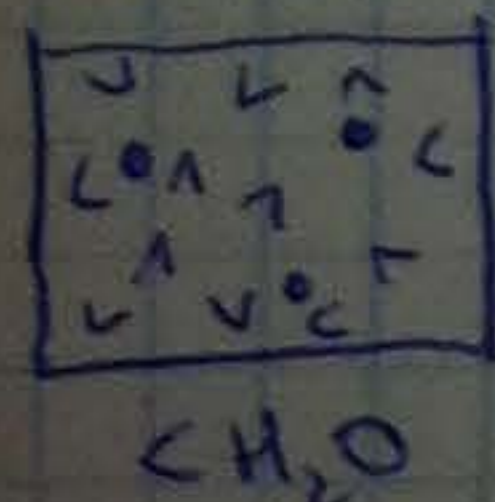
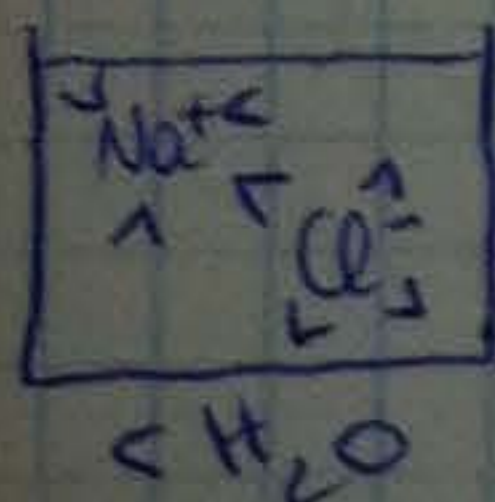
non-électrolytes : substances qui, en se dissolvant, engendrent pas d'ion libre.

Électrolyte ionophore :

les ions libérés lors de sa dissolution préexistaient dans le composé.

Électrolyte ionogène :

les ions libérés lors de sa dissolution ne préexistaient pas dans ce composé, ils se sont formés par réaction d'ionisation.



Electrolyte fort, se dissocie entièrement en ions libres, éq. compl. $K_c > 10^3$

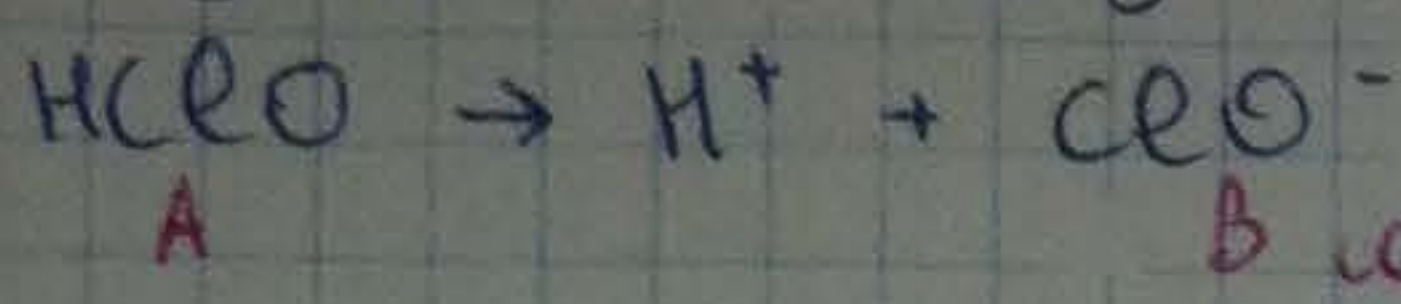
Electrolyte faible: se dissocie partiellement en ions libres, éq. équil., $10^{-3} \leq K_c \leq 10^3$

VIII. Réactions acides-bases

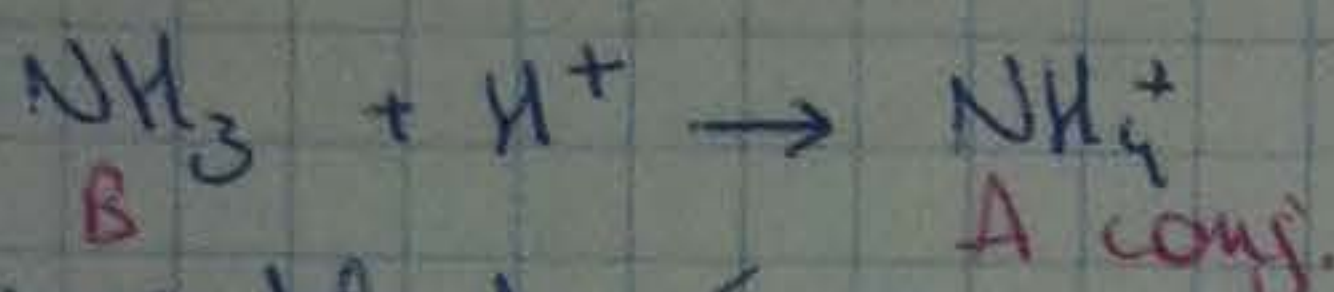
1. Couples acides - bases

① acide conjugué / ② base conjuguée

Δ loi de conservation des charges



couple HClO / ClO⁻



couple NH₄⁺ / NH₃

= ensemble formé par un acide et sa base conjuguée ou l'inverse

2. 1) qualitatif des réactions acides-bases

Définition: réaction de transfert d'un ion H⁺ (de l'acide à la base) = réaction de neutralisation.

Equation chimique moléculaire présente les réactifs et les produits sous leur forme moléculaire.

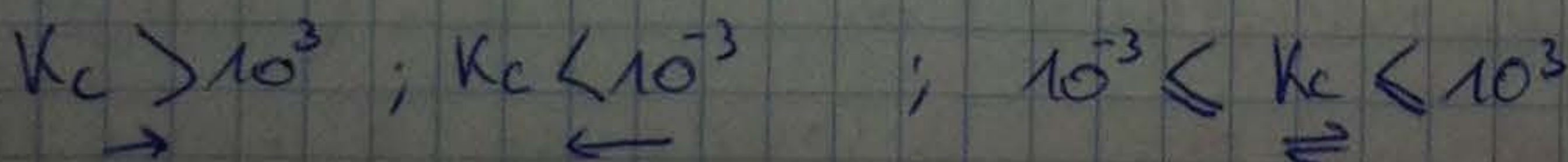
Equation chimique ionique est une équation qui ne fait apparaître que les espèces réactionnelles c.à.d. celles qui subissent réellement une transformation dans le processus étudié. Ces espèces sont appelées **ions acteurs** par opposition aux **ions spectateurs** qui ne subissent pas de transformation.

Δ dissocier les électrolytes forts, les sels.

3. 2) quantitatif des réactions acides-bases

lorsque l'acide le + fort se trouve d^s les **réactifs** la réaction est **favorable**: \rightarrow ou \rightleftharpoons

lorsque l'acide le + fort se trouve d^s les **produits** la réaction est **défavorable**: \rightleftharpoons ou \leftarrow



et $K_c = \frac{K_a(\text{acide : réactifs})}{K_a(\text{acide : produits})}$

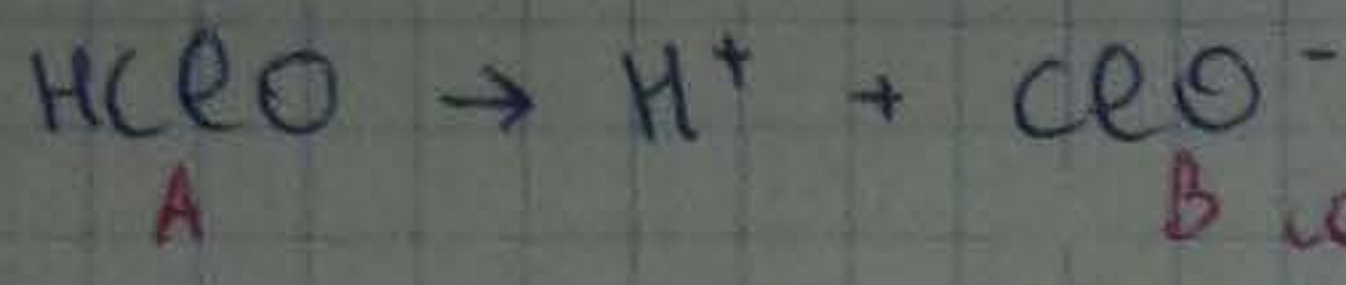
Electrolyte fort: se dissocie entièrement en ions libres, éq. compl. $K_c > 10^2$

Electrolyte faible: se dissocie partiellement en ions libres, éq. équil., $10^{-3} \leq K_c \leq 10^3$

VIII. Réactions acides-bases

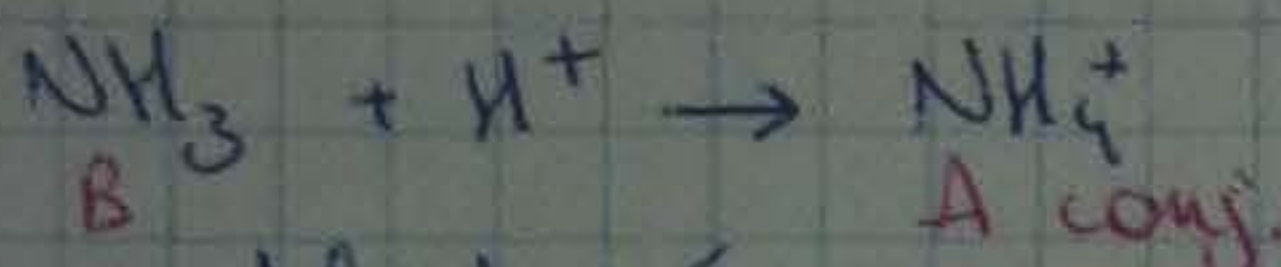
1. Couples acides-bases

① acide conjugué / ② base conjuguée



Δ loi de conservation des charges

couple HClO / ClO⁻



couple NH₄⁺ / NH₃

= ensemble formé par un acide et sa base conjuguée ou l'inverse

2. A qualitatif des réactions acides-bases

Définition: réaction de transfert d'un ion H⁺ (de l'acide à la base) = réaction de neutralisation.

Equation chimique moléculaire présente les réactifs et les produits sous leur forme moléculaire.

Equation chimique ionique est une équation qui ne fait apparaître que les espèces réactionnelles, c'est-à-dire celles qui subissent réellement une transformation dans le processus étudié. Ces espèces sont appelées **ions acteurs** par opposition aux **ions spectateurs** qui ne subissent pas de transformation.

Δ dissocier les électrolytes forts, les sels.

3. A quantitatif des réactions acides-bases

lorsque l'acide le + fort se trouve d^s les réactifs la réaction est **favorable**: \rightarrow ou \rightleftharpoons

lorsque l'acide le + fort se trouve d^s les produits la réaction est **défavorable**: \rightleftharpoons ou \leftarrow



et $K_c = \frac{K_a(\text{acide : réactifs})}{K_a(\text{acide : produits})}$

4. Le solvant H₂O

Eau pure : ions (en très faible qt) H₃O⁺ & OH⁻



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

↳ **Equilibre d'autoprotolyse de l'eau** : état d'équilibre caractérisé par de très faibles concentrations en ions H₃O⁺ et OH⁻.

↳ **Produit ionique de l'eau** : constante d'équilibre K_w
K_w = [H₃O⁺].[OH⁻] = 10⁻¹⁴
donc [H₃O⁺] = 10⁻⁷ M et [OH⁻] = 10⁻⁷ M

5. Forces des acides et bases

force d'un acide : sa tendance à céder un ion H⁺ à l'eau (base). → Constante d'acidité
↳ $K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]}$ (M)

+ acide est fort, + tendance à céder H⁺ à l'eau (→)
+ " " faible, - " " " " " " (⇌)

$$pK_a = -\log K_a \quad \text{et} \quad K_a = 10^{-pK_a}$$

Acide fort : acide dont la réaction avec l'eau peut être considérée comme complète. Il se dissocie entièrement dans l'eau. $K \gg 1$ fort H₃O⁺

force d'une base : sa tendance à capter un ion H⁺ à l'eau (acide) → constante de basicité
↳ $K_b = \frac{[HB^+].[OH^-]}{[B]}$ (M)

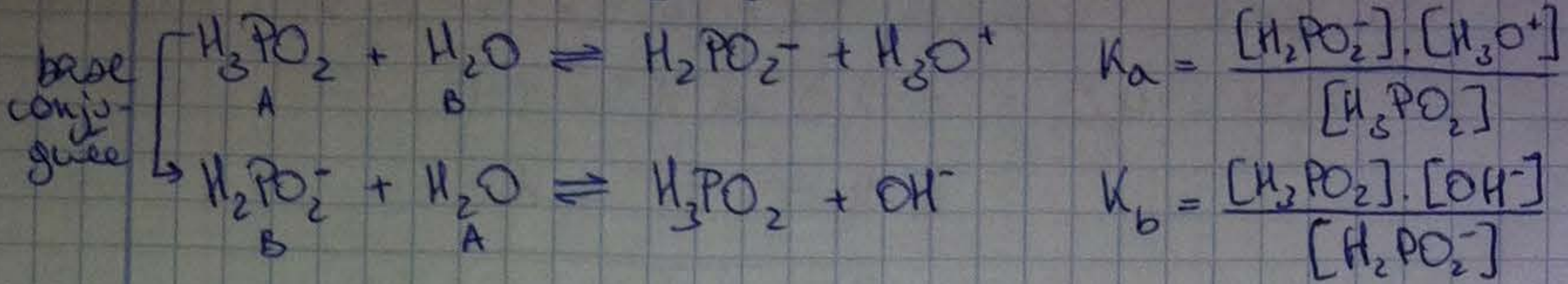
+ base est forte, + tendance à capter H⁺ à l'eau (→)
+ " " faible, - " " " " " " (⇌)

$$pK_b = -\log K_b \quad \text{et} \quad K_b = 10^{-pK_b}$$

Base forte : base dont la réaction avec l'eau peut être considérée comme complète.
↳ la + forte OH⁻ et hydroxydes d'alcalins et d'alcalino-terreux.

5. Relation entre la force d'un acide et celle de sa base conjuguée

Par exemple : H_3PO_2 acide



Multiplions les constantes d'équilibre.

$$\begin{aligned} K_a \cdot K_b &= \frac{[\text{H}_2\text{PO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_2]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{PO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_2^-]} \\ \Rightarrow K_a \cdot K_b &= \underbrace{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}_{K_w = 10^{-14}} \end{aligned}$$

$$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$$

⇒ Rem. : $\left\{ \begin{array}{l} \text{si acide fort} \rightarrow \text{base conjug. faible} \\ \text{si acide faible} \rightarrow \text{base conjug. forte.} \end{array} \right.$
les bases conjug. des 6 acides fort sont considérées comme neutre Δ acido-basité.

IX. le pH

1. Acidité ou basicité d'un milieu

Milieu acide : $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$ et $\text{pH} < 7$

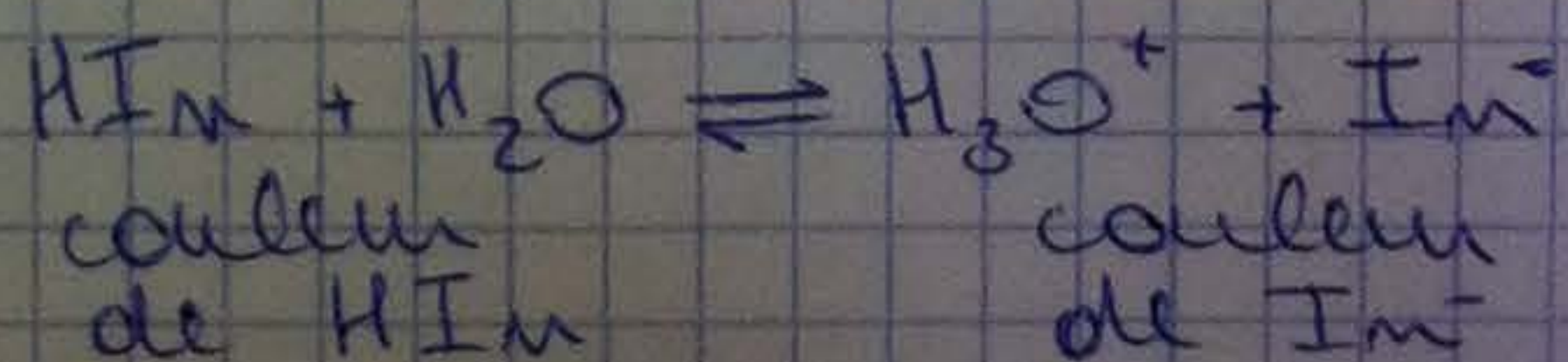
neutre : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$ et $\text{pH} = 7$

basique : $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$ et $\text{pH} > 7$

2. Déterminer le pH

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Im}^-]}{[\text{HI}m]}$$

$$\frac{[\text{HI}m]}{[\text{Im}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a}$$



- Si l'indicateur se présente sous ses 2 formes HIn et In^- (mélange des 2 couleurs), le pH est = au pKa.
- Si l'indicateur se présente sous sa forme acide HIn , le pH est $<$ que $pKa - 1$.

$$\boxed{\begin{array}{l} pH_{\text{milieu}} < pKa_{\text{indicateur}} - 1 \end{array}}$$

- Si l'indicateur se présente sous sa forme basique In^- , le pH est $>$ que $pKa + 1$.

$$\boxed{\begin{array}{l} pH_{\text{milieu}} > pKa_{\text{indicateur}} + 1 \end{array}}$$

la zone de virage d'un indicateur est l'intervalle de pH dans lequel aucune couleur des formes acide (HIn) ou basique (In^-) de l'indicateur ne domine.

$$pKa - 1 \leq \text{zone de virage} \leq pKa + 1$$

X. les réactions d'oxydo-réductions

oxydation : réaction au cours de laquelle un réactif perd 1 ou plus e^- .

réduction : réaction au cours de laquelle un réactif capte 1 ou plus e^- .

réducteur : réactif qui capte 1 ou plus e^- , il subit la réduction, son NO \downarrow (NO le + grad)

oxydant : réactif qui perd 1 ou plus e^- , il subit l'oxydation, son NO \uparrow

oxydant conjugué : substance résultant de la réaction entre un oxydant et 1 ou plus e^- .

réducteur conjugué : substance résultant de la réaction entre un réducteur et 1 ou plus e^- .

redox : ensemble oxydant et réducteur conjugué

réaction redox : réaction au cours de laquelle il y a un transfert d'un ou plus e^- entre un réducteur (perd e^-) et un oxydant (capte e^-).

Réaction de disproportionation: réaction redox dans laquelle un élément donné subit à la fois l'oxydation et une réduction.

nombre d'oxydation: nombre d'électrons éloignés (rapprochés (-)) de l'atome.

Règles:

1. corps pur simple 0
2. H +1
3. O -2
4. alcalins +1
5. alcalino-terreux +2
6. terreux +3
7. molécule: ΣNO 0
8. ion: ΣNO charge de l'ion
9. Exception H_2O_2 +1 -1

Étapes: exercices

- 1) qui se transforme en qui?
- 2) souligner les atomes où NO varie.
- 3) + ... e^- (du côté où NO est + grand): écart tel NO, coef. st
- 4) manque O $\Rightarrow H_2O$
manque H $\Rightarrow H^+$
- 5) égaliser le nbr d' e^-

- 6) éq. globale (+ distribuer)
- 7) $\cancel{e^-} \rightarrow \cancel{e^-}$
- 8) vérifier les charges
- 9) éq. globale moléculaire

XI | Définitions

Acide : espèce chimique capable de donner un ion H^+ . On le symbolise souvent par HA.

Base : espèce chimique capable de fixer un ion H^+ . On le symbolise souvent par B.

Ion hydronium : ion H_3O^+ obtenu lors de la libération dans l'eau d'un ion H^+ qui est aussitôt capté par les molécules de celle-ci.

Amphotère : substances qui agissent comme un acide ou comme une base, ils ont la capacité de capter ou de céder un ion H^+ .

Oxyde acide : oxydes non-métalliques qui, lorsqu'ils sont placés dans l'eau, réagissent avec celle-ci et donnent un acide.

Oxyde basique : oxydes métalliques qui, lorsqu'ils sont placés dans l'eau, réagissent avec celle-ci et donne une base.

Sel : composés ioniques qui, en se dissolvant dans l'eau, se dissocient entièrement pour la plupart.

En fonction de leur comportement vis-à-vis de l'eau, la solution saline peut être :

- Une solution saline basique : solution issue d'une dissociation d'un sel et dont les ions sont basiques.

Exemple : Na_2CO_3

Équation de dissociation : $Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$

Na^+ est neutre mais CO_3^{2-} est basique dont la solution saline est basique.

- Une solution saline neutre : solution issue d'une dissociation d'un sel et dont les ions sont neutres.
- Une solution saline acide : solution issue d'une dissociation d'un sel et dont les ions sont acides.

Couple acide/base : ensemble formé par un acide et sa base conjuguée ou une base et son acide conjugué.

Acide conjugué : acide obtenu lorsqu'une base capte un H^+ .

Base conjuguée : base obtenue lorsqu'un acide perd un H^+ .

Réaction acide/base : réaction de transfert d'un ion H^+ (de l'acide à la base). Également appelée réaction de neutralisation.

Ions ou espèces acteurs : espèces qui subissent des transformations lors d'une réaction chimique.

Ions ou espèces spectateurs : espèces qui ne subissent aucune transformation lors d'une réaction chimique.

Équilibre d'autoprotolyse de l'eau : état d'équilibre caractérisé par de très faibles concentrations en ions H_3O^+ et en ions OH^- .

Produit ionique de l'eau K_w : constante d'équilibre.

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

Acide fort : acide dont la réaction avec l'eau peut être considérée comme complète. Cet acide se dissocie donc entièrement dans l'eau.

Base forte : base dont la réaction avec l'eau peut être considérée comme complète. Cette base se dissocie donc entièrement dans l'eau.

Nombre d'oxydation d'un atome : nombre d'électrons éloignés ou rapprochés de l'atome.

Constante d'acidité K_a : constante d'acidité.

$$K_a = \frac{[[H]_3O^+].[A^-]}{[HA]}$$

Constante basicité K_b : constante de basicité.

$$K_b = \frac{[[HB]^+].[OH^-]}{[B]}$$

Acide monofonctionnel : acide ne comportant qu'une seule fonction chimique.

Acide polyfonctionnel : acide comportant plusieurs fonctions chimiques.

pH : mesure de l'acidité ou de la basicité d'un milieu et qui est égale à l'opposé du logarithme décimal de la concentration molaire en ions H_3O^+ .

Indicateur coloré : molécule organique complexe qui est en général un acide faible et qui change de couleur lorsqu'elle passe de sa forme acide à sa forme basique en fonction du pH du milieu dans lequel elle se trouve.

Zone de virage : intervalle de pH dans lequel aucune couleur des formes acides ou basiques de l'indicateur ne domine.

Indicateur universel : mélange d'indicateurs judicieusement choisis pouvant présenter une gamme variée de couleurs dans une large zone de pH.

Papier pH : rouleau de papier imbibé de l'indicateur universel.

pHmètre : voltmètre adapté à la mesure du pH.

Mélange tampon : mélange d'un acide et de sa base conjuguée.

Effet tampon : résistance aux variations de pH lors de l'addition de petite quantité d'acide ou de base.

Titration : opération expérimentale qui consiste à déterminer la concentration d'une solution.

Point d'équivalence : point atteint lorsqu'on a ajouté suffisamment de titrant pour que la totalité de la substance à analyser réagisse.

Courbe de pH : graphique montrant les résultats des variations de pH d'une réaction chimique.

Diagramme bilan : diagramme qui présente l'évolution des quantités des diverses espèces présentes dans le milieu réactionnel.

Oxydation : réaction au cours de laquelle un réactif perd un ou plusieurs électrons.

Réduction : réaction au cours de laquelle un réactif capte un ou plusieurs électrons.

Oxydant : réactif qui capte un ou plusieurs électrons.

Réducteur : réactif qui perd un ou plusieurs électrons.

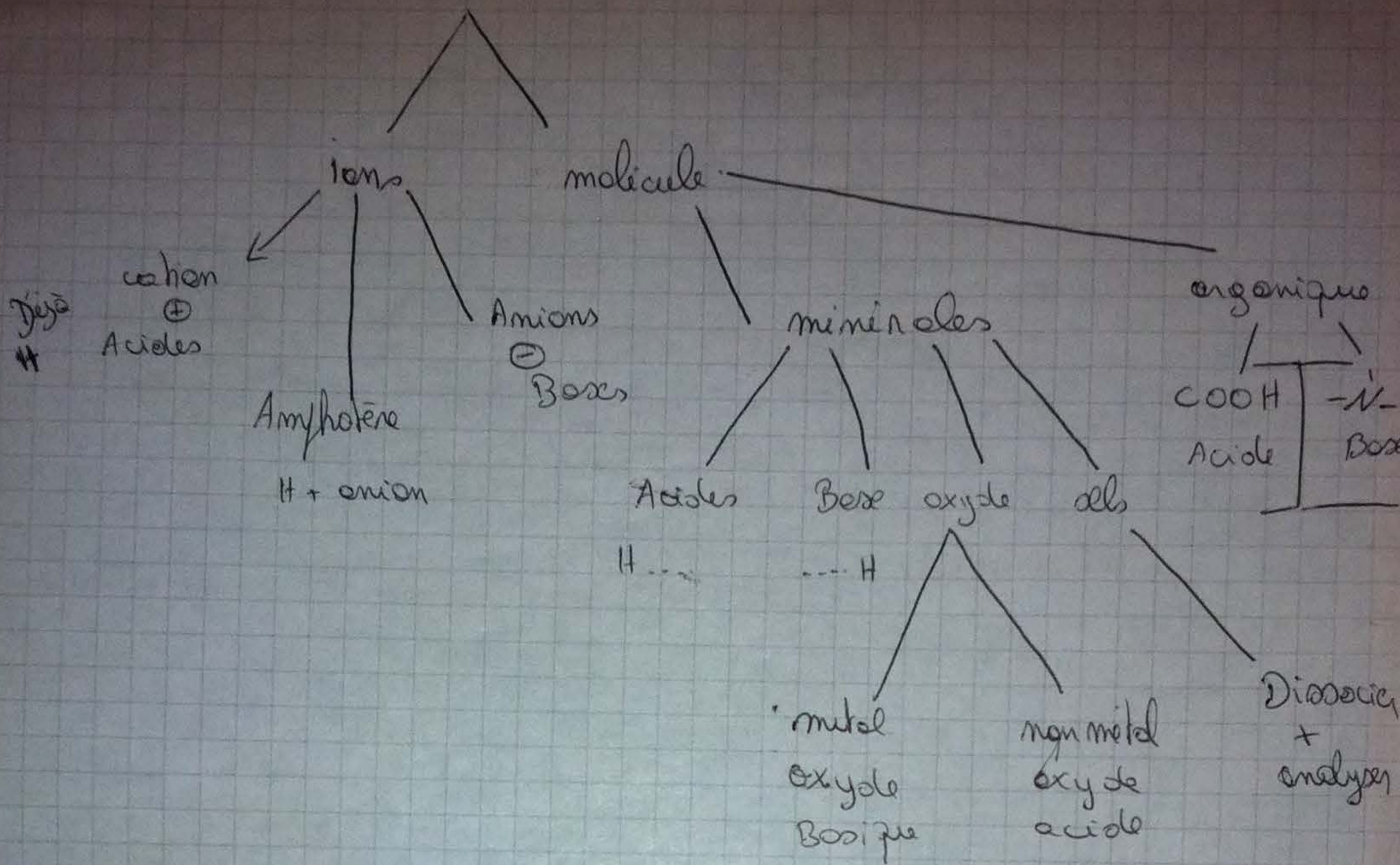
Oxydant conjugué : atome obtenu lorsqu'un autre atome a capté un ou plusieurs électrons.

Réducteur conjugué : atome obtenu lorsqu'un autre atome a perdu un ou plusieurs électrons.

Couple oxydo-réducteur : ensemble comprenant l'oxydant conjugué et le réducteur conjugué.

Réaction d'oxydo-réduction : réaction au cours de laquelle il y a un transfert d'un ou de plusieurs électrons entre un réducteur et un oxydant.

Réaction de dismutation : réaction d'oxydo-réduction dans laquelle un élément donné est soumis à la fois à une oxydation et à une réduction.



$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

$$K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{B}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

$$K_a = 10^{-pK_a}$$

$$K_c = \frac{K_a [Acide reactif]}{K_a [Acide produit]}$$

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$K_a =$$