Chapitre 1 : Réactions acide-Base

I) Les acides et les bases

1) Définitions

En 1923 le chimiste Johannes Brönsted propose une définition d'un acide et d'une base.

Un **acide** est une espèce capable de céder un proton (H^+).
Une **base** est une espèce capable de capter un proton (H^+).

$$\underset{\text{Acide}}{CH_3COOH} \rightleftharpoons \underset{\text{Base}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{+ proton}}{H^+}$$

2) Notion de couple acide/base

Par convention, on note l'espèce acide **AH** et sa base conjuguée A^-
Ils forment un couple acide base noté **AH**/A^- s'il est possible de passer de l'un à l'autre par transfert d'un ion hydrogène.

La **demi-équation** du couple s'écrit :

$$HA \rightleftharpoons A^- + H^+$$

Remarque : Le symbole $\rightleftharpoons$ signifie que le transfert peut se faire dans les 2 sens.

Quelques exemples de couples :

Ion oxonium/eau : $H_3O^+_{(aq)}$/ $H_2O_{(l)}$
Eau/ion hydroxyde : $H_2O_{(l)}$ /$HO^-_{(aq)}$
Acide carbonique/ion hydrogénocarbonate : $H_2CO_{3(aq)}$/$HCO_3^-{}_{(aq)}$
Ion hydrogénocarbonate/ion carbonate : $HCO_3^-{}_{(aq)}$/$CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

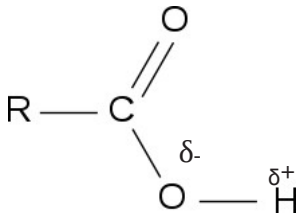
Certaines espèces peuvent se comporter à la fois comme des acides et comme des bases.
On les appelle des **amphotères.**
L'amphotère le plus connu est l'eau.

II) Structure et caractère acide ou basique

1) Libération de protons

Pour libérer un proton **H**$^+$, la liaison entre un atome d'hydrogène et le reste de la molécule doit être fortement polarisé. L'hydrogène doit porter une charge partielle positive.
Plus la liaison R – **H** est polarisée plus l'atome d'hydrogène peut-être facilement libéré et capté par une base.

2) Les acides carboxyliques



Le groupe carboxyle possède une liaison O – H polarisée.
L'hydrogène, moins électronégatif, a tendance à quitter la molécule et à devenir H^+.

La **demi-équation** acido-basique est :

$$RCOOH_{(aq)} \longrightarrow RCOO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

Remarque : Pour écrire la **demi équation** on utilise une **flèche simple !**

3) Les amines

Les amines sont des composés organiques dérivés de l'ammoniac NH_3 dont au moins un atome d'hydrogène a été remplacé par un groupe carboné.
La liaison N – H est polarisée donc l'amine peut être un acide. Cependant l'azote possède un doublet non liant susceptible de capter un H^+ pour former l'ion ammonium.

Une espèce capable de capter un H^+ grâce à un doublet non liant est une **base de Lewis**

La demi-équation acido-basique est :

$$R\text{-}NH_3^+{}_{(aq)} \longrightarrow R\text{-}NH_{2(aq)} + H^+$$

$R\text{-}NH_3^+{}_{(aq)}$ l'ion ammonium est l'acide et $R\text{-}NH_{2(aq)}$ sa base conjuguée l'amine.

III) Réactions acide/base

Au cours d'une réaction acide-base, l'acide A_1H d'un 1er couple réagit avec la base A_2^- d'un second couple.

L'équation peut s'écrire ainsi :

$$A_1H_{(aq)} + A_2^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons A_1^- + A_2H_{(aq)}$$

Remarque : L'équation s'écrit avec une double flèche si la réaction n'est pas totale et avec une simple flèche si la réaction est totale.

A noter : un acide dont la réaction avec l'eau est totale est appelé **acide fort** !

Point méthode par l'exemple :

On étudie la réaction entre l'acide hypochloreux $HClO_{(aq)}$ et l'ammoniac $NH_{3(aq)}$.
Etape 1 : Déterminer les 2 couples mis en jeux. HClO(aq)/ClO-(aq) et $NH_4^+{}_{(aq)}/NH_{3(aq)}$
Etape 2 : Ecrire les 2 demi-équations en mettant les réactifs à gauche !

Ici, les réactifs sont $HClO_{(aq)}$ et $NH_{3(aq)}$

$HClO_{(aq)} \rightarrow ClO^-{}_{(aq)} + H^+$

$NH_{3(aq)} + H^+ \rightarrow NH_4^+{}_{(aq)}$

Etape 3 : On ajoute "verticalement"

$HClO_{(aq)} + NH_{3(aq)} + H^+ \rightleftharpoons ClO^-{}_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)} + H^+$

Etape 4 : On simplifie (la flèche se comporte comme un égal en mathématiques)
L'équation est : $HClO_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightleftharpoons ClO^-{}_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$

IV) pH et concentration

L'acidité ou la basicité d'une solution dépendent des valeurs des concentrations en ions oxonium H_3O^+ et hydroxyde HO^-.

Le pH (potentiel Hydrogène) se calcule directement à partir de la concentration en quantité de matière d'ions oxonium.

$$pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{C^0}\right)$$

$[H_3O^+]$: Concentration en ions oxonium en mol/L

C^0 : Concentration standard $C^0 = 1 mol/L$

Réciproquement : $[H_3O^+] = C^O \times 10^{-pH}$

Remarque : Ces relations sont valables pour des concentrations en ion H_3O^+ ou HO^- inférieures à 1.10^{-1} mol.L^{-1}.

Ainsi, plus le pH augmente, plus la concentration en ions H_3O^+ diminue.