

I. Théorie de Brönsted.

1. Définitions

- Un **acide**, au sens de Brönsted, est une espèce chimique capable de céder un ion H^+ (ou proton)
- Une **base**, au sens de Brönsted, est une espèce chimique capable de capturer un proton.

Exemples d'acides :

- $HCl = H^+ + Cl^-$
- $CH_3 - CH_2 - COOH = H^+ + CH_3 - CH_2 - COO^-$
Acide propanoïque Ion propanoate
- $H_3O^+ = H^+ + H_2O$

Exemples de bases :

- $Cl^- + H^+ = HCl$
- $CH_3 - COO^- + H^+ = CH_3 - COOH$
- $H_2O + H^+ = H_3O^+$

On remarque ainsi que lorsqu'un acide donne son proton il se transforme en une base. De même lorsqu'une base accepte un proton elle devient une espèce acide.

Conclusion :

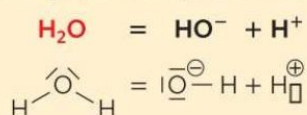
Un couple acido-basique, noté AH / A^- , est constitué d'un acide AH et d'une base A^- liés par l'équation de l'équilibre de Brönsted :



L'acide AH et sa base A^- sont dits « **conjugués** »

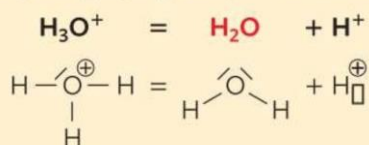
2. Les couples acides-Bases de l'eau

L'eau est l'acide du couple H_2O/HO^- auquel on associe la demi-équation :



L'ion HO^- est la base conjuguée de l'eau

L'eau est la base du couple H_3O^+/H_2O auquel on associe la demi-équation :



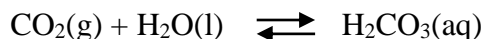
L'ion H_3O^+ est l'acide conjugué de l'eau

L'eau est selon le couple considéré un acide ou une base, on dit **que l'eau est une espèce amphotère.**

Une espèce **amphotère** ou **ampholyte** peut se comporter soit comme un acide, soit comme une base, selon l'espèce chimique qu'on lui présente.

3. Les couples acide-base de l'acide carbonique

L'acide carbonique (H_2CO_3) est un acide instable qui se forme lors de la dissolution du dioxyde de carbone (CO_2) dans l'eau selon l'équation :



La base conjuguée de l'acide carbonique est l'ion hydrogénocarbonate qui est à son tour un acide dont la base conjuguée est l'ion carbonate.

Couple	$\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$	$\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$
Acide	Acide carbonique H_2CO_3	Ion hydrogénocarbonate HCO_3^-
Base	Ion hydrogénocarbonate HCO_3^-	Ion carbonate CO_3^{2-}
Demi-équation	$\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$	$\text{HCO}_3^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$

L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- est donc une espèce

4. Les couples acides-base des acides carboxyliques et des amines.

- Les acides carboxyliques de formule générale R-COOH peuvent libérer l'atome d'hydrogène de la fonction **acide carboxylique**.

$\text{R-COOH} = \dots\dots\dots + \dots\dots$

La base conjuguée est appelée **ion carboxylate**.

- Les amines primaires possèdent un groupe $-\bar{\text{N}}\text{H}_2$

Le doublet non liant du groupe caractéristique permet de capter un ion hydrogène, les amines sont donc des bases dans la théorie de Brønsted.

EXEMPLE La méthanimine CH_3-NH_2 est la base du couple.

$\text{CH}_3-\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3-\bar{\text{N}}\text{H}_2$

Auquel on associe la demi-équation : $\text{CH}_3-\text{NH}_3^+ = \text{CH}_3-\bar{\text{N}}\text{H}_2 + \text{H}^+$

Les amines secondaires et tertiaires sont aussi des bases au sens de Brønsted.

EXEMPLE Le couple ion triméthylammonium/triméthylamine

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{NH}^+ \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array} \quad / \quad \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{N} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

Formule semi-développée

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{NH}^+ \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array} \quad / \quad \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{N} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

Schéma de Lewis

5. Ecriture de l'équation d'une réaction acide-base.

Une transformation acide-base fait toujours intervenir **2 couples acide/base** et elle est modélisée par **une réaction entre l'acide d'un couple avec la base de l'autre couple.**

EXEMPLE L'équation de réaction entre l'ammoniaque NH_3 et les ions oxonium H_3O^+ .

	Ammoniaque	Ion oxonium
Réactifs	NH_3	H_3O^+
Couples	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

1

2

$$\begin{array}{rclclcl} \text{NH}_3(\text{aq}) & + & \text{H}^+ & = & \text{NH}_4^+(\text{aq}) \\ \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) & & & = & \text{H}_2\text{O}(\ell) + \text{H}^+ \end{array}$$

3

$$\begin{array}{ccccccc} \text{NH}_3(\text{aq}) & + & \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) & \rightarrow & \text{NH}_4^+(\text{aq}) & + & \text{H}_2\text{O}(\ell) \\ \text{Base} & & \text{Acide} & & \text{Acide} & & \text{Base} \\ & & & & \text{conjugué} & & \text{conjuguée} \end{array}$$

Les schémas de Lewis des acides et des bases permettent de mettre en évidence le mécanisme de transfert de l'ion hydrogène H^+ par rupture et formation de liaisons :

II. Le pH

1) Définition

Pour bien comprendre ce qu'est le pH , il faut savoir que :

- Une solution dont le solvant majoritaire est l'eau est appelée **solution aqueuse**.
- Dans toute solution aqueuse il y a simultanément présence d'**ions hydroxyde HO^-** et d'**ions oxonium H_3O^+**
- La valeur du pH d'une solution aqueuse est directement liée à la concentration des ions oxonium :

$$\boxed{pH = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)} \quad \text{avec } c^0 : \text{concentration standard soit } 1 \text{ mol/L}$$

Donc $\boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] = c^0 \cdot 10^{-pH}}$

- La concentration des ions hydroxyde est liée à la concentration des ions oxonium par la relation :

$$\boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 10^{-14}} \quad (\text{à } 25^\circ\text{C})$$