

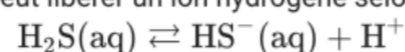
1 Notions d'acides et de bases

A Définition

Selon Brønsted, un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs ions hydrogène H^+ . Une base, quant à elle, est une espèce capable de capter un ou plusieurs ion(s) hydrogène.

Exemples :

Le sulfure de dihydrogène H_2S (**doc. 1**) est un acide car il peut libérer un ion hydrogène selon la réaction d'équation :



L'ammoniac NH_3 est une base car elle peut capter un proton :



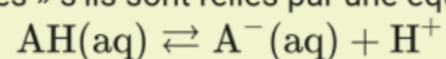
Une espèce amphotère est une espèce possédant à la fois des propriétés acides et basiques.

Exemple :

H_2O est un acide car $H_2O(l) \rightleftharpoons HO^-(aq) + H^+$, mais aussi une base car $H_2O(l) + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+(aq)$ donc H_2O est une espèce amphotère.

B Couple acide-base

Un acide et une base sont dits « conjugués » s'ils sont reliés par une équation de la forme :



Un acide conjugué et une base conjuguée forment un couple acide-base. Le couple est noté : $AH(aq)/A^-(aq)$.

Exemples de couples :

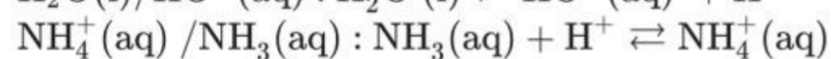
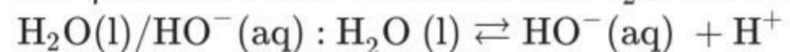
$H_2S(g)/HS^-(aq)$, $H_2O(l)/HO^-(aq)$ et $H_3O^+(aq)/H_2O(l)$.

C Modélisation d'une réaction acide-base

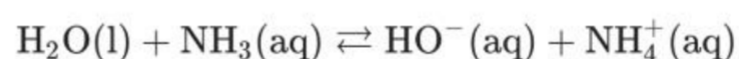
Une réaction acide-base est un échange de protons entre une espèce acide d'un couple et une espèce basique d'un autre couple.

La réaction acide-base met donc en jeu deux couples acide-base.

Exemple de la réaction limitée entre l'eau H_2O et l'ammoniac NH_3 :



La réaction acide-base a pour équation :



2 Structure et caractère acide ou basique

A Libération des ions H^+

Pour libérer un ion H^+ , la liaison entre un atome d'hydrogène et le reste de la molécule doit être fortement polarisée et l'atome d'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.

Exemples de liaisons polarisées :

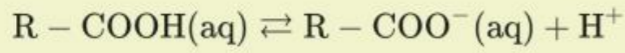
$H - O$; $H - N$; $H - Cl$; $H - Br$; $H - I$

B Cas des acides carboxyliques

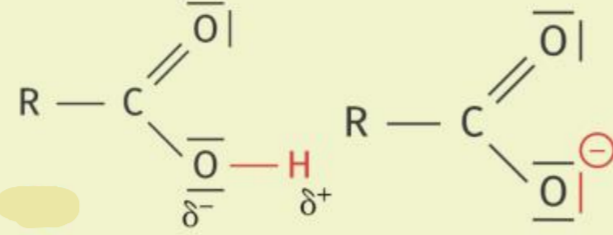
Les acides carboxyliques sont des molécules organiques possédant un groupe carboxyle.

Le groupe carboxyle possède un atome d'hydrogène mobile qui lui confère un caractère acide.

La demi-équation acide-base est :



où $R - \text{COO}^-(\text{aq})$ (ion carboxylate) est la base conjuguée de $R - \text{COOH}(\text{aq})$ (acide carboxylique).



Exemple :

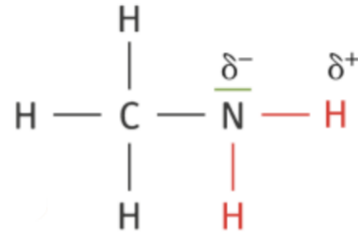
$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})/\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$: acide éthanóïque/ion éthanóate

C Cas des amines

Une amine est un composé organique dérivé de l'ammoniac dont au moins un atome d'hydrogène a été remplacé par un groupe carboné.

Exemple : la méthylamine

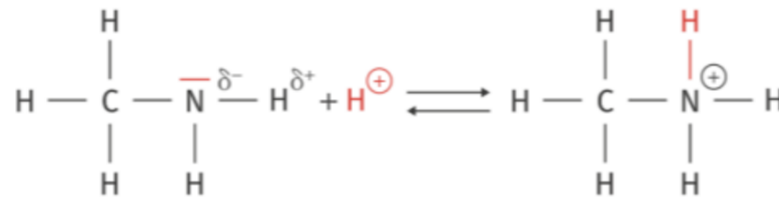
La liaison $\text{N} - \text{H}$ est polarisée : les amines peuvent donc être acides. Or, cet aspect acide est peu prononcé. En revanche, l'atome d'azote électro-négatif possède un doublet non liant susceptible de capter un ion H^+ pour former un ion ammonium.



Les amines sont donc surtout des bases.

Exemple :

Ion méthylammonium/méthylamine



3 Lien entre acidité et pH

A Définition du pH

En solution aqueuse, le pH est défini à partir de la relation suivante :

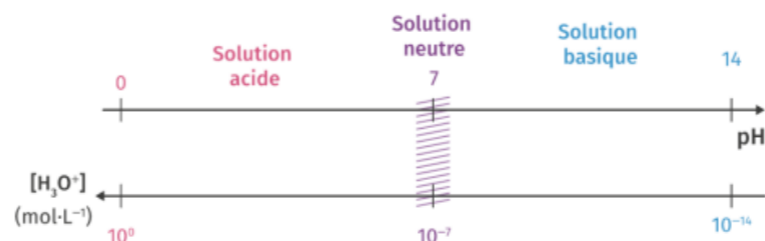
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$: concentration en ion oxonium ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
 c° : concentration standard égale à $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Réciproquement, on a donc toujours :

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

Plus la concentration en ion oxonium est élevée, et plus le pH est faible.



B pH et dilution

Lors d'une dilution, on note F le facteur de dilution correspondant au rapport entre les concentrations de la solution mère $c_{\text{mère}}$ et de la solution fille c_{fille} , exprimées en $(\text{mol}\cdot\text{L}^{-1})$:

$$F = \frac{c_{\text{mère}}}{c_{\text{fille}}}$$

Pour une solution d'acide fort, en considérant les concentrations en ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ et une dilution raisonnable, on a :

$$\begin{aligned} \text{pH}_{\text{fille}} &= -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{fille}}}{c^\circ}\right) \\ \text{pH}_{\text{fille}} &= -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{mère}}}{F \cdot c^\circ}\right) \\ \text{pH}_{\text{fille}} &= \log(F) - \log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{mère}}}{c^\circ}\right) \\ \text{pH}_{\text{fille}} &= \log(F) + \text{pH}_{\text{mère}} \end{aligned}$$

Exemple :

Si $F = 10$, alors :

$$\text{pH}_{\text{fille}} = \log(10) + \text{pH}_{\text{mère}}$$

C Sécurité lors de dilutions

La réaction entre un acide et une base est exothermique : elle dégage de la chaleur. Il est préférable de verser d'abord le solvant puis l'acide (ou la base) concentré(e).

Pour éviter les projections corrosives lors d'une dilution, il