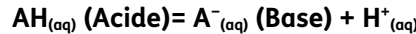


1. Définition selon la théorie de Brønsted

• Un acide est une espèce chimique capable de céder un (ou plusieurs protons) $H^+_{(aq)}$, en donnant naissance à une base conjuguée. Il est fréquemment noté AH. La libération du proton peut être modélisé selon la demi-équation :

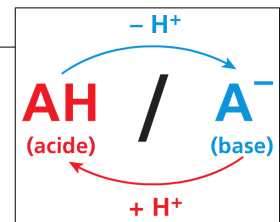


• Une base est une espèce chimique capable d'accepter un (ou plusieurs protons) $H^+_{(aq)}$. Elle peut être notée B. L'arrachement d'un proton par une base est modélisé par la demi-équation : $B_{(aq)} + H^+_{(aq)} = BH^+_{(aq)}$

2. Conséquence : couple acide-base

À tout acide noté $AH_{(aq)}$ est associé une base conjuguée notée $A^-_{(aq)}$. Le couple acido-basique ainsi formé est noté $AH_{(aq)} / A^-_{(aq)}$.

↳ La demi équation du couple acido-basique est : $AH_{(aq)} = A^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

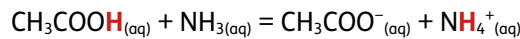


3. Réaction acido-basique

• Réaction entre l'acide éthanóïque $CH_3COOH_{(aq)}$ et l'ammoniaque $NH_3_{(aq)}$.

↳ Le couple de l'acide éthanóïque est : $CH_3COOH_{(aq)} / CH_3COO^-_{(aq)}$. L'acide éthanóïque $CH_3COOH_{(aq)}$ peut céder un proton $H^+_{(aq)}$ selon : $CH_3COOH_{(aq)} = CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

↳ Le couple de l'ammoniaque est : $NH_4^+_{(aq)} / NH_3_{(aq)}$. L'ammoniaque $NH_3_{(aq)}$ est une base qui peut capter un proton $H^+_{(aq)}$ selon : $NH_4^+_{(aq)} = NH_3_{(aq)} + H^+_{(aq)}$



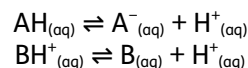
Une réaction qui met en jeu un échange de proton $H^+_{(aq)}$ est une réaction acido-basique.

4. Généralisation

• Toute réaction acido-basique met en jeu des espèces appartenant à des couples acide-base différents. L'acide d'un des couples cède un proton à la base de l'autre couple.

• Ainsi, pour les couples $AH_{(aq)} / A^-_{(aq)}$ et $BH^+_{(aq)} / B_{(aq)}$, la réaction est : $AH_{(aq)} + B_{(aq)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + BH^+_{(aq)}$

Dont les demi-équations sont :



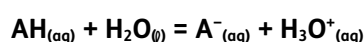
5. L'eau a des propriétés acido-basique

• L'eau est une espèce chimique qui peut libérer ou capter un proton $H^+_{(aq)}$.

↳ L'eau est l'acide du couple $H_2O_{(l)} / HO^-_{(aq)}$: $H_2O_{(l)} = HO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

↳ L'eau est la base du couple $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$: $H_2O_{(l)} + H^+_{(aq)} = H_3O^+_{(aq)}$

Lorsque qu'un acide est introduit dans l'eau, il réagit forcément avec l'eau en tant que base selon :



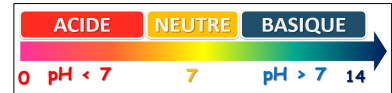
6. Caractère amphotère d'une espèce chimique

Une espèce amphotère est à la fois l'acide d'un couple et la base d'un autre couple.

- C'est le cas de l'eau comme vu au §5.
 - De même, l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (aq) est l'acide du couple HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq) mais c'est aussi la base du couple H_2CO_3 (aq) / HCO_3^- (aq).
- ↳ L'espèce H_2CO_3 (aq) (aussi notée $(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})$) est une espèce amphotère.

7.1. Mesure du pH d'une solution aqueuse

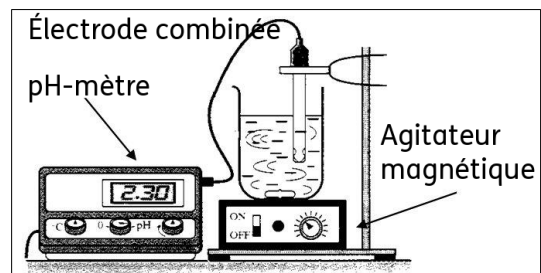
• Le pH est une grandeur qui permet de rendre compte de l'acidité d'une solution aqueuse. La valeur du pH est comprise entre 0 et 14.



• Le pH peut être mesuré à l'aide d'un pH-mètre, ou estimé à une unité près, grâce au papier pH.

↳ Pour les pH-mètres Chauvin Arnoux – PSD 21 utilisés au lycée, l'incertitude type est $u(\text{pH}) = \pm 1 \%$.

↳ Le pH mètre doit être étalonné avant son utilisation.



7.2. Calcul du pH d'une solution aqueuse

• Le pH est un indicateur d'acidité lié à la présence des ions oxonium H_3O^+ (aq) en solution.

$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	0,1	0,01	0,001	0,0001	0,00001
Acidité	Solution de moins en moins acide				
$[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}
pH	1	2	3	4	5

Pour une solution aqueuse diluée, $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] < 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, le pH est défini par :

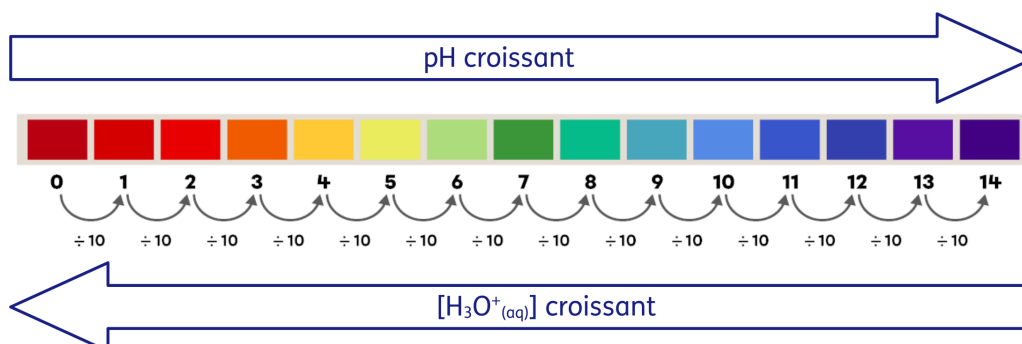
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]}{c^\circ}\right)$$

Le pH est sans unité ; la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]$ s'exprime en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et c° est la concentration standard qui vaut $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

• Le pH augmente si $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}]$ diminue et inversement.

Le pH permet de déterminer la concentration en ions oxonium : $[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$

7.3. Dilution d'une solution et valeur du pH (TP01 Mesures de pH)

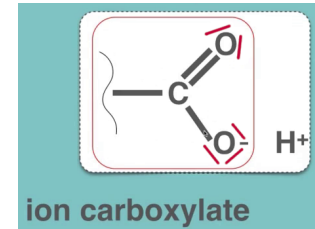
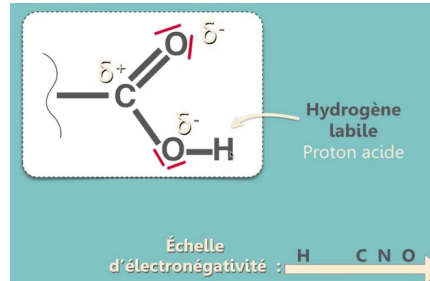


8.1. Schéma de Lewis d'un acide carboxylique et de sa base conjuguée

• Les acides carboxyliques, sont du type $\text{R}-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ où R désigne un atome d'hydrogène ou groupe alkyle quelconque : CH_3- , C_2H_5- , C_3H_7- , etc.

• La demi-équation peut s'écrire : $\text{RCOOH}_{(\text{aq})} = \text{RCOO}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}^{+}_{(\text{aq})}$

• La différence d'électronégativité importante entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène provoque l'apparition d'une charge partielle positive sur l'atome d'hydrogène et d'une charge partielle négative sur l'atome d'oxygène.



Cette différence d'électronégativité fragilise la liaison OH, et permet à cet atome d'hydrogène d'être plus facilement arraché par une base. Cet atome d'hydrogène est classiquement nommé « proton acide » ou « proton labile » en raison de sa facilité à se détacher.

8.2. Schéma de Lewis d'une amine

• Les amines, sont du type $\text{R}_1-\text{N}(\text{R}_2)-\text{R}_3$ où R_1 , R_2 et R_3 désignent un atome d'hydrogène ou un groupe alkyle quelconque : CH_3- , C_2H_5- , C_3H_7- , etc.

• La plupart des amines manifestent des $\text{R}-\text{N}^+(\text{H})_3$ / $\text{R}-\text{N}(\text{H})_3$ propriétés basiques en solution aqueuse.

Ce caractère basique est dû au doublet non liant porté par l'atome d'azote. La demi-équation peut s'écrire :

