

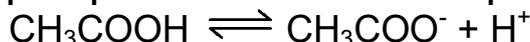
COURS 1- TRANSFORMATIONS ACIDE-BASE

I- Les acides et les bases au sens de Brønsted

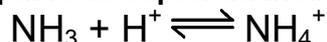
Les réactions acido-basiques sont des réactions impliquant des transferts de protons H^+ (ion hydrogène).

1. Définitions

Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un proton H^+ (ion hydrogène).



Une base est une espèce chimique capable de capter au moins un proton H^+ (ion hydrogène).



2. Couple acide/base

Ex : CH_3COOH peut céder un proton et se transformer en CH_3COO^- .

CH_3COO^- peut capter un proton et se transformer en CH_3COOH .

On associe ces deux espèces pour former le couple acide/base $CH_3COOH_{(aq)} / CH_3COO^-_{(aq)}$.

Un couple acide/base est formé de deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre par un transfert de proton. Ces deux espèces sont dites conjuguées.

On représente ce transfert par la demi-équation : **acide \rightleftharpoons base conjuguée + H^+**

ex : NH_4^+ / NH_3

Quelques couples à connaître :

- acide carboxylique/ion carboxylate : RCO_2H / RCO_2^-
- ion ammonium/amine : RNH_3^+ / RNH_2
- acide carbonique/ion hydrogénocarbonate : CO_2, H_2O ou H_2CO_3 / HCO_3^-
- ion hydrogénocarbonate/ion carbonate : HCO_3^- / CO_3^{2-}

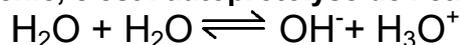
3. Couples de l'eau

H_2O est l'acide conjugué de l'ion hydroxyde OH^- . $H_2O \rightleftharpoons OH^- + H^+$ couple acide/base : $H_2O / OH^-_{(aq)}$.

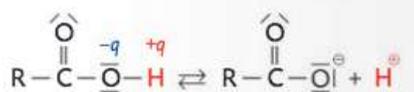
H_2O est la base conjuguée de l'ion oxonium H_3O^+ . $H_3O^+ \rightleftharpoons H_2O + H^+$ couple acide/base : $H_3O^+_{(aq)} / H_2O$

L'eau est la forme basique du couple H_3O^+ / H_2O et la forme acide du couple $H_2O / OH^-_{(aq)}$: l'eau est une espèce amphotère (joue le rôle d'acide et de base).

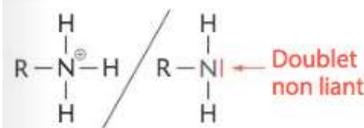
L'eau peut donc réagir sur elle-même, c'est l'autoprotolyse de l'eau, réaction très limitée



4. Le schéma de Lewis pour comprendre le caractère acide ou basique



Dans le groupe carboxyle, O est plus électronégatif que H, la liaison est polarisée ce qui favorise le départ de H^+



Dans le groupe amine (NH_2), N est un site donneur d'électrons par son doublet non liant, il va pouvoir capter facilement un H^+ qui est un site accepteur d'électrons

5. Solutions aqueuses acides et basiques (à connaître)

Solutions aqueuses acides	Solutions aqueuses basiques
acide éthanóique $CH_3COOH_{(aq)}$	hydroxyde de sodium $Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$
acide chlorhydrique $H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	ammoniac $NH_3_{(aq)}$
acide nitrique $H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$	

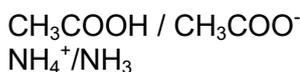
II- Réaction acide-base

Une réaction acide-base met en jeu un transfert de proton(s) de l'acide A_1H du couple A_1H/A_1^- vers la base A_2^- du couple A_2H/A_2^- .

L'équation s'écrit avec une double flèche si la réaction est non totale : $A_1H + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + A_2H$

avec une simple flèche si elle est totale : $A_1H + A_2^- \rightarrow A_1^- + A_2H$

exemple : réaction entre l'acide éthanoïque et l'ammoniac (réaction non totale)



III- pH d'une solution

1. Définition du pH

En solution aqueuse, c'est à dire en présence d'eau, l'ion hydrogène se transforme en ion oxonium H_3O^+ .

La propriété acide ou basique d'une solution aqueuse dépend de la concentration effective en ion oxonium H_3O^+ notée $[H_3O^+]$ qui peut varier de quelques mol.L^{-1} à quelques $10^{-15} \text{mol.L}^{-1}$.

On utilise la fonction mathématique logarithme décimal (notée \log) qui permet de changer d'échelle de manière à diminuer l'étendue des valeurs de la grandeur.

Ainsi on définit le pH par, valable pour une solution **diluée** ($[H_3O^+] < 0,05 \text{ mol/L}$),

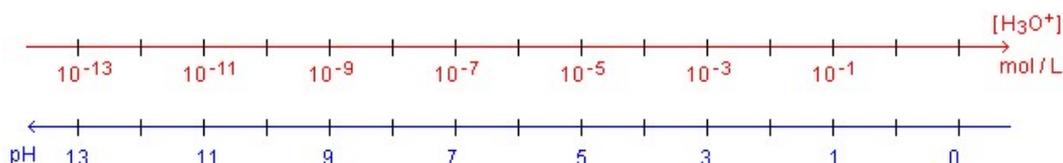
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$$

c° est appelée **concentration standard** : $c^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
 $[H_3O^+]$ exprimée en mol.L^{-1}

Point maths : La fonction logarithme décimal notée $\log(x)$ est la fonction réciproque de la fonction 10^x .
 $\log(10^x) = x$ et $10^{\log(x)} = x$

voir calculatrice : pH d'une solution dont $[H_3O^+] = 3,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ pH =

Conséquence : Plus le **pH est grand**, plus la concentration en ions $[H_3O^+]$ **est petite**.



Le pH permet de déterminer la concentration en ion oxonium : $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$

2. Mesure du pH

Un pH-mètre est composé d'une **sonde** reliée à un **voltmètre**. La **sonde** comporte une électrode de référence et une électrode de mesure (électrode de verre). Le **voltmètre** mesure la tension aux bornes des deux électrodes. Elle est de la forme : $U = a - b \times \text{pH}$. Les deux coefficients a et b sont positifs. Il convertit cette mesure de tension en unité de pH.

Avant d'utiliser le pH-mètre, il faut l'**étalonner** avec des solutions tampons de pH connu appelées *solutions étalons* (pH = 7 et pH acide pour des solutions acides, pH basique pour des solutions basiques).

Le pH doit être exprimé avec une **seule décimale**.

Toute concentration en ion H_3O^+ déduite d'une valeur de pH sera exprimée avec, au plus, deux chiffres significatifs.

Exemple : pH=3,2 donne $[H_3O^+] =$