

Solutions acides et basiques

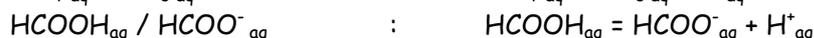
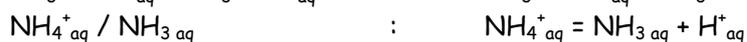
I - Notion de couple Acide / Base ; réaction acido basique:

1. Rappel :

• Un couple **Acide / Base** est constitué par deux espèces conjuguées qui échangent un proton selon le schéma : $\text{Acide} = \text{Base} + \text{H}^+$

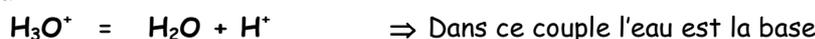
• Cette demi-équation protonique illustre la théorie de **Brönsted** des acides et des bases.
Un acide est une espèce chimique (ion, molécule) **susceptible de céder un proton**.
Une base est une espèce chimique (ion, molécule) **capable de capter un proton**.

• Exemples :

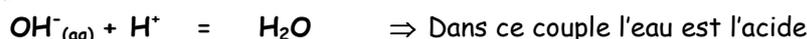


2. Les couples de l'eau :

• **Le couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$** : L'ion hydronium est un acide puisqu'il est capable de céder un proton selon le schéma :



• **Le couple $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-_{(\text{aq})}$** : L'ion hydroxyde est une base puisqu'il est capable de capter un proton selon le schéma :

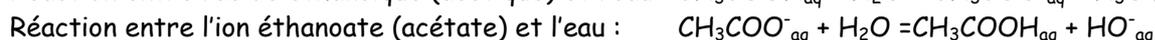
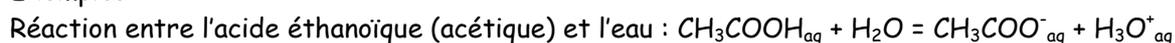


\Rightarrow L'eau peut se comporter à la fois comme un acide ou comme une base est un ampholyte.

3. Réaction acide base : Définition selon Brönsted

Une réaction acide base correspond à un transfert de proton de l'acide d'un couple vers la base de l'autre couple. **Une réaction acide base résulte donc de l'interaction entre 2 couples acide/base.**

Exemples :



II - Définition et mesure du pH.

1. Définition du pH

- Le pH est une grandeur sans unité qui permet de quantifier le caractère \pm acide d'une solution.
- Il est défini à partir de la concentration en ions H_3O^+ de la solution par la relation:

$$\text{pH} = - \log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{soit} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-\text{pH}}$$

sans unité en mol.L⁻¹

Remarque: $\log 10^x = x$; $\log a^n = n \log a$; $\log ab = \log a + \log b$;

Exemples:

si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ alors $\text{pH} = 3$.

si $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ alors $\text{pH} = 2,7$

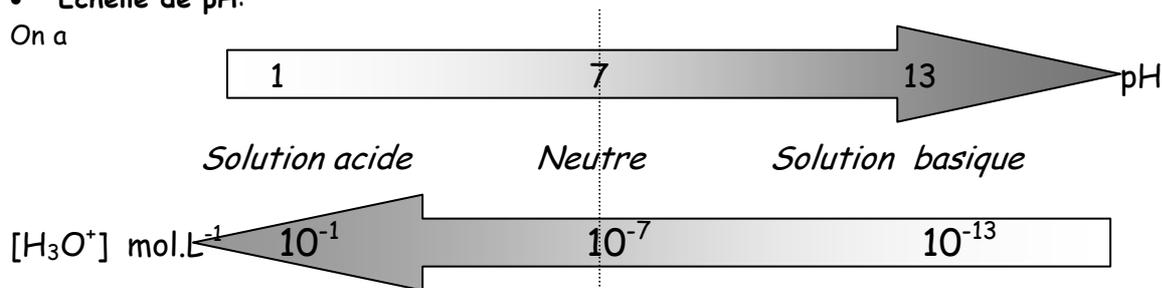
si $\text{pH} = 10$ alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$

si $\text{pH} = 3,5$ alors $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,5} = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

- **Validité de la définition:** cette relation $\text{pH} = - \log [\text{H}_3\text{O}^+]$ n'est valable que pour des solutions aqueuses suffisamment diluées c'est à dire : $10^{-13} \text{ mol.L}^{-1} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ soit $13 > \text{pH} > 1$
En dehors de ce domaine le pH existe mais n'est pas défini par la relation précédente.

• **Echelle de pH:**

On a



quand le pH augmente, la concentration des ions oxonium $[H_3O^+]$ diminue.

Exemples :

pH de l'estomac = 2 pH sang se situe entre 7.32 et 7.42 pH lait = 6,6

2. Mesures du pH:

• **Avec un indicateur coloré :**

Un indicateur coloré est une substance organique acido-basique présentant deux teintes franchement distinctes qui changent en fonction de la valeur du pH.

Indicateur		Zone de virage	
Bleu de Bromothymol (BBT)	Jaune	6 - 7,6	Bleu
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Phénolphtaléine ($\rho\rho$)	Incolore	8,2 - 10	Rose

• **Avec un papier indicateur de pH :** C'est un papier imbibé d'un mélange de plusieurs indicateurs colorés puis séché. Quand on dépose une goutte de solution à l'aide d'un agitateur en verre, il prend une couleur que l'on compare avec une échelle de teintes graduée en pH.

⇒ Ces deux méthodes sont simples, rapides mais peu précises.

• **A l'aide d'un pH-mètre :** C'est un appareil qui mesure la f.é.m d'une pile constituée de deux électrodes l'une (électrode de référence) ayant un potentiel rédox constant et l'autre (électrode de verre) dont le potentiel est une fonction affine du pH. (Remarque : souvent les deux électrodes sont combinées). Une fois étalonné (cf TP) il fournit une mesure précise du pH à $\pm 0,05$ unité de pH.

Précision de la mesure du pH

Supposons, ce qui est le cas le plus fréquent, que le pH soit connu à 0,05 unité de pH près.

• Evaluons sur un exemple l'incertitude relative sur la $[H_3O^+]$ calculée:

Exemple: $pH = 3,5 \pm 0,05$ Dans ce cas, l'incertitude relative sur le pH est : $\frac{\Delta pH}{pH} = \frac{0,05}{3,5} = 1,5\%$

L'incertitude sur la valeur de la $[H_3O^+]$ est:

pH	$3,5 - 0,05 = 3,45$	3,5	$3,5 + 0,05 = 3,55$
$[H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	$3,55 \cdot 10^{-4}$	$3,16 \cdot 10^{-4}$	$2,82 \cdot 10^{-4}$

Soit $[H_3O^+] = 3,18 \cdot 10^{-4} \pm 0,36 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$: l'incertitude absolue est $\Delta[H_3O^+] = 0,36 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

L'incertitude relative est : $\frac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{0,36 \cdot 10^{-4}}{3,18 \cdot 10^{-4}} = 0,11$ soit 11%

On évitera donc d'exprimer les concentrations issues de la mesure de pH avec plus de 3 chiffres significatifs. $[H_3O^+] = (3,2 \pm 0,4) \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$