

Cours n°3

Équilibre acido-basique

Dans une solution acide, on a :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Pour un monoacide : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{acide}}$

Pour un diacide : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 C_{\text{acide}}$

I L'eau : solvant

Le solvant est la solution qui dissout, le soluté est la matière dissoute.
Les solutés sont dissociés en électrolytes (= ions) en solution aqueuse.

Les **électrolytes forts** sont totalelement dissociés tandis que les **électrolytes faibles** ne le sont que partiellement.

L'eau est un solvant polaire (il peut créer des liaisons hydrogène) et ionisant ($\mu = 1,85 \text{ D}$).

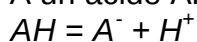
Ex : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{H}^+ + \text{Cl}^-)_{\text{aq}}$

II Acides et bases : définitions générales

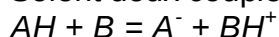
Les **acides** libèrent des H^+ et les **bases** libèrent des OH^- .

Un acide **donne un proton**, une base **prend un proton**.

À un acide AH est associé une base A^- telle que :

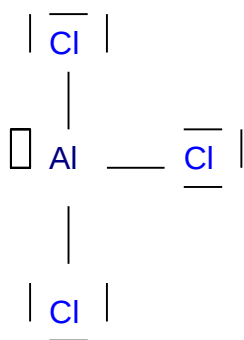


Soient deux couples AH/A^- et BH^+/B , alors on a :

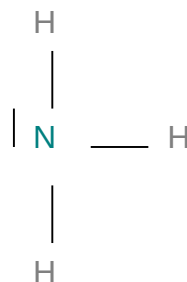


Ex : $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

Pour Lewis, un acide a un défaut d'électron et une base a un doublet d'électron libre :



Acide

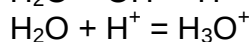


Base

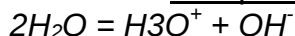
III Propriétés acido-basiques de l'eau

1. Réactions acido-basiques dans l'eau

L'eau est un acide et une base, on dit qu'elle est ampholyte :



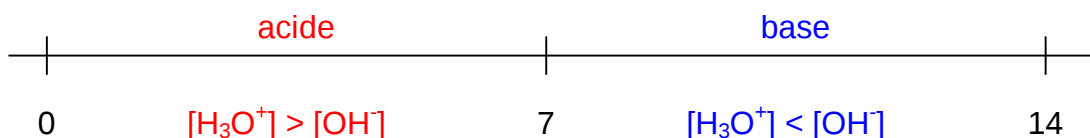
Réaction d'autoprotolyse de l'eau :



De constante d'équilibre :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

D'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ pour une solution neutre électriquement.



L'autoprotolyse est une réaction endothermique.

à 37°C, une solution est neutre à pH = 6,8.

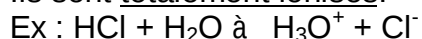
$$\text{p}K_e = -\log K_e$$

Lorsqu'on mélange des solutions acides ou basiques, $[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ est toujours vrai.

2. Force des acides et des bases

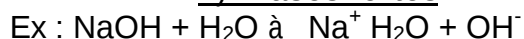
1) Acides forts

Ils sont totalement ionisés.



L'acide le plus fort dans l'eau est H_3O^+ .

2) Bases fortes



La base la plus forte dans l'eau est OH^- .

3) Acides faibles

Hydrolyse partielle :

$$K_A = [\text{base}] * [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{acide}]$$

De même, pour une base faible :

$$K_B = [\text{acide}] * [\text{OH}^-] / [\text{base}]$$

On a : $K_A * K_B = K_e$ et $\text{p}K_e = \text{p}K_A + \text{p}K_B$

Dans les calculs : lorsque $[H_3O^+] > 3 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$, on néglige $[OH^-]$.
Sinon : $[H_3O^+] = C_{\text{acide}} \cdot [OH^-]$

Coefficient de dissociation :

$\tilde{N}$ = nombre de moles qui ont réagi / nombre de moles initiales

$$K_e / C = \tilde{N}^2 / (1 - \tilde{N})^2$$

3. Mélange acide/base conjugué

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log ([\text{base}] / [\text{acide}])$$

1) Acide fort + acide fort

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$n_{H_3O^+} = n_{\text{acide1}} + n_{\text{acide2}}$$

2) Acide fort + acide faible

L'acide fort impose le pH :

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log [\text{acide fort}]$$

3) Base forte + base faible

La base forte impose le pH :

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (K_e / [OH^-]) = \text{pK}_e + \log [\text{base forte}]$$

4) Acide faible + acide faible

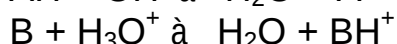
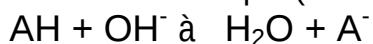
L'acide le plus fort détermine le pH (pK_A plus faible).

5) Sel d'acide fort et base faible

$$\text{pH} = 7$$

4. Titrages acido-basiques

On détermine la concentration C_A d'un acide (ou d'une base) par dosage avec une solution basique (ou acide) de concentration C_B connue.



e À l'équivalence :

_ Avec un monoacide et une monobase : $C_A V_A = C_B V_B$

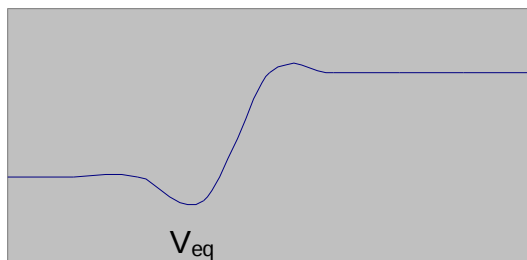
_ Avec un diacide et une monobase : $2 C_A V_A = C_B V_B$

$$\text{Taux d'avancement} : x = C_B V_B / C_A V_A = V_B / V_{\text{eq}} = 1$$

Méthodes :

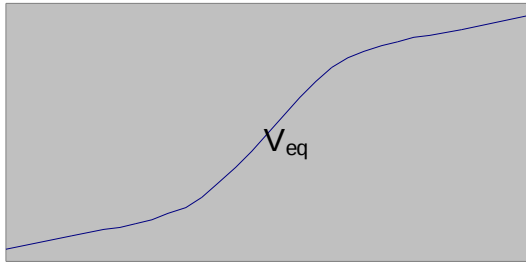
q Conductimétrie

$$G = f(V)$$



q pHmétrie

$$\text{pH} = f(V)$$



q Colorimétrie

