

C1 – Acides et bases forts

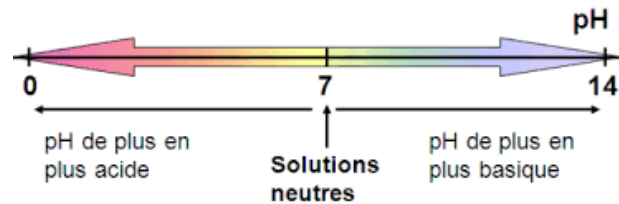
Réactions acido-basiques

I. Le pH

1. Définition et mesure

Le pH (potentiel Hydrogène) est une grandeur sans unité permettant d'évaluer le caractère acide ou basique d'une solution.

Pour une solution aqueuse :



pH < 7, solution acide : acide chlorhydrique, acide sulfurique...

pH = 7, solution neutre : solution de chlorure de sodium (eau salée)

pH > 7, solution basique : soude, ammoniacque

Le pH est relié à la concentration en ions oxonium $[H_3O^+]$ (en mol · L⁻¹) selon la relation :

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

Ce qui équivaut à :

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Exemples

Quel est le pH d'une solution telle que $[H_3O^+] = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

$$\text{pH} = -\log(2,0 \times 10^{-2}) = 1,7$$

Quelle est la concentration en ion oxonium d'une solution de pH=8,5 ?

$$[H_3O^+] = 10^{-8,5} = 3,2 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Remarque

Plus $[H_3O^+]$ est élevée, plus le pH est faible et inversement.

2. Mesure du pH

La mesure du pH peut être réalisée de trois manières :

Méthode	Indicateur coloré	Papier pH	pH-mètre
Précision	peu précis	une unité	0,1 à 0,01 unité

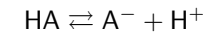
Ex. 25 p. 339 : Incertitude

II. Réactions acido-basiques

1. Couple acide-base selon Bronsted

En 1923, est élaborée la théorie de Bronsted des acides reposant sur les principes suivants : Un acide HA est une espèce chimique capable de céder un proton H⁺.

La demi-réaction correspondante est la suivante, dans laquelle A⁻ est la base conjuguée de l'acide HA.



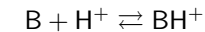
HA et A⁻ forment un couple acide-base noté HA/A⁻.

Remarque

La double flèche signifie que la réaction peut avoir lieu dans les deux sens.

Une base B est une espèce chimique capable de capter un proton H⁺.

La demi-réaction correspondante est :



Applications

Couple acide-base	Acide	Base	Demi-équation
CH ₃ COOH/CH ₃ COO ⁻	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	CH ₃ COOH \rightleftharpoons CH ₃ COO ⁻ + H ⁺
NH ₄ ⁺ /NH ₃	NH ₄ ⁺	NH ₃	NH ₄ ⁺ \rightleftharpoons NH ₃ + H ⁺
H ₂ O/HO ⁻	H ₂ O	HO ⁻	H ₂ O \rightleftharpoons HO ⁻ + H ⁺
H ₃ O ⁺ /H ₂ O	H ₃ O ⁺	H ₂ O	H ₃ O ⁺ \rightleftharpoons H ₂ O + H ⁺

2. Cas de l'eau

L'eau intervient dans deux couples acide-base.

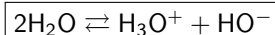
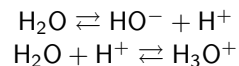
En tant qu'acide dans le couple H₂O/HO⁻.

En tant que base dans le couple H₃O⁺/H₂O.

On dit qu'il s'agit d'une espèce amphotère.

Autoprotolyse de l'eau

L'eau peut réagir sur elle-même selon la réaction suivante appelée autoprotolyse de l'eau :



Produit ionique de l'eau

Dans toute solution aqueuse, la relation suivante est vérifiée :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]$$

On peut également définir le pK_e :

$$\text{pK}_e = -\log K_e$$

$$\text{à } 25^\circ\text{C} : \text{pK}_e = -\log 1,0 \times 10^{-14} = 14$$

Conséquences

Lorsque [H₃O⁺] augmente alors [HO⁻] diminue et inversement. Ainsi :

en solution acide [H₃O⁺] > [HO⁻]

en solution basique [H₃O⁺] < [HO⁻]

en solution neutre [H₃O⁺] = [HO⁻]

Application

Calculer le pH d'une solution de soude (hydroxyde de sodium) telle que

$$[\text{HO}^-] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

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

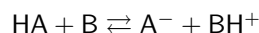
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]}$$

$$\text{pH} = -\log \frac{K_e}{[\text{HO}^-]}, \text{pH} = -\log \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,5 \times 10^{-3}} = 11$$

3. Réactions acido-basiques

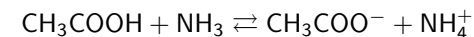
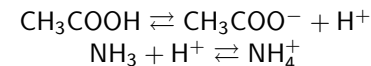
Définition

C'est la réaction d'échange de protons entre l'acide d'un couple HA/A⁻ et la base d'un couple BH⁺/B :



Application

Écrire la réaction entre l'acide éthanoïque CH₃COOH et l'ammoniac NH₃.



Ex. 4 p. 334 : Acide/Base

Notion d'équilibre chimique

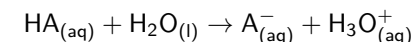
- Si le réactif limitant de la réaction est entièrement consommé, alors cette réaction est totale (ou quasi-totale), elle est écrite à l'aide d'une simple flèche →.
- S'il reste encore du réactif limitant à l'état final, la réaction est limitée et est écrite avec une double flèche ⇌.
- Dans ce cas, l'état final est caractérisé par un mélange des réactifs et des produits, c'est pourquoi on parle d'équilibre chimique.

III. Forces des acides et des bases

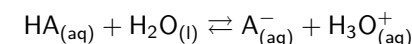
1. Force d'un acide

Définition

Un acide HA est fort si sa réaction avec l'eau est totale (ce qui signifie qu'un excès d'eau consomme entièrement l'acide).



Un acide est faible si sa réaction avec l'eau est limitée.



Exemples

chlorure d'hydrogène : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

pH d'une solution d'acide fort de concentration c

Équation		HA + H ₂ O → A ⁻ + H ₃ O ⁺			
État	Av.	Quantités de matière (mol)			
Initial	0	n = cV	excès	0	0
En cours	x	cV - x	excès	x	x
Final	x _{max}	cV - x _{max}	excès	x _{max}	x _{max}

HA est le réactif limitant, donc cV - x_{max} = 0, soit x_{max} = cV

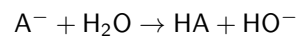
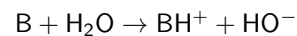
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V} = \frac{cV}{V} = c$$

$$\text{pH} = -\log c$$

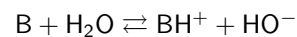
2. Force d'une base

Définition

Une base B est forte si sa réaction avec l'eau est totale.

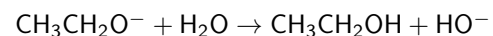


Une base B est faible si sa réaction avec l'eau est limitée.

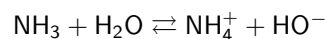


Exemples

L'ion éthanolate est une base forte :



L'ammoniac NH_3 est une base faible :



pH d'une solution de base forte de concentration c

Réaction : $B + H_2O \rightarrow BH^+ + HO^-$

D'après la réaction : $[HO^-] = c$

D'après le produit ionique de l'eau : $[H_3O^+] = \frac{K_e}{c}$

$$pH = -\log\left(\frac{K_e}{c}\right)$$

$$pH = pK_e + \log c$$

Ex. 8 p. 335 : Base forte