



I. Le pH et sa mesure

1) Remarque

Le caractère acide d'une solution aqueuse est dû à la présence des ions oxonium H_3O^+ dans cette solution.

2) Définition du pH

Le pH, est une grandeur sans dimension (sans unité), qui mesure l'acidité d'une solution aqueuse diluée ($\leq 0,01 \text{ mol/l}$). Il est défini par la relation:

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

Dans cette relation la concentration en ions oxonium est exprimée en mol.L^{-1} .

Inversement la connaissance de la valeur du pH d'une solution nous permet de déterminer la concentration en ions oxonium:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Règle : La concentration en ions oxonium obtenue par la relation $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ est donnée avec deux chiffres significatifs lorsque le pH est donné avec un chiffre après la virgule.

II. Théorie de Brønsted des acides et des bases

1. Les acides

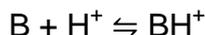
Définition : Un acide est une espèce chimique susceptible de céder un proton H^+ . On écrira :



L'écriture formelle précédente est appelée demi-équation acido-basique.

2. Les bases.

Définition : Une base est une espèce chimique capable de capter un proton H^+ . On écrira :



3. Notion de couple acide/base

Définition : Un couple acide/base est l'ensemble d'un acide et d'une base qui se correspondent dans les $\frac{1}{2}$ réactions acido-basiques. Par convention, on écrira donc le couple sous la forme AH/ A^- .



L'acide AH et la base A⁻ sont dits conjugués.

III. Solutions acido-basiques

1) Produit ionique de l'eau

Définition : On appelle produit ionique de l'eau la grandeur :

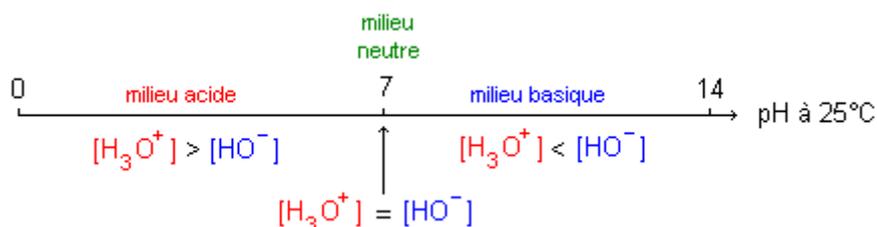
$$K_e = [H_3O^+] \times [HO^-]$$

K_e est une grandeur sans unité alors que les concentrations sont exprimées en mol.L⁻¹.

- ✗ K_e dépend de la température. Pour toute solution aqueuse à 25°C, $K_e = 10^{-14}$ (K_e croît lorsque la température augmente).
- ✗ On note pK_e la constante telle que $pK_e = -\log K_e$. A 25°C, $pK_e = 14$. (on remarquera que $K_e = 10^{-pK_e}$)

2) Échelle de pH

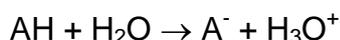
Le pH des solutions aqueuses usuelles s'étend de 0 à 14. La nature acide, basique ou neutre d'une solution dépend de son pH. Les différentes situations possibles sont résumées sur l'échelle de pH donnée ci-dessous.



IV Acide Fort et Base Forte

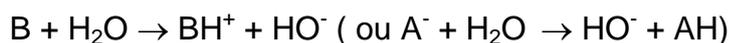
1) Définitions :

Un acide fort est un acide qui réagit totalement avec l'eau suivant la réaction suivante.



Un acide est dit faible si sa réaction avec l'eau est non totale.

Une base forte est une base qui réagit totalement avec l'eau suivant la réaction suivante



2) Outils pour classer les acides suivant leur force

Taux d'avancement d'une réaction :

Le taux d'avancement d'une réaction est le rapport de x_{final} sur x_{max} d'une réaction

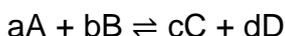
$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}}$$

Si $\tau = 1$ la réaction est totale

Pour **une même concentration de soluté**, au plus le τ de dissolution d'un acide dans l'eau est grand, au plus l'acide est fort .

Constante d'acidité K_A et pK_A

Pour une réaction chimique dont l'équation est la suivante

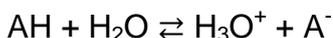


La constante de réaction est donnée par

$$K_R = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Toutes les concentrations étant prises à l'équilibre (état final), comme son nom l'indique cette constante est une constante qui ne dépend pas des concentrations des réactifs au départ. (elle ne dépend que de la température)

La constante d'acidité K_A est la constante d'équilibre de la réaction d'un acide avec l'eau (à un facteur 55,5 près)



La concentration de l'eau en tant que solvant et prise égale à 1 (opérateur neutre pour multiplication et division).

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[AH]_f}$$

Exemples :

Couples	K_A	$pK_A = -\log K_A$
H_3O^+/H_2O	1	0
HCO_2H/HCO_2^- (A. Méthanoïque)	$1,6 \cdot 10^{-4}$	3.8
$CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-$ (A éthanoïque)	$2,0 \cdot 10^{-5}$	4.8
NH_4^+/NH_3	$6,3 \cdot 10^{-10}$	9.2

Au plus K_A est grande au plus l'acide du couple est fort

Ces valeurs étant en général petites, on utilise plutôt le pK_A défini comme suit.

$$pK_A = -\log K_A$$

Plus le pK_A d'un couple est grand plus l'acide est dit faible

V pK_A, pH et domaine de prédominance.

Relation liant pK_A, pH et concentration des espèces AH (acide) et A⁻(basique).

$$pK_A = pH - \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

Cette relation montre que :

- Si $[A^-] = [AH]$ alors $pH = pK_A$ car $\log 1 = 0$
- Si $[A^-] > [AH]$ alors $pH > pK_A$ car $\log x > 0$ si $x > 1$
- Si $[A^-] < [AH]$ alors $pH < pK_A$ car $\log x < 0$ si $x < 1$

Diagramme de prédominance

