

<p>Réaction chimique par échange de proton Le pH : définition, mesure.</p> <p>Théorie de Brønsted : acides faibles, bases faibles ; notion d'équilibre ; couple acide-base ; constante d'acidité K_a. Échelle des pK_a dans l'eau, produit ionique de l'eau ; domaines de prédominance (cas des acides carboxyliques, des amines, des acides α-aminés).</p> <p>Réactions quasi-totales en faveur des produits : - acide fort, base forte dans l'eau ; - mélange d'un acide fort et d'une base forte dans l'eau.</p> <p>Réaction entre un acide fort et une base forte : aspect thermique de la réaction. Sécurité.</p> <p>Contrôle du pH : solution tampon ; rôle en milieu biologique.</p>	<p><i>Mesurer le pH d'une solution aqueuse.</i></p> <p>Reconnaître un acide, une base dans la théorie de Brønsted. Utiliser les symbolismes \rightarrow, \leftarrow et \rightleftharpoons dans l'écriture des réactions chimiques pour rendre compte des situations observées. Identifier l'espèce prédominante d'un couple acide-base connaissant le pH du milieu et le pK_a du couple. <i>Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.</i></p> <p>Calculer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte de concentration usuelle.</p> <p><i>Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée.</i></p> <p>Extraire et exploiter des informations pour montrer l'importance du contrôle du pH dans un milieu biologique.</p>
--	---

1. Théorie de Brønsted

1.1. Couple acide base

Un acide est une espèce chimique capable de céder au moins un proton H^+

Une base est une espèce chimique capable de capter au moins un proton H^+

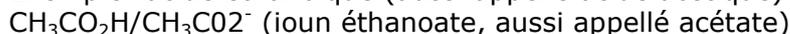
Un acide noté AH et sa base conjuguée notée A^- forment un couple acide base noté:

AH/ A^-

Ils sont reliés par une demie équation protonique:

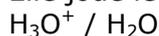


Exemple: acide éthanoïque (aussi appelé acide acétique)



Certains éléments se comportent à la fois comme un acide et une base: on l'appelle amphotère. L'eau est amphotère.

Elle joue le rôle de base dans le couple:



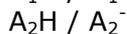
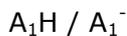
Et le rôle d'acide dans le couple:



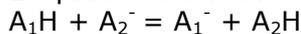
1.2. Equation de réaction acido-basique

Toute réaction acido basique est un transfert de proton(s) mettant en jeu deux couples.

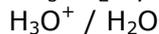
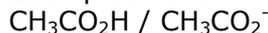
Si un acide A_1H réagit avec une base A_2^-



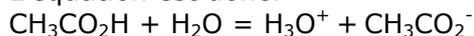
L'équation s'écrira:



Exemple: l'acide éthanoïque réagit avec l'eau:



L'équation est donc:



1.3. Définition du pH

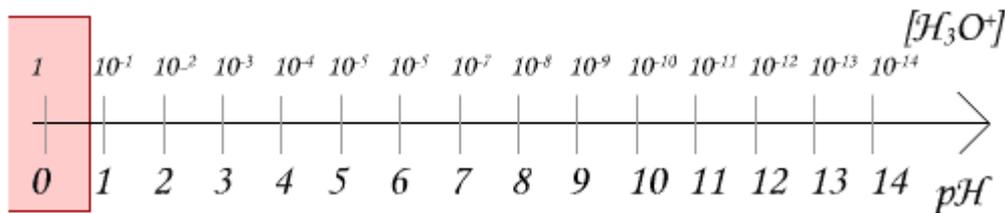
Pour des solutions diluées ($[H_3O^+] < 10^{-1}$ mol/L) le pH s'exprime:

$$pH = -\log([H_3O^+])$$

Et donc:

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

Pas besoin de savoir exactement ce qu'est log (logarithme) pour le moment, si vous vous posez la question et que vous ne l'avez pas encore vu en mathématiques, considérez le comme une simple fonction qui permettra de faire ce calcul et retenir juste les deux formules ci dessus 😊



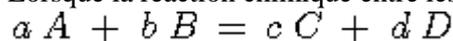
(On ne s'intéresse pas aux valeurs en rouge car la formule serait plus compliquée)

Une valeur de pH se mesure généralement à l'aide du papier pH ou du pH-mètre.

2. Etat d'équilibre d'un système chimique

2.1. Constante d'équilibre K:

Lorsque la réaction chimique entre les réactifs A et B



à la même vitesse que celle de la réaction chimique entre les réactifs C et D il n'y a plus de variation temporelle des concentrations des espèces chimiques partenaires.

On dit qu'il y a équilibre chimique.

À l'échelle microscopique, 2 réactions s'opposent.

À l'échelle macroscopique rien ne semble plus évoluer.

On définit la constante d'équilibre K de la transformation comme étant la valeur prise par Q_r lorsque la situation précédente est atteinte, c'est à dire à l'équilibre chimique.

$$K = Q_{r, \text{equ}} = \frac{[C]_{\text{equ}}^c \times [D]_{\text{equ}}^d}{[A]_{\text{equ}}^a \times [B]_{\text{equ}}^b}$$

Par sa définition même, K n'est pas une grandeur temporellement évolutive: en fait, **elle ne dépend que de la température.**

On convient de considérer comme totale une transformation dont la constante d'équilibre est supérieure à 10^4 .

On note pK la grandeur définie par

$$pK = -\log K$$

K et pK traduisent une même propriété transcrite avec des nombres plus ou moins commodes à manipuler.

Réaction inverse:

Si, expérimentalement, ce sont les réactifs C et D que l'on a mis en présence, la transformation limitée peut s'écrire:

$$c C + d D = a A + b B$$

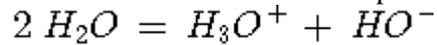
et la constante d'équilibre s'écrit alors:

$$K' = Q'_{r, \text{equ}} = \frac{[A]_{\text{equ}}^a \times [B]_{\text{equ}}^b}{[C]_{\text{equ}}^c \times [D]_{\text{equ}}^d}$$

$$\text{soit } K' = \frac{1}{K} = K^{-1}.$$

Une constante d'équilibre fondamentale: le produit ionique K_e de l'eau pure:

Soit la réaction naturelle d'autoprotolyse de l'eau pure:



Dans l'eau pure, les nombres de moles et donc les concentrations des ions oxonium H_3O^+ et celle des ions hydroxyde HO^- sont égales.

Par définition le produit ionique de l'eau pure est la constante de cet équilibre soit:

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

Comme toute constante d'équilibre, il ne dépend que de la température et vaut

$$K_e = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ \text{C}$$

On a donc, à 25°C

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = [\text{HO}^-]^2 \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

D'après la définition du pH d'une solution aqueuse,

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = -(-7) \log 10 = 7,$$

A 25°C , le pH de l'eau pure est égal à 7.

$$\text{Pour un pH} = 6, \text{ on a } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{HO}^-] = 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 100 \times [\text{HO}^-]$$

On convient de négliger les ions HO^- par rapport aux ions H_3O^+ pour un $\text{pH} < 6,5$.

De même, on convient de négliger les ions H_3O^+ devant les ions HO^- pour un $\text{pH} > 7,5$.