

# Chapitre 1 : Réaction chimique par transfert de proton

## Connaissances et compétences :

- Mesurer le pH d'une solution aqueuse.
- 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 pKa du couple.
- Mettre en œuvre une démarche expérimentale pour déterminer une constante d'acidité.
- Déterminer le pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte de concentration usuelle.
- Mettre en évidence l'influence des quantités de matière mises en jeu sur l'élévation de température observée.
- Extraire et exploiter des informations sur le contrôle du pH dans un milieu biologique.

$\Rightarrow$  AE : « pH et équilibre chimique »

## I. pH d'une solution aqueuse

### 1. Définition du pH

Le pH d'une solution aqueuse, relié à la concentration en ion oxonium  $[H_3O^+]$  (en mol.L<sup>-1</sup>), est défini par :

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

Inversement, la concentration  $[H_3O^+]$  est liée au pH par :

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

### 2. Mesure du pH

Le pH se mesure à l'aide d'un **pH-mètre** préalablement étalonné (Voir fiche méthode 12 p 596). La précision de la mesure est généralement de  $\pm 0,1$  unité de pH.

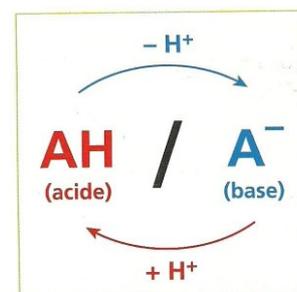
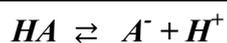
## II. Equilibre acido-basique

### 1. Couple acide-base

Un **acide** est une entité chimique capable de **céder** un ou plusieurs **ions H<sup>+</sup>** (proton). Une **base** est une entité chimique capable d'**accepter** un ou plusieurs **ions H<sup>+</sup>**.

Deux entités chimiques forment un **couple acide-base** s'il est possible de passer de l'un à l'autre par **échange de proton H<sup>+</sup>**.

A un couple acide-base HA/A<sup>-</sup>, on associe la demi-équation acido-basique :



### 2. Réaction acido-basique

Une réaction acido-basique résulte d'un **transfert de proton H<sup>+</sup>** entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple. La réaction globale s'obtient **en combinant les deux demi-équations** acido-basiques de manière à ce que tous les ions H<sup>+</sup> libérés par l'acide soient fixés par la base.

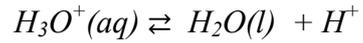
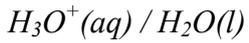
### 3. Notion d'équilibre chimique

Un système est à l'équilibre chimique quand les **concentrations** des réactifs et des produits **n'évoluent plus**.

Un acide **faible** AH (respectivement une base **faible** A<sup>-</sup>) **ne réagit pas totalement** avec l'eau : la réaction conduit à un **équilibre**.

#### 4. Produit ionique de l'eau

L'eau appartient à deux couples acido-basiques :



$H_2O$  est une **base**



$H_2O$  est un **acide**

On dit que l'eau est un **ampholyte**.

On appelle **produit ionique de l'eau**, noté  $K_e$ , la grandeur sans dimension donnée par la relation :

$$K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [HO^-]_{\text{éq}}$$

On lui associe la grandeur  $pK_e$ , donnée par la relation :

$$pK_e = -\log K_e$$

### III. Domaines de prédominance

#### 1. Constante d'acidité $K_a$ et $pK_a$

On appelle constante d'acidité dans l'eau du couple  $HA/A^-$ , notée  $K_a$ , la grandeur sans dimension :

$$K_a = \frac{[A^-]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$$

Le  $pK_a$  d'un couple acide-base est défini par :

$$pK_a = -\log K_a$$

Le  $pK_a$  d'un couple acide faible- base faible est compris entre 0 et 14.

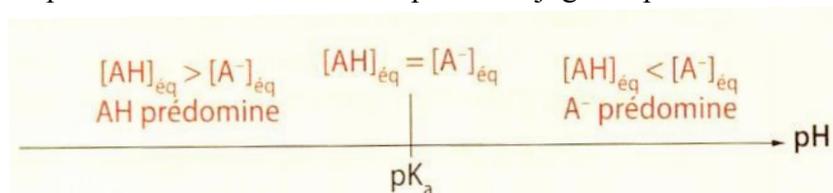
Le  $pK_a$  d'un couple  $AH_{(aq)}/A^-_{(aq)}$  est lié au pH par la relation :

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$$

#### 2. Zone de prédominance d'une espèce acido-basique

L'espèce X **prédomine** sur l'espèce Y dès que  $[X] > [Y]$ .

Le **diagramme de prédominance** d'un couple acide-base est un axe de pH sur lequel apparaissent la valeur du  $pK_a$  du couple et les domaines où les espèces conjuguées prédominent.



### IV. Acides forts et bases fortes

#### 1. Définitions

Un **acide** est dit **fort** si sa réaction sur l'eau est **quasi totale**.

Le pH d'une solution aqueuse d'acide fort de concentration en soluté apporté  $c_0$  est :  $pH = -\log c_0$

Le  $pK_a$  du couple associé à un acide fort est **négatif** ou **nul**.

Une **base** est dit **forte** si sa réaction sur l'eau est **quasi totale**.

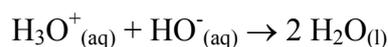
Le pH d'une solution aqueuse de base forte de concentration en soluté apporté  $c_0$  est :  $pH = pK_e + \log c_0$

A 25°C, on retient :  $pH = 14 + \log c_0$

Le  $pK_a$  du couple associé à une base forte est **supérieur** ou **égal à  $pK_e$** .

#### 2. Réactions entre acides et bases fortes

Lorsqu'un acide fort et une base forte sont introduits dans l'eau, il se produit une réaction quasi-totale d'équation :



La réaction entre un acide fort et une base forte est *exothermique* : elle **libère** de l'énergie. La température du milieu réactionnel augmente d'autant plus que la quantité de matière du réactif limitant est grande.

Pour préparer une solution aqueuse d'acide fort, on *verse l'acide dans l'eau* et jamais le contraire.

## V. Contrôle de la valeur du pH

⇒ *Activité 3 p326 : « Intérêt du contrôle du pH dans un milieu biologique »*

### 1. Solution tampon

On appelle solution tampon une solution dont le pH varie peu par addition d'une petite quantité d'acide ou de base, et par dilution modérée.

Une solution tampon est constituée d'un *mélange* en proportions voisines d'un *acide faible* et de sa *base conjuguée*. Le pH contrôlé est alors proche du  $pK_a$  du couple.

### 2. Importance du contrôle du pH en milieu biologique

Le *contrôle du pH* est fondamental pour de nombreux *milieux biologiques*.