

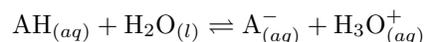
## Comparer la force des acides et des bases

### I. Constante d'acidité associée à un couple acide/base

#### A) Définition

**Définition :** La constante d'acidité  $K_A$  est la constante d'équilibre de la réaction qui modélise la transformation entre un acide AH et de l'eau  $H_2O$ .

La réaction est :



On a donc :

$$K_A = \frac{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq} \times c^0}$$

Nous avons ainsi le  $pK_A$  d'un couple acide/base qui est défini par :

$$pK_A = -\log(K_A)$$

On en déduit :

$$K_A = 10^{-pK_A}$$

#### B) Estimer le $K_A$ d'un acide d'une mesure de pH

Nous avons le tableau d'avancement suivant :

Avancement	$AH_{(aq)}$	+	$H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$A^-_{(aq)}$	+	$H_3O^+_{(aq)}$
État initial	$n_i = c_i \times V$		Exces		0		0
État d'équilibre	$c_i - x_{eq}$		Exces		$x_{eq}$		$x_{eq}$

On a alors :

$$[H_3O^+]_{eq} = [A^-]_{eq} = \frac{x_{eq}}{V}$$

$$[AH]_{eq} = \frac{c_i \times V - x_{eq}}{V} = c_i - \frac{x_{eq}}{V} = c_i - [H_3O^+]_{eq}$$

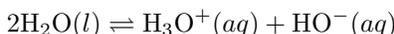
On en déduit :

$$K_A = \frac{[A^-]_{eq}[H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}} = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{(c_i - [H_3O^+]_{eq})} = \frac{(10^{-pH})^2}{(c_1 - 10^{-pH})}$$

## II - Le produit ionique de l'eau

### A) Autoprotolyse de l'eau

**Définition :** L'eau  $\text{H}_2\text{O}$  est une espèce amphotère. Ainsi, une réaction acide-base se produit entre deux molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$ . On appelle *autoprotolyse de l'eau* cette réaction telle que :



On en déduit grâce à cette réaction que l'eau pure contient des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  et des ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  de concentration égale :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### B) Le produit ionique de l'eau

**Définition :** Le produit ionique de l'eau  $K_e$  correspond à la constante d'équilibre associée à la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

On a donc à  $25^\circ\text{C}$  ou  $298,15 \text{ K}$  :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = 1.0 \times 10^{-14}$$

D'où  $\text{p}K_e = -\log(K_e) = 14,0$ .

**Remarque :** L'autoprotolyse de l'eau se produit dans toutes les solutions aqueuses. Ainsi, toutes solutions aqueuses contiennent des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et des ions  $\text{HO}^-$ . On peut alors déterminer la concentration d'ion  $\text{HO}^-$  grâce au  $K_e$  et au pH.

D'où :

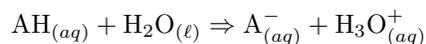
$$[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{10^{-\text{pH}}}$$

## III. Force des acides et des bases

### A - Les acides

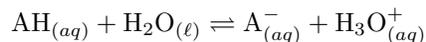
#### 1° . Les acides forts

**Définition :** Un acide fort est un acide qui réagit totalement avec l'eau. On a alors



## 2° . Les acides faibles

**Définition :** Un acide faible est un acide qui réagit partiellement avec l'eau.  
On a alors :



## 3° . Acides forts et faibles à connaître

### - Acides forts :

- L'acide chlorhydrique (HCl)
- L'acide sulfurique (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
- L'acide nitrique (HNO<sub>3</sub>)

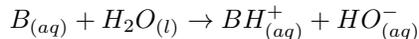
### - Acides faibles :

- Le vinaigre / acide acétique / acide éthanoïque (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>)
- Acide lactique / acide hydroxypropanoïque (C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>)

## B) Les bases

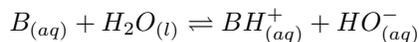
### 1°) Les bases fortes

**Définition :** Une base forte est une base qui réagit totalement avec l'eau.  
On a alors :



### 2°) Les bases faibles

**Définition :** Une base faible est une base qui réagit partiellement avec l'eau.  
On a alors :



### 3°) Bases fortes et faibles à connaître

#### — Bases fortes :

- La soude / hydroxyde de sodium (NaOH)

#### — Base faible :

- L'ammoniaque (NH<sub>3</sub>) qui a pour couple NH<sup>+</sup>/NH<sub>3</sub>

## C) Déterminer la force d'une base

### 1°) Pour les acides

Si un acide est fort alors le pH de la solution après la réaction entre l'acide et l'eau, vaut  $-\log\left(\frac{[\text{AH}]_i}{c^0}\right)$ .

Si :  $pH < \log\left(\frac{[\text{AH}]_i}{c^0}\right)$  alors l'acide est faible.

## 2°) Pour les bases

On peut déterminer le pH d'une solution d'une base forte.

On a :  $pH = 14 + \log\left(\frac{[B]_i}{c^0}\right)$ .

Si :  $pH < 14 + \log\left(\frac{[B]_i}{c^0}\right)$  alors la base est faible.

## D) Échelle des $pK_A$

— Un acide se caractérise par la facilité qu'il a à céder un ion hydrogène  $H^+$  à l'eau.

Ainsi plus il cède facilement un ion hydrogène  $H^+$ , plus l'acide est qualifié de fort, donc plus le  $K_A$  du couple acide/base est élevé plus l'acide est fort. Et plus le  $pK_A$  du même couple est petit plus l'acide est fort.

— Une base varie de manière inverse.

Ainsi, plus elle est forte, plus le  $K_A$  est faible et plus le  $pK_A$  est élevé plus la base est forte.

## IV) Diagramme de prédominance et de distribution d'un couple acide/base.

### A) Relation entre le pH et le $pK_A$ d'un couple acide/base.

Nous avons la relation suivante :

$$pH = pK_A + \log\left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}\right)$$

### B) Domaine de prédominance d'un couple acide/base

Pour un couple acide/base, lorsque le pH de la solution est :

- Si  $pH < pK_A$  alors la forme acide prédomine.
- Si  $pH > pK_A$  alors la forme basique prédomine.
- Si  $pH = pK_A$  alors aucune forme prédomine,  $[AH] = [A^-]$ .

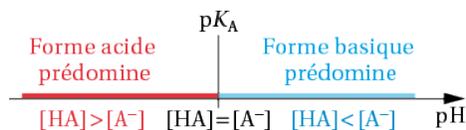


FIGURE 1 – diagramme de prédominance

### C. Diagramme de distribution des espèces d'un couple acide/base

Le diagramme de distribution des espèces du couple acide/base  $\text{AH}/\text{A}^-$  représente l'évolution des fractions de la forme acide  $[\text{AH}]$  et de la forme basique  $[\text{A}^-]$  en fonction du pH de la solution. La valeur du  $\text{pK}_a$  du couple acide/base correspond à l'abscisse du point d'intersection des deux courbes représentant les proportions des deux formes.

### D. Indicateur coloré acido-basique

**Définition :** Un indicateur coloré acido-basique est un couple acide/base dont les formes acide et basique notées  $\text{InH}/\text{In}^-$  présentent des couleurs différentes en solution aqueuse.

Ainsi, un indicateur coloré acido-basique permet de déterminer la zone de virage (l'intervalle de pH vérifié  $\text{pK}_a - 1 \leq \text{pH} \leq \text{pK}_a + 1$ ).

### V. Les solutions tampons

**Définition :** Une solution tampon est une solution qui a la capacité de maintenir le pH du milieu réactionnel ou biologique presque constant dans le cas d'une dilution modérée ou d'un ajout modéré d'un acide ou d'une base.

Pour faire une solution tampon, il faut faire un mélange presque équimolaire d'un acide faible  $[\text{AH}]_{\text{eq}}$  et de sa base conjuguée  $[\text{A}^-]_{\text{eq}}$ , i.e., avec des concentrations en quantité de matière égale  $[\text{AH}]_{\text{eq}} \approx [\text{A}^-]_{\text{eq}}$ .

On a alors :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left( \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}}} \right) \approx \text{pK}_a + \log(1) \approx \text{pK}_a.$$