

## Chapitre 12 : Force des acides et des bases



### Prerequis

<u>Maitrise du chapitre 1 et 3</u>	<u>Relations mathématiques liées au pH :</u> $pH = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$ et $[H_3O^+] = c^0 \times 10^{-pH}$
<u>Réaction acide-base</u> $AH_1 \rightleftharpoons A_1^- + H^+$ (couple $AH_1 / A_1^-$ ) $A_2^- + H^+ \rightleftharpoons AH_2$ (couple $AH_2 / A_2^-$ ) <hr/> $AH_1(aq) + A_2^-(aq) \rightleftharpoons A_1^-(aq) + AH_2(aq)$	<u>Tableau d'avancement</u>
<u>Constante d'équilibre</u>	

### Eléments de programme à maîtriser

#### Savoirs :

- Connaitre la définition des acides et bases fortes et faibles.
  - o Quelle est la définition des acides et bases fortes et faibles ?
- Connaitre l'expression des constantes d'équilibre liées à une réaction acidobasique ( $K_A$ ) et à l'autoprotolyse de l'eau  $K_e$ .
  - o Quelle est l'expression mathématique du  $K_A$  et du  $K_e$ .
- Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique ( $H_3O^+(aq)$ ,  $Cl^-(aq)$ ), acide nitrique ( $H_3O^+(aq)$ ,  $NO_3^-(aq)$ ), acide éthanoïque ( $CH_3COOH(aq)$ ), soude ou hydroxyde de sodium ( $Na^+(aq)$ ,  $HO^-(aq)$ ), ammoniac ( $NH_3(aq)$ ).
  - o Quelles sont les solutions aqueuses d'acides et de bases courantes ? Nom et formule.
- Connaitre la différence entre un diagramme de prédominance et un diagramme de distribution.
  - o Qu'est-ce qu'un diagramme de prédominance ?
  - o Qu'est-ce qu'un diagramme de distribution ?
- Connaitre les propriétés d'une solution tampon.
  - o Quelles sont les propriétés d'une solution tampon ?

#### Savoir-faire

- Écrire l'équation bilan avec le bon formalisme de flèche.
- Calculer le pH d'une solution aqueuse.
- Prévoir, à l'aide d'un tableau d'avancement, la composition finale d'un système avec une concentration apportée donnée en acide fort ou faible.
- Comparer la force de différents acides ou bases dans l'eau.
- Calculer le  $K_A$  ou  $pK_A$  d'un couple acide/base selon la donnée disponible.
- Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide/base.
- Exploiter le diagramme de prédominance ou de distribution d'un couple.
- Déterminer le  $pK_A$  d'un couple de manière expérimentale.
- Justifier les formes acidobasiques d'un acide α-aminés ou d'un indicateur coloré.

#### Capacité expérimentale ECE

- Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.
- Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.

## I. La réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau

### 1. Le produit ionique de l'eau

L'eau appartient à deux couples acide-base :  $H_2O/HO^-$  et  $H_3O^+/H_2O$  (chapitre 1), il peut donc se produire une réaction entre l'acide  $H_2O$  et la base  $H_2O$ , nommée autoprotoxyse de l'eau



La constante d'équilibre associée à cette équation, nommée produit ionique de l'eau  $K_e$ , est :

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

$[H_3O^+]_{\text{éq}} = \text{concentration en ion oxonium à l'équilibre (en mol. L}^{-1}\text{)}$

$[HO^-]_{\text{éq}} = \text{concentration en ion hydroxyde à l'équilibre (en mol. L}^{-1}\text{)}$

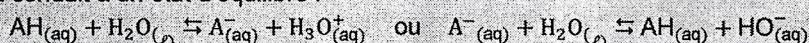
$K_e$  ne dépend que de la température.

On définit aussi le  $pK_e$  :

$$\text{à } 25^\circ C \quad pK_e = 14 \quad \text{et aussi } pK_e = -\log K_e \quad \text{soit } K_e = 10^{-pK_e} = 10^{-14}$$

### 2. Acides et bases faibles

On appelle **acide faible AH** (respectivement **base faible**), un acide (respectivement une base) qui ne réagit pas totalement avec l'eau, sa réaction avec l'eau conduit à un état d'équilibre :

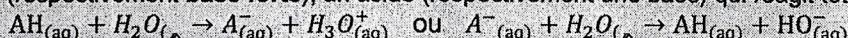


Un acide faible (respectivement base faible) réagit avec de l'eau selon une transformation non totale ( $\tau < 1$ )

Exemple : Acide éthanoïque et ammoniac de l'activité expérimentale

### 3. Acides et bases fortes

On appelle **acide fort AH** (respectivement **base forte**), un acide (respectivement une base) qui réagit totalement avec l'eau :



Un acide fort (respectivement une base forte) réagit avec de l'eau selon une transformation totale ( $\tau = 1$ )

Exemple : Acide chlorhydrique et hydroxyde de sodium de l'activité expérimentale

#### > Cas d'un acide fort :

Dans une solution d'acide fort, l'acide réagit totalement avec l'eau et la quantité de matière de AH restant peut être considérée comme nulle.

État	Avancement	AH	+	$H_2O(l)$	$\rightarrow$	$A^{-}(aq)$	+	$H_3O^{+}(aq)$
initial	0	$c_0 \cdot V$		excès		0		0
en cours	$x$	$c_0 \cdot V - x$		excès		$x$		$x$
final	$x_f$	0		excès		$c_0 \cdot V$		$c_0 \cdot V$

À l'état final :  $n(H_3O^+)_f = x_{\max} = x_f = c_0 \times V \Rightarrow [H_3O^+]_f = c_0 \Leftrightarrow pH = -\log [H_3O^+]_f = -\log c_0$

Le pH d'une solution aqueuse d'acide fort de concentration en soluté apporté  $c_0$  (en mol.L<sup>-1</sup>) est :  $pH = -\log c_0$

#### > Cas d'une base forte :

Tout comme l'acide fort, une base forte réagit totalement avec l'eau : l'état final, la quasi-totalité de la base forte  $A^-$ , initialement présente, a réagi.

État	Avancement	$A^{-}(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\rightarrow$	$AH(aq)$	+	$HO^{-}(aq)$
initial	0	$c_0 \cdot V$		excès		0		0
en cours	$x$	$c_0 \cdot V - x$		excès		$x$		$x$
final	$x_f$	0		excès		$c_0 \cdot V$		$c_0 \cdot V$

À l'état final :  $n(HO^-)_f = x_{\max} = x_f = c_0 \times V \Rightarrow [HO^-]_f = c_0$

$$\text{or } K_e = [H_3O^+]_f \times [HO^-]_f \Rightarrow [H_3O^+]_f = \frac{K_e}{[HO^-]_f} = \frac{K_e}{c_0}$$

$$pH = pK_e + \log c_0$$

$$pH = pK_e + \log HO^-$$

Le pH d'une solution aqueuse de base forte de concentration en soluté apporté  $c_0$  (en mol.L<sup>-1</sup>) est :

$$pH = pK_e + \log c_0 \quad (\text{à } 25^\circ C : pH = 14 + \log c_0)$$

## II. La constante d'acidité d'un couple acide-base

### 1. Constante d'acidité $K_A$ et $pK_A$

La constante d'acidité dans l'eau d'un couple acide faible / base faible ( $AH / A^-$ ) est une grandeur, sans dimension, notée  $K_A$ , caractéristique du couple acido-basique.

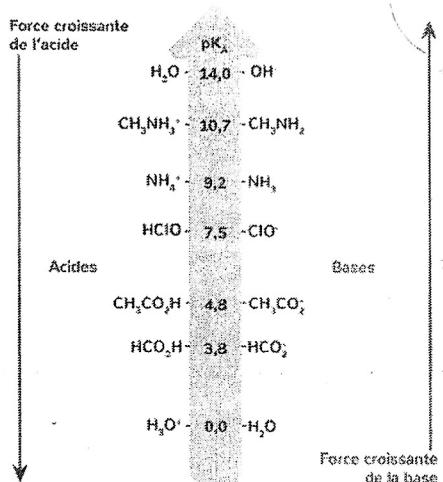
C'est la constante d'équilibre associée à l'équation :  $AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$

Elle est définie par son expression simplifiée :

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

$[H_3O^+]$  = concentration molaire en ion oxonium (en mol. L<sup>-1</sup>)  
 $[A^-]$  = concentration molaire en base faible (en mol. L<sup>-1</sup>)  
 $[AH]$  = concentration molaire en acide faible (en mol. L<sup>-1</sup>)  
 $K_A$  = constante d'acidité du couple  $AH/A^-$  (sans unité)

Le  $pK_A$  d'un couple acide/base est une grandeur, sans dimension, comprise entre 0 et 14 et caractéristique du couple. Elle est définie par :  $pK_A = -\log K_A$



### 2. Forces comparées des acides et des bases dans l'eau

Un acide  $AH(aq)$  est d'autant plus fort dans l'eau que le  $pK_A$  du couple auquel il appartient est petit.

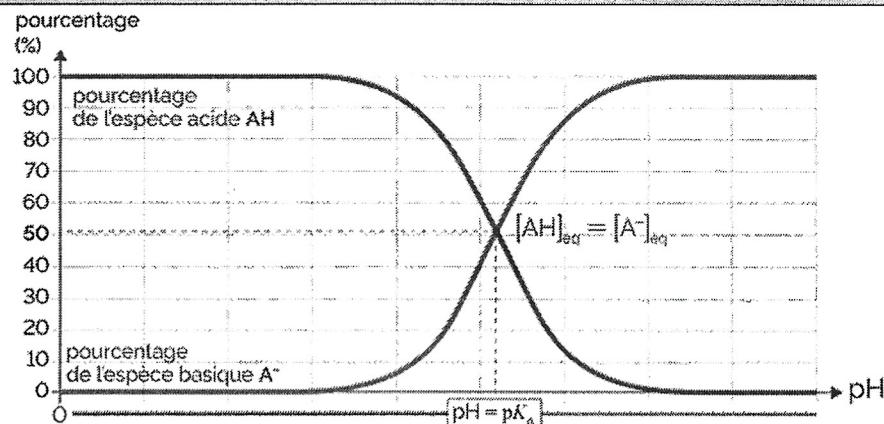
Une base  $A^-(aq)$  est d'autant plus forte dans l'eau que le  $pK_A$  du couple auquel elle appartient est grand.

### 3. Espèce prédominante d'un couple

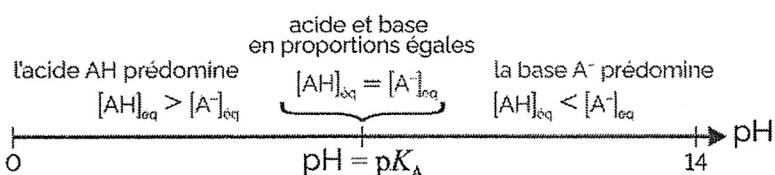
Le pH d'une solution contenant un acide faible  $AH$  et sa base conjuguée  $A^-$  est lié au  $K_A$  du couple par la relation :

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} \quad (\text{Équation de Henderson-Hasselbach})$$

Le diagramme de distribution représente les pourcentages des espèces acide et basique d'un même couple dans une solution en fonction du pH de la solution.



Le diagramme de prédominance d'un couple  $AH(aq) / A^-(aq)$  représente les domaines de prédominance de l'espèce acide et de l'espèce basique conjuguée en fonction du pH de la solution.

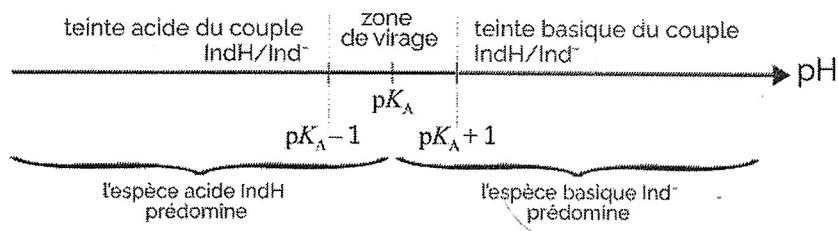


Remarque : Une espèce chimique X prédomine sur une espèce chimique Y dès que  $[X] > [Y]$  ;

## ➤ L'exemple de l'indicateur coloré

Un indicateur coloré est constitué d'une solution qui contient un acide faible, que l'on notera  $\text{IndH}$  et de sa base conjuguée, que l'on notera  $\text{Ind}^-$ . La forme acide et la forme basique ont une teinte différente selon le pH de la solution.

Le couple d'un indicateur coloré  $\text{IndH} / \text{Ind}^-$  est caractérisé par son  $pK_A$ . Son diagramme de prédominance est le suivant.

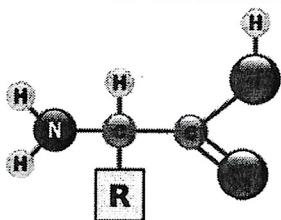


Un indicateur coloré acido-basique est adapté à un titrage si la zone de virage de l'indicateur coloré contient le pH à l'équivalence  $\text{pHe}$  du titrage.

## 4. Solution tampon et contrôle du pH

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par dilution ou par ajout de petites quantités de solutions acides ou basiques.

## 5. Cas des acides $\alpha$ -aminés

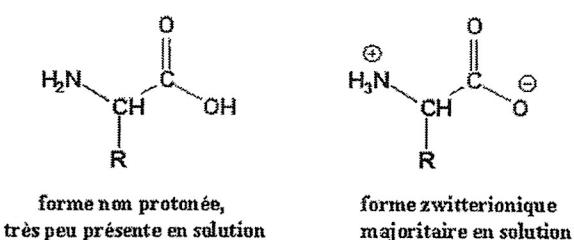


Les acides  $\alpha$ -aminés jouent un rôle fondamental en biochimie comme constituants élémentaires des protéines : elles servent de « briques » de construction des protéines. Ce sont des molécules organiques comportant deux groupes fonctionnels : sur un même atome de carbone se trouve un groupe carboxyle ( $-\text{COOH}$ ), responsable de la nature acide de la molécule, et un groupe amine ( $-\text{NH}_2$ ), responsable de la nature basique de la molécule :

-COOH désigne la fonction acide carboxylique  
-NH<sub>2</sub> désigne la fonction amine  
-R est un radical

Le radical, va conférer à l'acide  $\alpha$ -aminé ses propriétés, qui vont le distinguer des autres, car tous possèdent les fonctions acide carboxylique et amine, leur donnant des propriétés analogues.

Remarque : en solution comme à l'état solide, il y a transfert du proton de l'acide carboxylique sur l'amine pour donner une entité neutre, appelée **zwitterion** (ou **amphion**) :



Les acides  $\alpha$ -aminés ont donc un comportement amphotère.

### Diagramme de prédominance :

