

**▪ Réaction d'autoprotolyse de l'eau**

L'eau est une espèce amphotère : l'eau en tant qu'acide peut réagir avec l'eau en tant que base. Cette réaction est non totale. Couples : ( $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ ) et ( $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$ ).

Équation de réaction

Constante de réaction  $K_e$  = produit ionique de l'eau

Comme pour le pH, on emploie l'opérateur p pour définir le p $K_e$  : \_\_\_\_\_

**▪ Acides faibles et acides forts**

Acide faible

Un acide est faible si \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Alors le taux d'avancement final \_\_\_\_\_

Acide fort

Un acide est fort si \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Alors le taux d'avancement final \_\_\_\_\_

Dans le cas d'une solution aqueuse d'acide fort de concentration initiale en soluté apporté  $c_i$ ,

Ex. : \_\_\_\_\_

**▪ Bases faibles et bases fortes**

Base faible

Une base est faible si \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Alors le taux d'avancement final \_\_\_\_\_

Base fort

Une base est forte si \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_

Alors le taux d'avancement final \_\_\_\_\_

Dans le cas d'une solution aqueuse de base forte de concentration initiale en soluté apporté  $c_i$ ,

Ex. : \_\_\_\_\_

**▪ Constante d'acidité**

Constante d'acidité : \_\_\_\_\_

Équation de réaction

Expression de  $K_A$ 

Cette constante exprime donc la « générosité » d'un acide pour fournir son proton à l'eau. Plus  $K_A$  est grand, plus l'acide est dissocié. Alors la proportion d'acide est faible à l'état final d'équilibre, à la faveur d'une forte proportion de base conjuguée dans le système.

Comme pour le pH, on emploie l'opérateur p pour définir le p $K_A$  : \_\_\_\_\_

Le  $pK_A$  mesure « l'avarice » d'un acide pour son proton. Plus le  $pK_A$  est grand, moins l'acide est dissocié dans l'eau, et moins cet acide est fort.

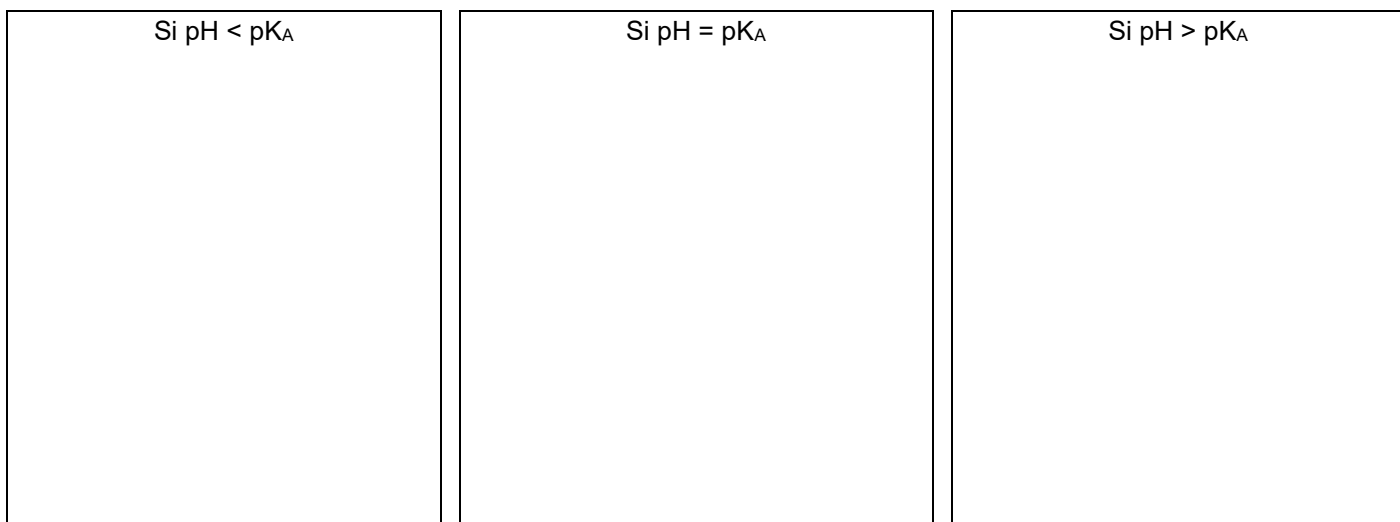
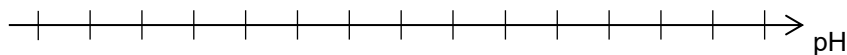
Le  $pK_A$  mesure « l'appétit » d'une base pour un proton. Plus le  $pK_A$  est grand, plus la base se protone dans l'eau, et plus cette base est forte.

| Couple         | $H_3O^+ / H_2O$ | $H_3PO_4 / H_2PO_4^-$ | $HCOOH / HCOO^-$ | $CH_3COOH / CH_3COO^-$ | $NH_4^+ / NH_3$ | $H_2O / HO^-$ |
|----------------|-----------------|-----------------------|------------------|------------------------|-----------------|---------------|
| $pK_A$ à 25 °C | 0,0             | 2,1                   | 3,8              | 4,8                    | 9,3             | 14            |

#### ▪ Espèce prédominante d'un couple dans une solution

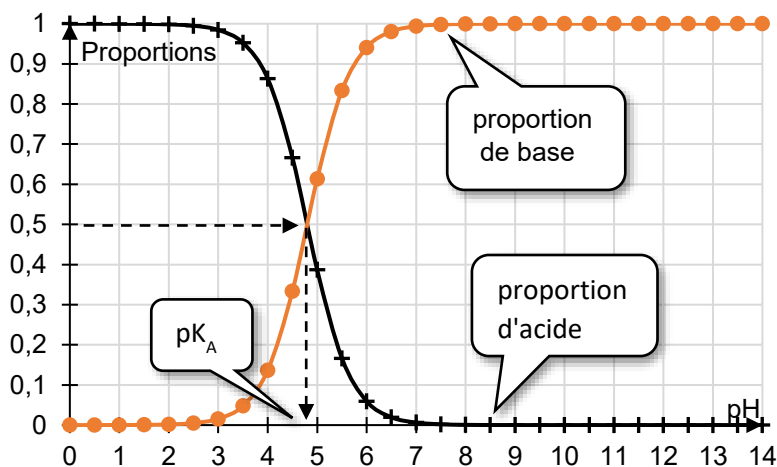
Relation d'Henderson-Hasselbach : à l'aide de la définition du  $pK_A$ , du pH et des propriétés du logarithme, nous montrons que :

Diagramme de prédominance :



Le diagramme de distribution, plus quantitatif, est quant à lui un graphique qui représente les proportions en acide et en base d'un couple donné en fonction du pH de la solution aqueuse qu'ils composent.

À l'intersection des deux courbes représentatives, il y a égales proportions donc 50 % de chaque espèce et l'abscisse du point indique donc la valeur du  $pK_A$  du couple.



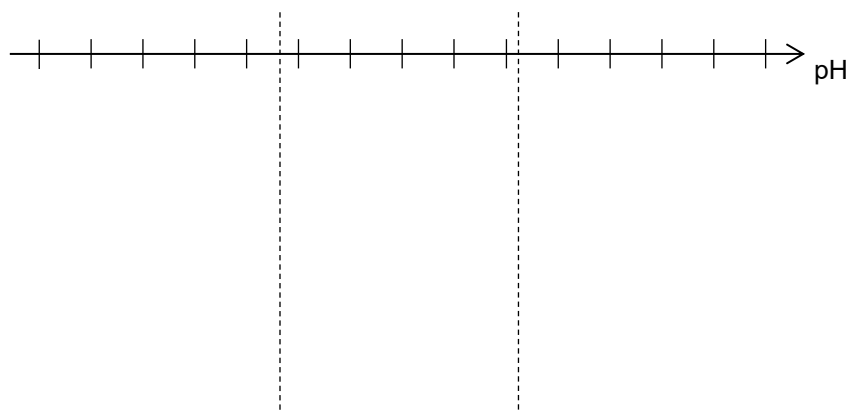
### ▪ Grandes catégories de couples acide-base

➤ Les **indicateurs colorés acido-basiques**. Il s'agit de couples, souvent notés  $\text{InH} / \text{In}^-$ , dans lesquels l'espèce acide et l'espèce basique apportent chacune une couleur différente à la solution. La couleur perçue à l'œil traduit si l'espèce acide prédomine, l'espèce basique ou bien un mélange des deux espèces en proportions voisines : c'est la teinte sensible de la zone de virage ; elle s'étend de part et d'autre du  $\text{pK}_\text{A}$  du couple.

| Indicateur coloré   | $\text{pK}_\text{A}$ | Couleur (acide) | Zone de virage | Couleur (base) |
|---------------------|----------------------|-----------------|----------------|----------------|
| Hélianthine         | 3,4                  | rouge           | 3,1 – 4,4      | jaune          |
| Bleu de bromothymol | 7,1                  | jaune           | 6,0 – 7,6      | bleu           |
| Phénolphthaléine    | 9,4                  | incolore        | 8,2 – 10,0     | rose           |
| Alizarine           | 11,2                 | rouge           | 11,0 – 12,4    | incolore       |

➤ Les **acides  $\alpha$ -aminés**. Il s'agit d'espèces chimiques dont la formule compte un groupement carboxyle ( $-\text{COOH}$ ) et un groupement amine ( $-\text{NH}_2$ ) portés par le même carbone central. Ces espèces possèdent deux  $\text{pK}_\text{A}$ , l'un associé au groupement carboxyle (voisin de 4,8) et l'autre associé au groupement amine (voisin de 9,2). Ces espèces chimiques sont à la base de la composition des protéines dans le domaine du vivant.

Allure d'un diagramme de prédominance d'un acide  $\alpha$ -aminé :



➤ Les **solutions tampons**. Il s'agit de solutions dont le pH varie peu dans l'ajout d'acide ou de base, ou bien à l'occasion d'une dilution modérée. Elles sont obtenues généralement au moyen d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée. Le pH d'une telle solution est alors voisin du  $\text{pK}_\text{A}$  du couple à l'œuvre. Ces solutions sont employées pour garantir la stabilité de l'acidité d'un milieu, par exemple dans le domaine de la santé.