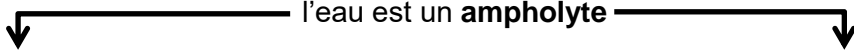


# Modèle de la réaction chimique par échange de proton

## A- Modèle des acides et des bases selon Brønsted

<b>Définition d'un acide au sens de Brønsted :</b> Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton $H^+$  <u>Ecriture formelle</u> : $AH \rightarrow A^- + H^+$ ; AH est un acide.	<b>Définition d'une base :</b> Une base est une espèce chimique capable de capter un proton $H^+$  <u>Ecriture formelle</u> : $A^- + H^+ \rightarrow AH$ ; $A^-$ est une base.
<b>Couple acide/base</b> On le note $AH / A^-$ (acide / base). On peut passer de l'un à l'autre par perte ou gain d'un proton <p style="text-align: center;"><b>On lui associe la demi-équation :</b>     <math>AH \rightleftharpoons H^+ + A^-</math></p> <p style="text-align: center;"><b>L'acide AH et la base <math>A^-</math> sont dits conjugués.</b></p>	
<b>Couples de l'eau</b> <p style="text-align: center;">  </p> <div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="width: 45%; padding: 5px;">           l'eau est la <b>base</b> du couple <math>H_3O^+ / H_2O</math>  <b>Demi-équation :</b>            .....         </div> <div style="width: 45%; padding: 5px;">           l'eau est l'<b>acide</b> du couple <math>H_2O / HO^-</math>  <b>Demi-équation :</b>            .....         </div> </div>	
<b>Réaction acido-basique</b> Elle traduit le <b>transfert d'un proton</b> entre un acide d'un couple 1 et une base d'un couple 2 selon le schéma suivant : $Acide\ 1 + Base\ 2 \longrightarrow Base\ 1 + Acide\ 2$	<b>Méthode pour écrire l'équation d'une réaction acido-basique</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>- On écrit les couples acide/base qui interviennent en repérant les acides et bases qui réagissent.</li> <li>- On peut alors écrire directement l'équation sachant qu'il doit y avoir un transfert d'un proton <math>H^+</math> entre les deux espèces qui réagissent.</li> </ul>

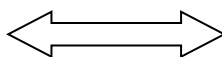
## B- Définition et mesure du pH

### B1. Définition du pH

Le caractère acide ou basique d'une solution aqueuse est défini à partir de la présence des ions oxonium  $H_3O^+$  (espèce hydratée du proton  $H^+$ ).

Comme il est peu pratique d'utiliser les valeurs de la **concentration  $[H_3O^+]$** , on définit une nouvelle grandeur mesurable plus pratique : **le pH**.

pH =



La relation est valable tant que  $[H_3O^+] < 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

### B2. Mesure du pH

papier pH	indicateur coloré	pH-mètre
<i>Mesure rapide et approchée (1 unité près au mieux) Valeur du pH obtenue par comparaison avec une échelle de teintes</i>	<i>La couleur de l'indicateur coloré acido-basique dépend du pH de la solution. Les indicateurs colorés permettent d'identifier le caractère acide, neutre ou basique d'une solution.</i>	<i>Un pH-mètre est un millivoltmètre relié à une électrode combinée (électrode de verre et électrode de référence). La tension mesurée est proportionnelle au pH de la solution. Avant toute mesure il est nécessaire d'étalonner le pH- mètre.</i>

## C- L'équilibre acido-basique

### C1. Notion d'équilibre chimique

Une réaction chimique peut être **limitée** : dans ce cas le système chimique atteint un **état d'équilibre**, état final pour lequel les réactifs et les produits sont simultanément présents, à des **concentrations** qui **n'évoluent plus**.

Cet état d'équilibre est **dynamique** : les deux transformations inverses se produisent simultanément.

L'équation de la réaction s'écrit avec une double flèche :  $\rightleftharpoons$

C'est le cas des acides **faibles** (et des bases **faibles**) qui ne réagissent pas totalement avec l'eau.

Exemple : équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau :

.....

Un acide **fort** (ou une base **forte**) réagit totalement avec l'eau, l'équation de la réaction s'écrit avec une simple flèche :  $\rightarrow$ .

Exemple : équation de la réaction de l'acide fort AH avec l'eau :

.....

### C2. Constante d'acidité

On considère la réaction d'un acide AH avec l'eau.

Équation de la réaction : .....

Expression de la constante d'acidité, caractéristique du couple AH/A<sup>-</sup> :  $K_a =$

On définit  $pK_a = -\log(K_a)$

L'eau en tant que solvant n'intervient pas dans l'expression de  $K_a$ .

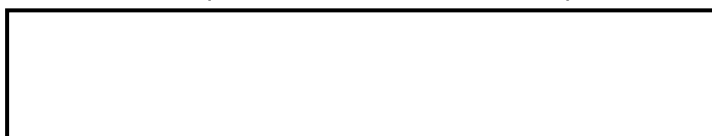
Par convention, on prend pour les concentrations les valeurs exprimées en mol.L<sup>-1</sup> mais  $K_a$  est sans unité.

$K_a$  ne dépend que de la température.

Les tables donnent les valeurs de  $pK_a$  à 25 °C pour différents couples (Voir Doc.11 page 334)

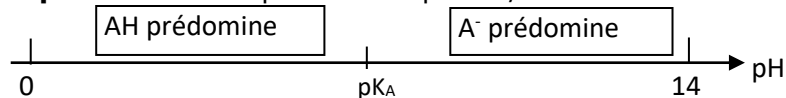
### C3 Diagramme de prédominance

Relation entre le pH d'une solution aqueuse d'un acide AH et le  $pK_a$  (autre façon de donner l'expression de  $K_a$ ) :



On appelle diagramme de prédominance la représentation, sur un axe gradué en pH, de l'espèce prédominante d'un couple donné. Une espèce A est prédominante devant une espèce B si  $[A] > [B]$ .

Le **diagramme de prédominance** pour un couple AH/A<sup>-</sup> est :



### C4 Produit ionique de l'eau

L'eau est un ampholyte, il se produit une réaction entre l'acide H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> et la base H<sub>2</sub>O<sub>(l)</sub> des deux couples de l'eau. L'équation de la réaction s'écrit :  $H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

Cette réaction est **l'autoprotolyse de l'eau**, elle est très limitée. La constante d'équilibre associée à l'état d'équilibre de la réaction d'autoprotolyse est appelée **produit ionique de l'eau** et noté  **$K_e$** .

Cette réaction a lieu dans toute solution aqueuse, qui contient donc des ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> et HO<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> dont les concentrations sont liées par le produit ionique de l'eau.

Le **produit ionique** de l'eau est défini par :  $K_e =$  .....

A 25°C,  $K_e =$  .....

Les concentrations doivent être exprimées en mol.L<sup>-1</sup> mais par convention  $K_e$  n'a pas d'unité.

$K_e$  ne dépend que de la température.

On définit aussi  $pK_e$  par la relation  $pK_e =$  .....