

Modèle de la réaction chimique par échange de proton

A- Modèle des acides et des bases selon Brønsted

Définition d'un acide au sens de Brønsted : Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton H^+	Définition d'une base : Une base est une espèce chimique capable de capter un proton H^+
<u>Ecriture formelle</u> : $AH \rightarrow A^- + H^+$; AH est un acide.	<u>Ecriture formelle</u> : $A^- + H^+ \rightarrow AH$; A^- est une base.
Couple acide/base 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;">On lui associe la demi-équation : $AH \rightleftharpoons H^+ + A^-$</p> <p style="text-align: center;">L'acide AH et la base A^- sont dits conjugués.</p>	
Couples de l'eau <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;"> \downarrow l'eau est la base du couple H_3O^+ / H_2O Demi-équation : </div> <div style="text-align: center;"> \downarrow l'eau est l'acide du couple H_2O / HO^- Demi-équation : </div> </div> <p style="text-align: center; margin-top: 10px;">l'eau est un ampholyte</p>	
Réaction acido-basique Elle traduit le transfert d'un proton entre un acide d'un couple 1 et une base d'un couple 2 selon le schéma suivant : $Acide\ 1 + Base\ 2 \longrightarrow Base\ 1 + Acide\ 2$	Méthode pour écrire l'équation d'une réaction acido-basique <ul style="list-style-type: none"> - On écrit les couples acide/base qui interviennent en repérant les acides et bases qui réagissent. - On peut alors écrire directement l'équation sachant qu'il doit y avoir un transfert d'un proton H^+ entre les deux espèces qui réagissent.

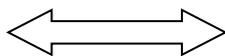
B- Définition et mesure du pH

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 $[H_3O^+] < 0,1\ mol.L^{-1}$.

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⁻ : $K_a =$

On définit $pK_a = -\log(K_a)$

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

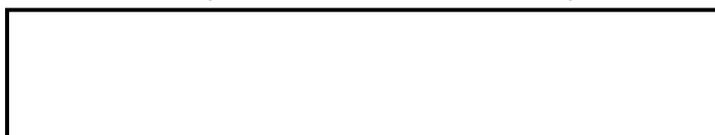
Par convention, on prend pour les concentrations les valeurs exprimées en mol.L⁻¹ mais K_a est sans unité.

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)

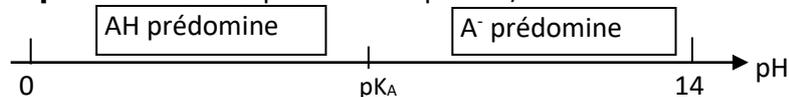
C3 Diagramme de prédominance

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⁻ est :



C4 Produit ionique de l'eau

L'eau est un ampholyte, il se produit une réaction entre l'acide H₂O_(l) et la base H₂O_(l) 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 H₃O⁺_(aq) et HO⁻_(aq) 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⁻¹ 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 $pK_e =$