

FORCE DES ACIDES ET DES BASES

I- Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau

1. Produit ionique de l'eau

L'eau appartient à deux couples acide/base : H_2O/OH^- et H_3O^+/H_2O .

La réaction d'équation $H_2O + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$ est appelée **autoprotolyse** de l'eau.

Elle est **très limitée** dans le sens direct et a lieu dans toutes les solutions aqueuses.

La constante d'équilibre associée à cette équation est appelée **produit ionique de l'eau** K_e .

$$K_e = \boxed{\phantom{1,0 \cdot 10^{-14}}} \quad \text{où } c^0 = 1 \text{ mol/L}$$

Il ne dépend que de la température. Il n'a pas d'unité.

On définit $pK_e = -\log K_e$ soit $K_e = 10^{-pK_e}$.

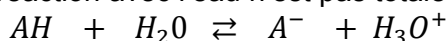
$$\text{À } 25^\circ\text{C, } \boxed{pK_e = 14} \quad \text{soit} \quad \boxed{K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}}$$

Toute solution aqueuse contient des ions OH^- et des ions H_3O^+ .

- Dans une solution neutre, $[H_3O^+]_{\text{éq}} = [OH^-]_{\text{éq}}$ d'où $K_e = \left(\frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{c^0}\right)^2$.
 $pH = \frac{1}{2} pK_e$ à 25°C , $pH = 7,0$
- Dans une solution acide, $[H_3O^+]_{\text{éq}} > [OH^-]_{\text{éq}}$ d'où $K_e < \left(\frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{c^0}\right)^2$.
 $pH < \frac{1}{2} pK_e$ à 25°C , $pH < 7,0$
- Dans une solution basique, $[H_3O^+]_{\text{éq}} < [OH^-]_{\text{éq}}$ d'où $K_e > \left(\frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{c^0}\right)^2$.
 $pH > \frac{1}{2} pK_e$ à 25°C , $pH > 7,0$

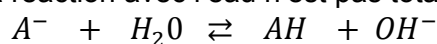
2. Acides faibles et bases faibles

Un acide faible est un acide dont la réaction avec l'eau n'est pas totale ($\tau < 1$) :



À l'état final, $[H_3O^+]_f < c$ où c est la concentration en acide apporté.

Une base faible est une base dont la réaction avec l'eau n'est pas totale ($\tau < 1$) :



À l'état final, $[OH^-]_f < c$ où c est la concentration en base apportée.

- Un exemple d'acide faible : l'acide éthanóïque.

Une solution aqueuse d'acide éthanóïque de concentration en soluté apporté $C = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V = 100,0 \text{ mL}$. La mesure du pH de cette solution donne $pH = 3,5$.

	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$			
état initial (mol)	CV	solvant	0	0
état final (mol)	CV- x_f	solvant	x_f	x_f

Détermination du taux d'avancement :

- Un exemple de base faible : l'ammoniac.

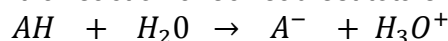
Une solution aqueuse d'ammoniac de concentration en soluté apporté $C=1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V = 100,0 \text{ mL}$. La mesure du pH de cette solution donne $\text{pH} = 10,6$.

	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$			
état initial (mol)	CV	solvant	0	0
état final (mol)	CV- x_f	solvant	x_f	x_f

Détermination du taux d'avancement :

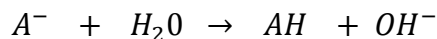
3. Acides forts et bases fortes

- Un acide fort est un acide dont la réaction avec l'eau est totale ($\tau = 1$) :



Si c est la concentration en acide apporté, à l'état final, $[\text{H}_3\text{O}^+]_f =$ donc $\text{pH} =$

- Une base forte est une base dont la réaction avec l'eau est totale ($\tau = 1$) :



Si c est la concentration en base apportée, à l'état final, $[\text{OH}^-]_f =$ donc

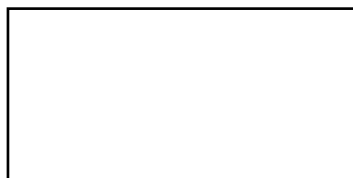
$\text{pH} =$

II- Constante d'acidité d'un couple acide/base

1. Définition

La constante d'acidité K_A du couple acide/base $\text{AH}_{(\text{aq})}/\text{A}^-_{(\text{aq})}$ est la constante d'équilibre associée à l'équation $\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

$K_A =$



Les concentrations s'expriment en mol.L^{-1} , $c^\circ = 1 \text{ mol.L}^{-1}$; La constante d'acidité n'a pas d'unité.

On définit

$$\text{p}K_A = -\log K_A$$

soit

$$K_A = 10^{-\text{p}K_A}$$

On trouve également l'expression simplifiée : $K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{AH}]_{\text{éq}}}$

Rq : la constante d'acide n'est définie que pour des acides faibles pas pour des acides forts dont K_A infini

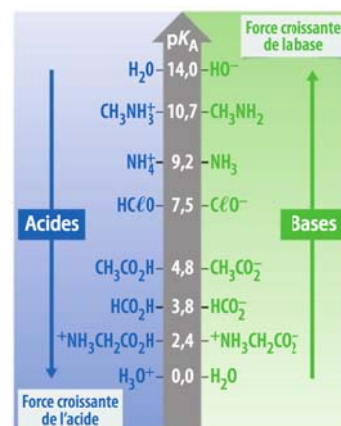
2. Comparaison de la force des acides et des bases dans l'eau

L'acide le plus fort dans l'eau est l'ion H_3O^+ . La base la plus forte dans l'eau est l'ion OH^- .

Un acide est d'autant plus fort que le pK_A du couple auquel il appartient **est petit**.

(De même un acide est d'autant plus fort que K_A est grand)

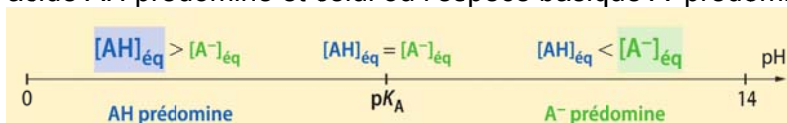
Une base est d'autant plus forte que le pK_A du couple auquel elle appartient est grand.



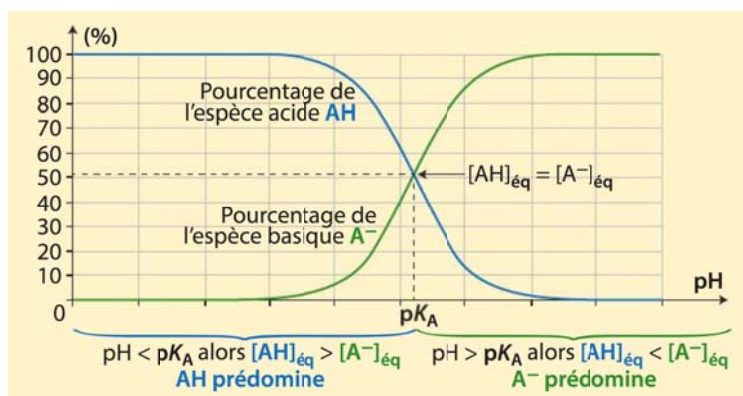
3. Espèce prédominante d'un couple

Le pH d'une solution permet de déterminer quelle espèce chimique d'un couple $\text{AH}_{(\text{aq})}/\text{A}^-_{(\text{aq})}$ est majoritaire. Déterminons le lien entre le pH et les concentrations des espèces :

Le **diagramme de prédominance** d'un couple $\text{AH}_{(\text{aq})}/\text{A}^-_{(\text{aq})}$ représente sur un axe horizontal gradué en pH le domaine où l'espèce acide AH prédomine et celui où l'espèce basique A^- prédomine.

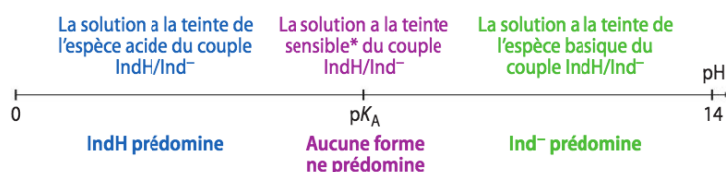


Le **diagramme de distribution** est la représentation graphique des pourcentages des espèces AH et A^- d'un même couple dans une solution en fonction du pH de cette solution. Voir activité numérique

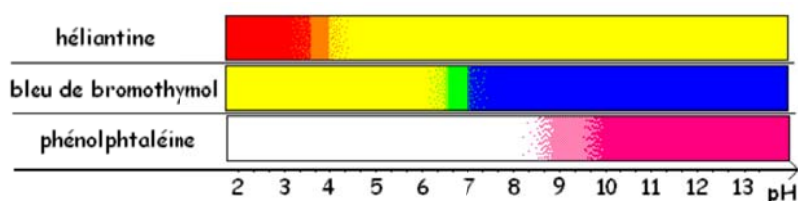


4. Indicateur coloré acido-basique

Un indicateur coloré acido-basique est un couple acide/base, souvent noté IndH/Ind^- , dont les espèces conjuguées n'ont pas la même couleur.

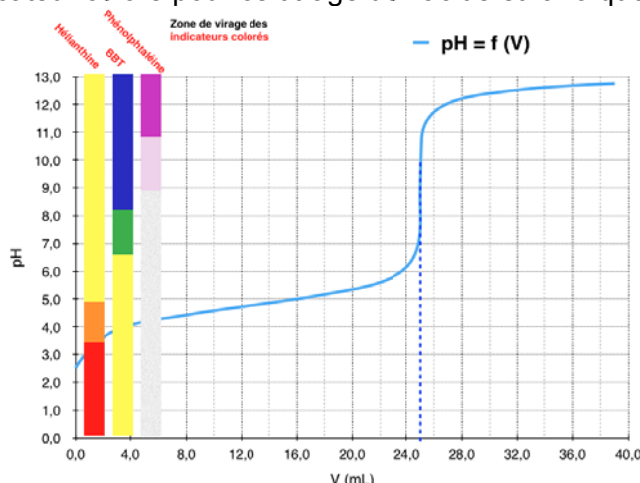


Quelques exemples :



On appelle zone de virage l'intervalle de pH pour lequel la solution prend la teinte sensible. Un indicateur coloré acido-basique est adapté à un titrage si la zone de virage de l'indicateur coloré contient pH_E , le pH à l'équivalence du titrage.

Exemple : choisir le bon indicateur coloré pour ce titrage de l'acide éthanoïque



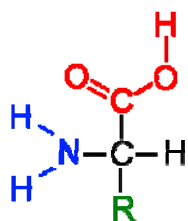
5. Solution tampon

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu par dilution ou par ajout de petites quantités d'une solution acide ou basique.

Exemple : le pH du sang reste compris entre 7,35 et 7,45 grâce au « tampon bicarbonate » obtenu à partir du couple $CO_2, H_2O/HCO_3^-$.

Exercice 29 page 169

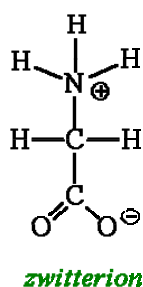
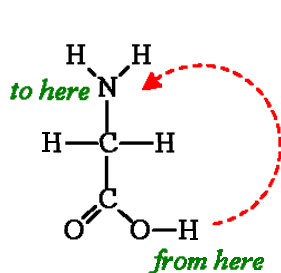
6. Les acides α -aminés



Un acide α -aminé est une molécule qui contient un groupe carboxyle - CO_2H et un groupe amine $-NH_2$ porté par le même atome de carbone.

En solution aqueuse, il y a un transfert intramoléculaire de proton du groupe carboxyle vers le groupe amine.

L'acide α -aminé existe essentiellement sous forme d'amphion ou zwitterion.



Un amphion est une espèce amphotère. Il est l'acide du couple amphion/anion $NH_3^+-CH_2-COO^-/NH_2-CH_2-COO^-$. Il est la base du couple cation/amphion $NH_3^+-CH_2-COOH/NH_3^+-CH_2-COO^-$.