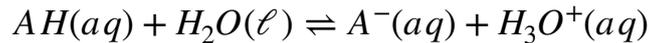


Révisions et échauffements pages 206 et 207 -

I. Réaction des acides et des bases dans l'eau

1. Constante d'acidité K_A d'un couple acide/base

La mise en solution d'un acide AH dans l'eau conduit à un équilibre chimique (l'eau joue le rôle de solvant et le rôle de base) :



La constante d'équilibre associée à cette réaction est appelée **constante d'acidité** du couple AH/A^- , cette constante est notée K_A .

$$K_A = \frac{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{C^0 \times [AH]_{eq}}$$

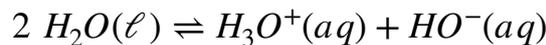
Pour chaque couple Acide/Base, on associe à la constante d'acidité K_A (sans unité) la grandeur pK_A (sans unité) donnée par :

$$pK_A = -\log(K_A)$$

2. Produit ionique de l'eau

L'eau est une espèce **amphotère**. Elle est l'acide du couple H_2O/HO^- et elle la base du couple H_3O^+/H_2O .

Ainsi l'eau (acide) peut réagir avec l'eau (base) selon la réaction suivante, appelée **autoprotolyse** de l'eau :



La constante d'équilibre associée à cette réaction est appelée **produit ionique de l'eau**, et est notée K_e .

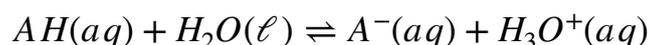
$$K_e = \frac{[H_3O^+]_{eq} \times [HO^-]_{eq}}{(C^0)^2}$$

On associe à cette réaction la valeur $pK_e = -\log(K_e)$

Remarque : à 25°C, $K_e = 10^{-14}$, soit $pK_e = 14$

II. Force d'un acide et d'une base

La force d'un acide ou d'une base correspond à sa capacité à réagir (à se dissocier) avec l'eau.



1. Acides forts et bases fortes

Un acide est fort si le $pK_A \leq 0$; une base est considérée comme forte si $pK_A \geq pK_e$

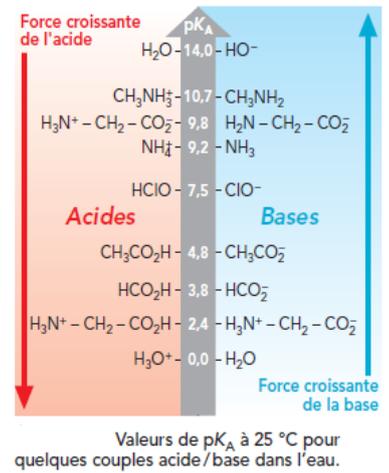
La réaction d'un acide fort (ou d'une base forte) avec l'eau est totale.

Remarque : la base conjuguée d'un acide fort est une base très faible et l'acide conjugué d'une base forte est un acide très faible.

2. Acides faibles et bases faibles

Un acide faible (une base faible) ne réagit pas complètement avec l'eau.

Un acide faible est d'autant plus fort que son pK_A est petit ; une base faible est d'autant plus forte que son pK_A est élevé.



3. pH d'une solution

- Solution **d'acide fort** de concentration c_A :

$$pH = -\log(c_A)$$

- Solution de **base forte** de concentration c_B :

$$pH = pK_e + \log(c_B)$$

- Solution aqueuse **d'acide ou de base faible** :

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}$$

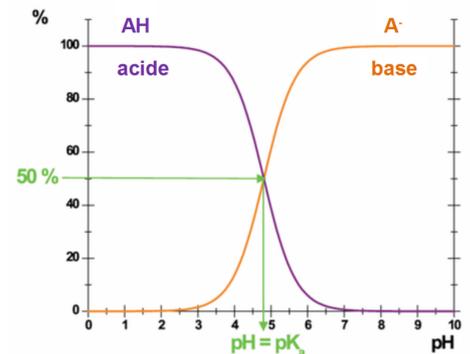
L'ensemble de ces relations peut se retrouver à l'aide des tableaux d'avancement

Exercices 31 et 33 page 224 ; Exercices 39, 40, 41 et 43 page 225

III. Diagrammes d'un couple

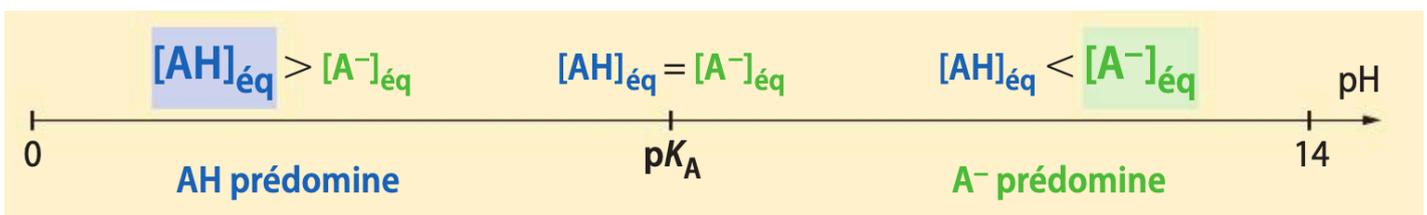
1. Diagramme de distribution

Le **diagramme de distribution** indique les proportions des espèces acide et basique d'un couple en fonction du pH de la solution.



2. Diagramme de prédominance

Un **diagramme de prédominance** d'un couple est un axe de pH sur lequel sont indiqués les domaines de prédominance de l'acide et de la base. C'est-à-dire les intervalles de pH sur lesquels la concentration de l'un est supérieure à celle de l'autre.



Exercice 36 page 224, exercices 44 et 48 page 226

3. Cas des acides aminés

Un **acide α -aminé** est une espèce chimique dont les fonctions chimiques amine $-NH_2$ et acide carboxylique $-COOH$ sont portées par un même atome de carbone.

Un **amphion** (ou **switterion**) est un ion qui possède une charge négative et une charge positive. Dans le cas des acides-aminés un amphion se forme en solution aqueuse par un transfert interne d'un ion hydrogène H^+ entre le groupe carboxyle $-COOH$ et le groupe amine $-NH_2$ d'un acide alpha-aminé.

En solution aqueuse, l'amphion est une espèce amphotère.

- L'amphion noté $H_3N^+ - CHR - COO^-$ est l'acide du couple amphion/anion de la forme $H_3N^+ - CHR - COO^- / H_2N^+ - CHR - COO^-$.
- L'amphion noté $H_3N^+ - CHR - COO^-$ est la base du couple cation/amphion de la forme $H_3N^+ - CHR - COOH / H_3N^+ - CHR - COO^-$.

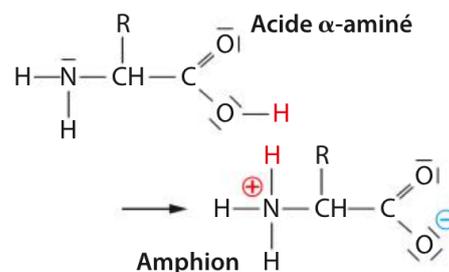
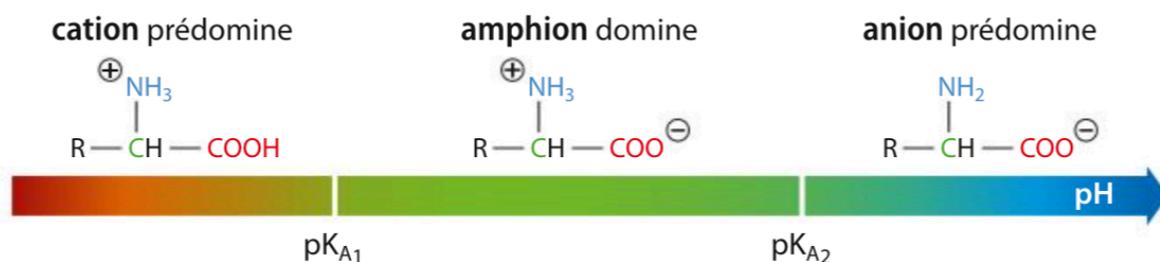


Diagramme de prédominance associé à l'amphion d'un acide alpha-aminé



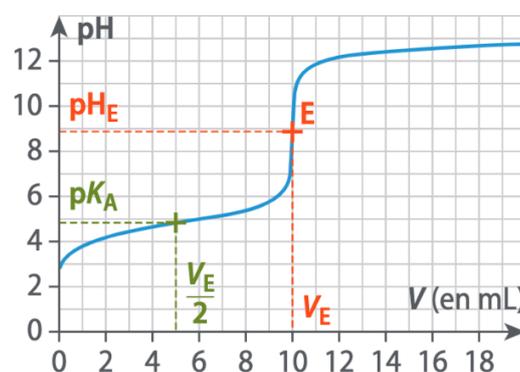
Exercice 46 page 226

IV. Applications

1. Demi-équivalence d'un titrage

La **demi-équivalence** d'un titrage est atteinte quand on a versé la moitié du volume équivalent. On remarque, qu'à la demi-équivalence du titrage, le pH de la solution est égale au pK_A du couple du réactif titré.

(Pour s'en convaincre faire les tableaux d'avancement des titrages)



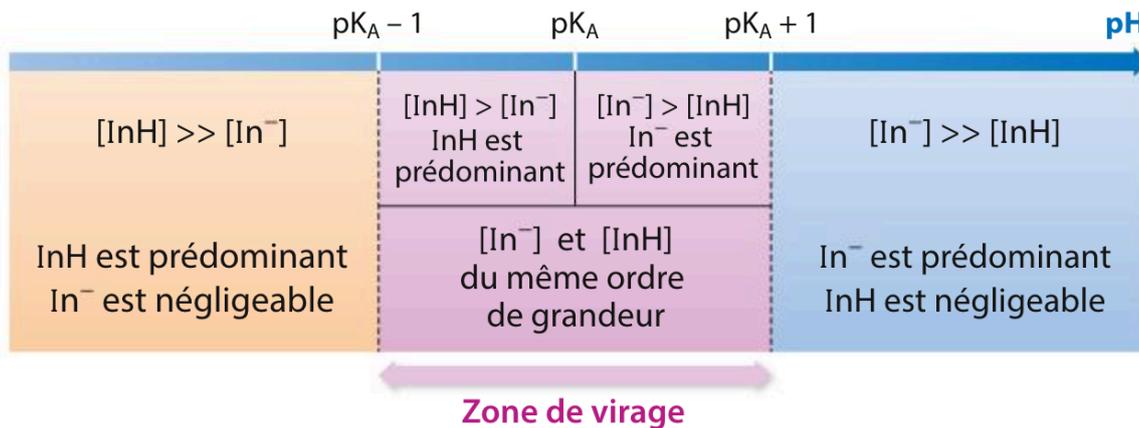
Exercices 33 et 34 page 135; 44 et 45 page 136 ; 46 page 137

2. Indicateur coloré

Un **indicateur coloré acido-basique** est un couple acide-base AH/A^- dont les espèces conjuguées n'ont pas la même teinte. Ainsi, après l'ajout d'un indicateur coloré à une solution incolore on peut évaluer son pH à partir de la teinte prise par celle-ci.

Lors d'un titrage on peut utiliser de tels indicateurs colorés. En effet, si la zone de virage d'un indicateur coloré (= pH pour lequel il change de couleur) inclut le pH à l'équivalence alors on pourra déterminer le volume équivalent au moment du changement de teinte de la solution.

Zone sensible d'un indicateur coloré



Exercices 27 page 223 et 48 page 226

3. Solution tampon

Une **solution tampon** est une solution pour laquelle le pH varie peu par dilution ou par ajout modéré d'un acide ou d'une base. L'utilisation de solution tampon permet de réguler l'acidité de certains milieux (le sang par exemple).

Une solution tampon est obtenue en réalisant un mélange quasiment équimolaire d'un acide faible (AH) et de sa base conjuguée (A^-). Ainsi le pH d'une telle solution est :

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}},$$

$$\text{avec } [A^-]_{eq} = [AH]_{eq} ; \text{ soit } \log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} = \log(1) = 0,$$

$$\text{ainsi } pH = pK_A$$

Exercices 51 page 227 et 56 page 228