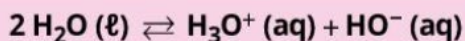


1 Réaction avec l'eau

Équation de l'autoprotolyse de l'eau :



Produit ionique de l'eau K_e :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f \cdot [\text{HO}^- (\text{aq})]_f$$

Constante d'acidité K_A :

Soit l'équation $\text{AH} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{A}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

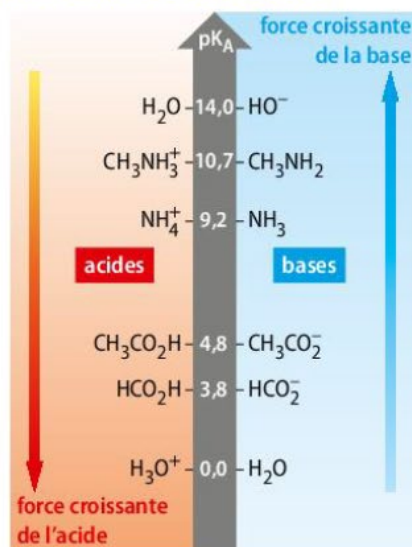
alors :

$$K_A = \frac{[\text{A}^- (\text{aq})]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f}{[\text{AH} (\text{aq})]_f}$$

Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau :

- si équilibre chimique → acide faible ou base faible
- si la réaction est totale → acide fort ou base forte

Force des acides et des bases :



2 Solutions d'acide ou de base

Solution d'acide

forte

si $\text{pH} = -\log c$

$$[\text{AH} (\text{aq})]_f = 0$$

$$[\text{A}^- (\text{aq})]_f = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_f = c$$

c est la concentration en quantité de matière d'acide apporté

faible

si $\text{pH} \neq -\log c$

composition donnée

par la résolution de l'équation

$$c \cdot \tau^2 + K_A \cdot \tau - K_A = 0$$

Solution de base

forte

si $\text{pH} = \text{p}K_e + \log c$

faible

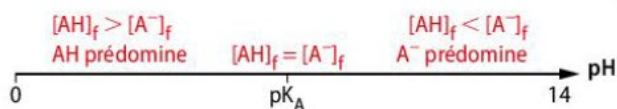
si $\text{pH} \neq \text{p}K_e + \log c$

Solution tampon

Son pH varie peu par addition d'une petite quantité d'acide ou de base, et par dilution modérée.

3 Diagrammes d'un couple

Diagramme de prédominance



Application aux acides alpha-aminés

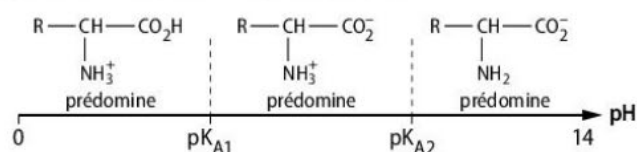
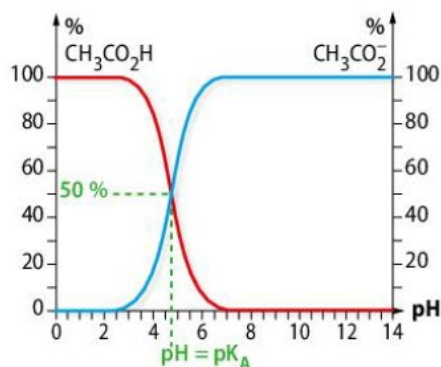
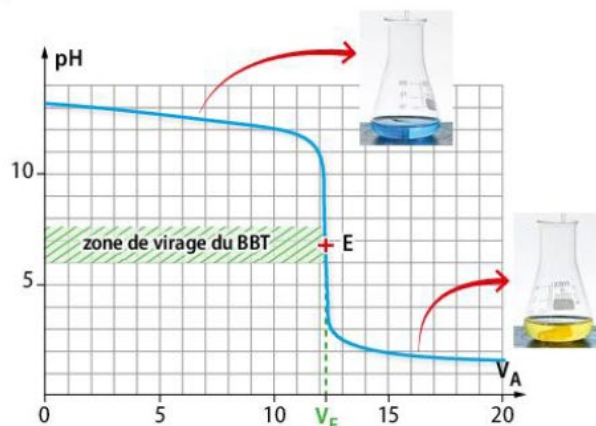
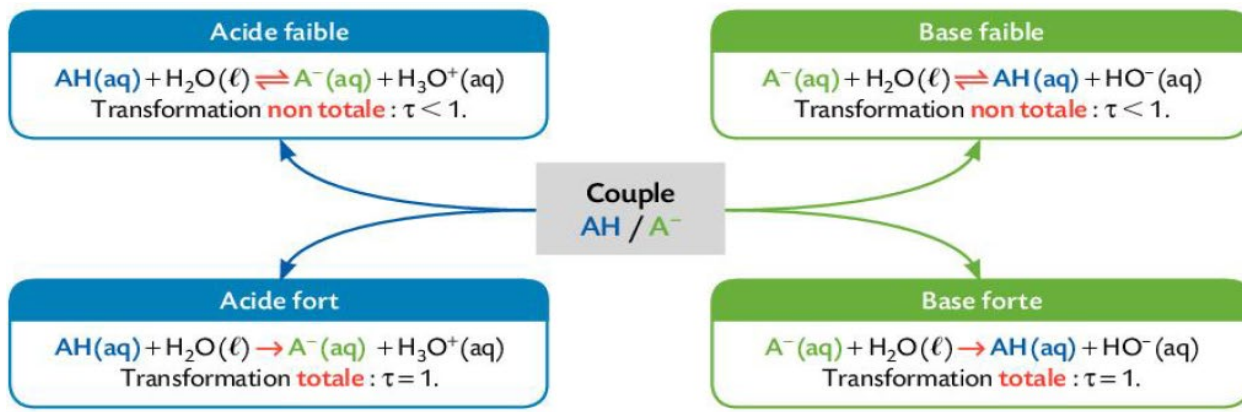


Diagramme de distribution



Application aux indicateurs colorés





1 Quelques valeurs de pK_A à 25 °C

Couple acide/base	Nom des espèces conjuguées	pK_A à 25 °C
$H_3O^+(aq)/H_2O(l)$	ion oxonium/eau	0,0
$H_3PO_4(aq)/H_2PO_4^-(aq)$	acide phosphorique/ion dihydrogénéphosphate	2,1
$HCOOH(aq)/HCOO^-(aq)$	acide méthanoïque/ion méthanoate	3,8
$CH_3COOH(aq)/CH_3COO^-(aq)$	acide éthanoïque/ion éthanoate	4,8
$NH_4^+(aq)/NH_3(aq)$	ion ammonium/ammoniaque	9,3
$H_2O(l)/HO^-(aq)$	eau/ion hydroxyde	14,0

Mesures et Incertitudes

L'incertitude-type sur le pH mesurée est au mieux $u(pH) = 0,1$.

Cette incertitude-type entraîne une grande incertitude sur la concentration des ions oxonium.

Un $pH = 2,5$ correspond à :
 $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH} = 1 \times 10^{-2,5}$
 $= 3,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Un $pH = 2,5 + 0,1 = 2,6$ correspond à :
 $[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-pH} = 1 \times 10^{-2,6}$
 $= 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

L'écart relatif entre les deux concentrations vaut :

$$\left| \frac{(3,2 \times 10^{-3} - 2,5 \times 10^{-3})}{(3,2 \times 10^{-3})} \right| = 0,22$$

Une variation de 0,1 unité de pH correspond à une variation de plus de 22 % sur la concentration des ions oxonium en solution.

2 Évolution du pK_e en fonction de la température

Le produit ionique de l'eau comme toutes les constantes d'équilibre dépend de la température.

θ (°C)	pK_e
0	14,938
25	13,995
50	13,275
100	12,265

3 Expression simplifiée de K_e

Le produit ionique de l'eau n'ayant pas d'unité son expression réelle est :

$$K_e = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} \times [HO^-]_{\text{éq}}}{(c^\circ)^2}$$

Comme $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la concentration standard c° est souvent sous-entendue et l'expression simplifiée du produit ionique de l'eau K_e est :

$$K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}} \times [HO^-]_{\text{éq}}$$