FORCE DES ACIDES ET DES BASES

— TERMINALE – PHYSIQUE-CHIMIE —

1. CONSTANTE D'ACIDITÉ ET PRODUIT IONIQUE DE L'EAU

Pour $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$:

$$K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]\,c^\circ} \qquad pK_A = -\log K_A$$

Autoprotolyse $2\,H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HO^-$:

$$K_e = [H_3O^+][HO^-] = 10^{-14} \qquad pH + pOH = 14{,}0$$

Eau pure : $[H_3O^+] = 1{,}0 \times 10^{-7}\,mol/L$, d'où pH = 7 à 25 °C seulement.

K_A à partir d'une mesure de pH

Acide éthanoïque $c_0 = 1{,}0 \times 10^{-2}\,mol/L$, pH = 3,4 :

1. $[H_3O^+]_f = [CH_3COO^-]_f = 4{,}0 \times 10^{-4}\,mol/L$;
2. $[CH_3COOH]_f = c_0 - 4{,}0 \times 10^{-4} = 9{,}6 \times 10^{-3}\,mol/L$;
3. $K_A = \dfrac{(4{,}0 \times 10^{-4})^2}{9{,}6 \times 10^{-3}} = 1{,}6 \times 10^{-5}$, $pK_A = 4{,}8$.

2. ACIDES FORTS, BASES FORTES, ACIDES FAIBLES

Acide **fort** : réaction avec l'eau **quasi totale** ($\tau \approx 1$) ; sinon **faible**. Pour une concentration c_0 :

- acide fort : $pH = -\log c_0$;
- base forte : $pH = 14{,}0 + \log c_0$;
- acide faible : $pH > -\log c_0$.

Forts : HCl, HNO_3, soude. Faibles : CH_3COOH, NH_3.

$c_0 = 10^{-2}$	pH	$[H_3O^+]$	τ
HCl	2,0	$1{,}0 \times 10^{-2}$	1,0
CH_3COOH	3,4	$4{,}0 \times 10^{-4}$	0,040

Prévoir le pH d'un acide faible

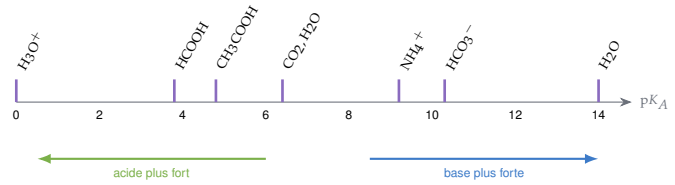
On pose $x = [H_3O^+]_f$, d'où $[A^-] = x$ et $[AH] = c_0 - x$:

$$K_A = \frac{x^2}{c_0 - x} \iff x^2 + K_A x - K_A c_0 = 0$$

On garde la racine positive : $x = 3{,}9 \times 10^{-4}\,mol/L$, pH = 3,41, τ = 3,9 %. τ augmente quand on dilue.

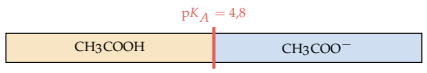
3. COMPARER LA FORCE 4. DIAGRAMMES DE PRÉDOMINANCE ET DE DISTRIBUTION

Plus pK_A est **petit**, plus l'acide est **fort** et sa base conjuguée faible.



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

- $pH < pK_A$: l'**acide** prédomine ;
- $pH = pK_A$: $[AH] = [A^-]$ (courbes de distribution à 50 %) ;
- $pH > pK_A$: la **base** prédomine.



Alanine ($pK_{A1} = 2{,}3$, $pK_{A2} = 9{,}7$) : dans le sang (pH 7,4), forme **amphion** $-COO^-$ / $-NH_3^+$.

5. INDICATEURS COLORÉS ET SOLUTIONS TAMPON

Un **indicateur coloré** HIn/In^- change de teinte sur une **zone de virage** d'environ 2 unités autour de son pK_A.

Indicateur	Virage	Acide	Basique
Hélianthine	3,1–4,4	rouge	jaune
Bleu de bromothymol	6,0–7,6	jaune	bleu
Phénolphtaléine	8,2–10,0	incolore	rose

Règle : la zone de virage doit être **contenue dans le saut de pH**. Saut 4,5–9,5 : le BBT convient, l'hélianthine non.

Solution tampon

Acide faible **et** base conjuguée en quantités comparables : pH voisin du pK_A. Il varie très peu par ajout modéré d'acide, de base, ou par dilution modérée.

Le **sang** est tamponné par $CO_2, H_2O/HCO_3^-$ ($pK_A = 6{,}4$) : pH maintenu à 7,40.

À RETENIR

- $K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]c^\circ}$; $pH + pOH = 14$.
- Acide fort : $pH = -\log c_0$.
- pK_A petit : acide fort.
- $pH < pK_A$: l'acide prédomine.
- Virage de l'indicateur dans le saut de pH.

pierre-carree.fr