Force des acides et des bases : Ka, pKa et tampons

Fiche méthode

(Physique-chimie Tle^{e} spécialité · Constitution et transformations de la matière · Comparer la force des acides et des bases)

La démarche pour une question de force acide-base

1. J'identifie le couple AH/A^- et sa donnée : K_A ou pK_A ($pK_A = -\log K_A$), à 25 °C sauf mention.

2. Je pose la réaction avec l'eau et le tableau d'avancement en concentrations : $[A^-] = [H_3O^+] = h$, $[AH] = c - h$.

3. Je calcule : $\tau = h \div c$ à partir d'un pH mesuré, ou h par l'équation $h^2 + K_A\, h - K_A\, c = 0$.

4. Je situe le pH par rapport au pK_A : $pH = pK_A + \log([A^-] \div [AH])$ donne l'espèce prédominante et les pourcentages.

5. Je conclus : acide fort ou faible, espèce prédominante, teinte d'un indicateur, effet d'un ajout dans un tampon.

Le réflexe — la force d'un acide se lit sur son pKA, pas sur le pH de sa solution ; le pH se compare au pKA du couple, pas à 7.

Cas 1 · Acide fort ou faible ?

Réflexe — $\tau = [H_3O^+]f \div c$, avec $[H_3O^+]f = 10^{-pH}$ mol·L^{-1} ; $\tau = 1$: fort ; $\tau < 1$: faible.

Exemple. Acide méthanoïque à $c = 6{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1}, pH mesuré 2,5.

$[H_3O^+] = 10^{-2{,}5} \approx 3{,}2 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} ; $\tau \approx 3{,}2 \times 10^{-3} \div (6{,}0 \times 10^{-2}) \approx$ **0,053** : réaction limitée, **acide faible**, $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$.

Attention — un pH bas ne prouve pas qu'un acide est fort : il faut le comparer à $-\log(c/c^\circ)$.

Cas 2 · Utiliser KA et pKA

Réflexe — $KA = 10^{pKA}$; pour $acide_1 + base_2$: K = 10 puissance (pKA2 − pKA1).

Exemple. Couples CH_3COOH/CH_3COO^- ($pKA = 4{,}8$) et $CO_2,H_2O/HCO_3^-$ ($pKA = 6{,}4$) : KA de l'acide éthanoïque, puis constante de sa réaction avec l'ion hydrogénocarbonate.

$K_A = 10^{-4{,}8} \approx$ **1,6 × 10^{-5}**. $CH_3COOH + HCO_3^- \rightleftharpoons CH_3COO^- + CO_2,H_2O$: $K = 10^{6{,}4\,-\,4{,}8} = 10^{1{,}6} \approx$ **40** : réaction favorisée, mais pas totale ($K < 10^4$).

Attention — petit pKA = acide fort = base conjuguée faible.

Cas 3 · Composition d'une solution d'acide faible

Réflexe — $KA = h^2 \div (c - h)$; $h = (-KA + \sqrt{\Delta}) \div 2$ avec $\Delta = KA^2 + 4\,KA\,c$.

Exemple. Acide salicylique ($pKA = 3{,}0$) apporté à $c = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol·L^{-1} : pH et τ.

$K_A = 1{,}0 \times 10^{-3}$; $\Delta \approx 4{,}1 \times 10^{-5}$; $h \approx$ **2,7 × 10^{-3} mol·L^{-1}**, donc $pH \approx$ **2,6** et $\tau \approx$ **0,27**.

Attention — garder la racine positive ; ne pas écrire $pH = -\log c$.

Cas 4 · Espèce prédominante et pourcentages

Réflexe — $r = [A^-] \div [AH] = 10^{\text{puissance } (pH - pKA)}$; $\%A^- = 100\ r \div (1 + r)$.

Exemple. Couple NH_4^+/NH_3 ($pKA = 9{,}2$) dans une solution de pH 8,5.

> $pH < pK_A$: NH_4^+ prédomine. $r = 10^{-0{,}7} \approx 0{,}20$; $\%NH_3 = 100 \times 0{,}20 \div 1{,}20 \approx$ **17 %**, $\%NH_4^+ \approx 83\ \%$.

Attention — un rapport de 10 correspond à 91 %, pas à 90 %.

Cas 5 · Indicateur coloré, acide α-aminé

Réflexe — zone de virage $\approx pKA \pm 1$; un acide α-aminé a deux pKA, donc trois domaines.

Exemple. Leucine : $pKA = 2{,}4$ et 9,6. Forme prédominante à pH 6,0.

> 2,4 < 6,0 < 9,6 : le groupe carboxyle a cédé H^+, le groupe amine a capté le sien : l'**amphion** H_3N^+–CHR–COO^- prédomine.

Attention — indicateur : sa zone de virage doit contenir le pH à l'équivalence.

Cas 6 · Solution tampon

Réflexe — $pH = pKA + \log(n(A^-) \div n(AH))$, après la réaction totale de ce qu'on ajoute.

Exemple. Mélange de 0,030 mol de CH_3COOH et 0,010 mol de CH_3COO^- ($pKA = 4{,}8$).

> $pH = 4{,}8 + \log(0{,}010 \div 0{,}030) \approx$ **4,3** ; un ajout modéré d'acide ou de base, ou une dilution, ne le modifie presque pas.

Attention — un tampon n'est efficace qu'à environ une unité de son pKA.

Les pièges

- Écrire $pH = -\log c$ pour un acide faible : cette relation suppose une réaction totale.
- Inverser le classement : un grand KA, donc un petit pKA, correspond à un acide fort.
- Croire que la dilution rend un acide plus fort : τ augmente, mais KA ne change pas.
- Comparer le pH à 7 pour savoir quelle forme d'un couple prédomine, ou pour interpréter une teinte d'indicateur.
- Penser que le pH d'un tampon reste constant quoi qu'on ajoute, ou qu'il vaut 7.

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).