

Corrigé et barème – Acides et bases : pH, force des acides et solutions tampons

Constitution et transformations de la matière — transformations acide-base, pH, force des acides et des bases (K_a , pK_a), diagrammes de prédominance et de distribution, solutions tampons

Durée : 120 min – Calculatrice interdite – Sur 20 points · Spécialité Physique-Chimie Terminale

Exercice 1 – pH, produit ionique et dilution

(4 pts)

- Acide fort : $[\text{H}_3\text{O}^+] = c$, donc $\text{pH} = -\log(7,5 \times 10^{-3}) = 2,1$. (1)
- $[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{12,2-14} = 10^{-1,8} = 1,6 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. (1)
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,7} = 2,0 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{HO}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,0 \times 10^{-6}} = 5,0 \times 10^{-9} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: eau légèrement acide. (1)
- Après dilution, les ions H_3O^+ apportés ($10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) sont négligeables devant ceux de l'autoprotolyse de l'eau (environ 10^{-7}) : $\text{pH} \approx 7$, légèrement inférieur. Diluer un acide ne rend jamais la solution basique. (1)

Erreur fréquente — La formule $\text{pH} = -\log c$ ne vaut que pour un acide fort assez concentré : pour c inférieure à environ $10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, l'eau impose un pH voisin de 7.

Exercice 2 – Force de l'acide lactique

(4 pts)

- $\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-CHOH-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. (1)
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,9} = 1,26 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\tau = \frac{1,26 \times 10^{-3}}{1,5 \times 10^{-2}} = 0,084$, soit 8,4 %. (1)
- $\tau < 1$: réaction limitée, l'acide lactique est un acide faible. Seules 8,4 % des molécules ont réagi : l'acide lactique prédomine (91,6 % des espèces du couple). (1)
- $[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \times 10^{-3}$ et $[\text{AH}] = 1,5 \times 10^{-2} - 1,26 \times 10^{-3} = 1,37 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $K_A = \frac{(1,26 \times 10^{-3})^2}{1,37 \times 10^{-2}} = 1,2 \times 10^{-4}$, d'où $\text{p}K_A = 3,94 \approx 3,9$. (1)

À retenir — Pour un acide faible, le taux d'avancement se calcule à partir du pH mesuré, jamais en supposant $\text{pH} = -\log c$.

Exercice 3 – Diagramme de distribution de l'acide fluorhydrique

(4 pts)

- Pourcentages égaux $\Leftrightarrow [\text{HF}] = [\text{F}^-] \Leftrightarrow \log([\text{F}^-]/[\text{HF}]) = 0 \Leftrightarrow \text{pH} = \text{p}K_a = 3,2$. (1)
- $r = \frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 10^{2,6-3,2} = 10^{-0,6} = 0,25$; % HF = $\frac{100}{1+0,25} = 80$ %. (1)
- % $\text{F}^- > 99$ % $\Leftrightarrow r > 99 \Leftrightarrow \text{pH} > 3,2 + \log 99 = 5,2$. (1)
- $\frac{[\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 10^{7-3,2} = 10^{3,8} \approx 6 \times 10^3$: le fluor est présent sous forme d'ions fluorure F^- . (1)

Repère — À une unité du $\text{p}K_a$, l'espèce prédominante représente 91 % ; à deux unités, 99 %.

Exercice 4 – L'ammoniac, une base faible

(4 pts)

- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HO}^-$. (1)
- $[\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{10,95-14} = 10^{-3,05} = 8,9 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. (1)
- $\tau = \frac{[\text{HO}^-]}{c} = \frac{8,9 \times 10^{-4}}{5,0 \times 10^{-2}} = 0,018$: 1,8 % seulement, l'ammoniac est une base faible. (1)
- $\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 10^{10,95-9,2} = 10^{1,75} = 56$; d'après b), $[\text{NH}_4^+] = 8,9 \times 10^{-4}$ et $[\text{NH}_3] = 4,91 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, rapport 55 : cohérent. (1)

Le point clé — Pour une base, on passe toujours par $[\text{HO}^-] = K_e/[\text{H}_3\text{O}^+]$, puis $\tau = [\text{HO}^-]/c$.

Exercice 5 – Un tampon méthanoïque**(4 pts)**

- a) Même volume : rapport des concentrations = rapport des quantités ; $\text{pH} = 3,8 + \log \frac{5,4}{3,6} = 3,8 + 0,18 = 4,0$. (1)
- b) $\text{HCOOH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$ (totale) ; $n(\text{HCOOH}) = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$, $n(\text{HCOO}^-) = 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $\text{pH} = 3,8 + \log 2,0 = 4,1$. (1)
- c) $[\text{HO}^-] = \frac{6,0 \times 10^{-4}}{0,2500} = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $\text{pH} = 14 + \log(2,4 \times 10^{-3}) = 11,4$. (1)
- d) Le rapport $[\text{HCOO}^-]/[\text{HCOOH}]$ ne change pas par dilution : le pH reste voisin de 4,0 (propriété d'une solution tampon). (1)

Attention — Un tampon limite la variation du pH (+0,1 contre +4,4 pour l'eau pure) mais ne l'annule pas : sa capacité dépend des quantités de AH et de A⁻ présentes.

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).