Corrigé et barème – Réactions acido-basiques

Couples acide/base, transfert de proton et pH — Constitution et transformations de la matière (1re Spécialité)

Durée : 120 min – Calculatrice interdite – Sur 20 points · Spécialité Physique-Chimie 1re

Exercice 1 – Couples acide/base et transfert de proton *(4 pts)*

a) Base conjuguée : ion cyanure CN^-. Demi-équation : $HCN = CN^- + H^+$ (couple HCN/CN^-). (1)

b) Acide conjugué : ion éthylammonium $C_2H_5NH_3^+$. Demi-équation : $C_2H_5NH_3^+ = C_2H_5NH_2 + H^+$. (1)

c) L'acide HCN cède le proton que la base $C_2H_5NH_2$ capte : $HCN + C_2H_5NH_2 \rightarrow CN^- + C_2H_5NH_3^+$ (charges nulles de chaque côté). (1)

d) Il appartient à deux couples, comme base puis comme acide : c'est une espèce amphotère. Avec les ions oxonium il joue le rôle de base : $HS^- + H_3O^+ \rightarrow H_2S + H_2O$. (1)

Repère — Une demi-équation acido-basique ne contient jamais d'électron : on échange un proton H^+, qui disparaît de l'équation finale.

Exercice 2 – Une solution d'acide chlorhydrique *(4 pts)*

a) $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$ (réaction totale), donc $[H_3O^+] = c$ et $pH = -\log(1{,}6\times10^{-3}) = \mathbf{2{,}8}$. (1)

b) $[HO^-] = K_e/[H_3O^+] = 1{,}0\times10^{-14}/1{,}6\times10^{-3} = \mathbf{6{,}3\times10^{-12}\ mol\cdot L^{-1}}$, négligeable devant $[H_3O^+]$. (1)

c) Facteur de dilution : $250{,}0/5{,}00 = 50$, donc $c' = 1{,}6\times10^{-3}/50 = 3{,}2\times10^{-5}$ mol·L^{-1} et $pH' = -\log(3{,}2\times10^{-5}) = \mathbf{4{,}5}$ (le pH a augmenté de $\log 50 = 1{,}7$). (1)

d) L'acide éthanoïque est un acide faible : sa réaction avec l'eau est limitée, $[H_3O^+]$ est bien inférieure à c, donc le pH est plus élevé que $-\log c = 2{,}8$. À concentration apportée égale, un acide faible donne toujours un pH supérieur à celui d'un acide fort. (1)

Erreur fréquente — La formule $pH = -\log(c/c^\circ)$ n'est valable que si la réaction avec l'eau est totale : la réserver aux acides forts.

Exercice 3 – Le couple HBrO/BrO$^-$ *(4 pts)*

a) $HBrO + H_2O \rightleftharpoons BrO^- + H_3O^+$; $K_a = ([BrO^-][H_3O^+])/([HBrO]\ c^\circ) = 10^{-8{,}6} = \mathbf{2{,}5\times10^{-9}}$. (1)

b) Axe de pH avec la frontière en $pH = 8{,}6$: HBrO prédomine pour $pH < 8{,}6$, BrO^- prédomine pour $pH > 8{,}6$. (1)

c) $[BrO^-]/[HBrO] = 10^{(9{,}4-8{,}6)} = 10^{0{,}8} = \mathbf{6{,}3}$; pourcentage de BrO^- : $6{,}3/(1+6{,}3) = 0{,}86$, soit **86 %**. (1)

d) $[BrO^-] = [HBrO]$ donne $\log([BrO^-]/[HBrO]) = 0$, donc $pH = pK_a = \mathbf{8{,}6}$: chaque forme représente alors 50 % du couple. (1)

Le point clé — Le rapport des concentrations ne dépend que de l'écart $pH - pK_a$: une unité d'écart correspond à un facteur 10.

Exercice 4 – Trois solutions acides de même concentration *(4 pts)*

a) $[H_3O^+] = 10^{-pH}$: S_1 : $5{,}0\times10^{-2}$ mol·L^{-1} ; S_2 : $5{,}0\times10^{-3}$ mol·L^{-1} ; S_3 : $6{,}3\times10^{-4}$ mol·L^{-1}. (1)

b) $\tau = [H_3O^+]/c$: S_1 : $\tau = 1{,}0$ soit **100 %** ; S_2 : $\tau = 0{,}10$ soit **10 %** ; S_3 : $\tau = 0{,}013$ soit **1,3 %**. (1)

c) S_1 a un taux d'avancement final égal à 1 : sa réaction avec l'eau est totale, c'est un **acide fort**. Les deux autres sont des acides faibles ; l'acide de S_2 est plus fort que celui de S_3 (τ plus grand, pH plus bas, donc pK_a plus petit). (1)

d) Les trois solutions ont la **même** concentration apportée ($5{,}0\times10^{-2}$ mol·L^{-1}) : l'élève confond concentration apportée et concentration en ions oxonium. Si S_3 est la moins acide, c'est parce que son acide est le plus faible, donc le moins dissocié. (1)

À retenir — La force d'un acide se lit sur le taux d'avancement final à concentration apportée égale, jamais sur la seule valeur du pH.

Exercice 5 – Soude et indicateur coloré *(4 pts)*

a) $[HO^-] = c = 8{,}0\times10^{-3}$ mol·L^{-1} ; $[H_3O^+] = K_e/[HO^-] = 1{,}0\times10^{-14}/8{,}0\times10^{-3} = 1{,}25\times10^{-12}$ mol·L^{-1} ; $pH = -\log(1{,}25\times10^{-12}) = \mathbf{11{,}9}$. (1)

b) pH = 11,9 se situe à l'intérieur de la zone de virage (10,1 – 12,0), mais très près de sa borne supérieure : on observe une **teinte intermédiaire, orangé tirant vers le rouge**, les deux formes de l'indicateur coexistant. (1)

c) $[HO^-]$ devient $8{,}0\times10^{-5}$ mol·L^{-1}, donc $[H_3O^+] = 1{,}25\times10^{-10}$ mol·L^{-1} et pH = **9,9**. Ce pH est inférieur à 10,1 : la forme acide de l'indicateur prédomine, la solution est **jaune**. (1)

d) C'est l'inverse : la dilution rapproche toujours le pH de 7,0. Pour une solution basique diluée 100 fois, $[HO^-]$ est divisée par 100, donc $[H_3O^+]$ est multipliée par 100 et le pH **diminue de 2 unités** (ici de 11,9 à 9,9). Seule une solution acide voit son pH augmenter par dilution. (1)

Attention — Diluer, c'est toujours se rapprocher de la neutralité : le pH monte pour un acide, il descend pour une base.

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).