Devoir surveillé – Transformations acide-base : couples, pH et ion H^+

Acide et base de Brønsted, couple acide-base et demi-équation ; les couples de l'eau, de l'acide carbonique, des acides carboxyliques et des amines, avec leurs schémas de Lewis ; l'équation d'une réaction acide-base, à partir des couples ou d'observations ; l'espèce amphotère ; le pH et la concentration en ions oxonium ; l'autoprotolyse de l'eau et le produit ionique Ke.

Durée : 90 min – Calculatrice autorisée – Sur 20 points · Spe-physique-chimie Terminale

Nom : _____ Date : _____ Note : _____ / 20

Tous les calculs doivent figurer sur la copie. Les résultats seront donnés sous la forme la plus simple possible.

Exercice 1 – L'acide propanoïque, un conservateur ★★ *(4 pts)*

L'acide propanoïque $CH_3–CH_2–COOH$ est utilisé comme conservateur alimentaire (additif E280).

a) Écrire le couple acide-base auquel appartient l'acide propanoïque et la demi-équation correspondante, puis l'équation de sa réaction avec l'eau, qui est limitée.

b) L'acide propanoïque, de formule brute $C_3H_6O_2$, possède six atomes d'hydrogène. Combien peut-il céder d'ions H^+ ? Donner la formule semi-développée et la formule brute de sa base conjuguée, et nommer le groupe caractéristique qu'elle porte.

c) Représenter le schéma de Lewis de l'acide propanoïque, après avoir compté ses électrons de valence.

d) Un élève place la charge $-$ de l'ion propanoate sur l'atome de carbone du groupe $–COO^-$. Corriger, puis expliquer comment l'ion propanoate peut capter un ion H^+.

Exercice 2 – Souffler dans une solution basique ★★ *(4 pts)*

Un bécher contient une soude diluée de pH 11,8 et quelques gouttes de phénolphtaléine, rose en milieu basique et incolore pour un pH inférieur à 8,2 environ. Un élève y souffle avec une paille : le dioxyde de carbone de son souffle se dissout, noté CO_2,H_2O. Après quelques minutes, la solution se décolore et le pH vaut 8,0. Couples : $CO_2,H_2O/HCO_3^-$; HCO_3^-/CO_3^{2-} ; H_2O/HO^-.

a) Écrire l'équation de la réaction entre CO_2,H_2O et les ions hydroxyde, qui forme des ions hydrogénocarbonate.

b) Tant que les ions HO^- sont en excès, l'ion hydrogénocarbonate formé réagit avec eux. Écrire l'équation et préciser son rôle.

c) Quand on continue à souffler, les ions carbonate réagissent selon $CO_3^{2-} + CO_2,H_2O \rightarrow 2\ HCO_3^-$. Identifier l'acide et la base de cette réaction. Que montre ce qui précède pour l'ion HCO_3^- ?

d) Calculer la concentration en ions oxonium au début et à la fin de l'expérience, puis le facteur par lequel elle a été multipliée.

Exercice 3 – Contrôler un acide chlorhydrique ★★ *(4 pts)*

Le chlorure d'hydrogène réagit totalement avec l'eau. Une solution S d'acide chlorhydrique a une concentration apportée $c = 2{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol·L}^{-1}$; on travaille à 25 °C.

a) Écrire l'équation de la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau, puis calculer le pH de S.

b) On prélève 5,0 mL de S, que l'on complète à 100,0 mL avec de l'eau distillée. Calculer la concentration de la solution S′ obtenue et son pH.

c) Une solution d'acide propanoïque (exercice 1) de même concentration apportée c a un pH de 3,3. Calculer sa concentration en ions oxonium et la comparer à c. Peut-on calculer son pH comme celui de S ? Justifier.

d) Un élève affirme : « Si l'on dilue S deux fois, son pH double. » Corriger cette affirmation par un calcul.

Exercice 4 – Une solution d'hydroxyde de lithium ★★★ *(4 pts)*

L'hydroxyde de lithium est un solide qui se dissout entièrement dans l'eau : $\text{LiOH(s)} \rightarrow \text{Li}^+\text{(aq)} + \text{HO}^-\text{(aq)}$. On prépare une solution de concentration apportée $c = 3{,}2 \times 10^{-3}\ \text{mol·L}^{-1}$. $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$ à 25 °C.

a) Calculer, à 25 °C, $[\text{HO}^-]$, puis $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et le pH de la solution. Justifier, à l'aide des concentrations, qu'elle est basique.

b) On dilue la solution 100 fois. Calculer le nouveau pH.

c) On veut préparer 250,0 mL d'une solution de pH 10,0 à 25 °C à partir de la solution de départ. Calculer le volume à prélever.

d) À 30 °C, $K_e = 1{,}5 \times 10^{-14}$. Calculer le pH de la solution de départ à cette température. Une autre solution a un pH de 7,0 à 30 °C : calculer sa concentration en ions hydroxyde et en déduire si elle est acide, neutre ou basique.

Exercice 5 – La copie de Malo ★★★ *(4 pts)*

Malo a écrit les quatre affirmations suivantes. Pour chacune, repérer ce qui est faux et rédiger la correction en la justifiant.

a) « Le couple de l'ion méthylammonium s'écrit $\text{CH}_3\text{NH}_2/\text{CH}_3\text{NH}_3^+$, et sa demi-équation est $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{e}^- = \text{CH}_3\text{NH}_3^+$. »

b) « Dans l'ion méthylammonium, l'atome d'azote porte un doublet non liant, comme dans la méthylamine. »

c) « Pour faire réagir l'acide méthanoïque avec une base, je choisis l'ion méthanoate : $\text{HCOOH} + \text{HCOO}^- \rightarrow \text{HCOO}^- + \text{HCOOH} + \text{H}^+$. »

d) « Une solution de pH 3,0 est deux fois plus acide qu'une solution de pH 6,0 ; à 25 °C, elles contiennent toutes deux $1{,}0 \times 10^{-14}\ \text{mol·L}^{-1}$ d'ions HO^-, puisque $K_e = 1{,}0 \times 10^{-14}$. »

Bon courage !

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).