

TERMINALE SPÉCIALITÉ · PHYSIQUE-CHIMIE · CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE · CHAPITRE 9



R. RINGUET · 2026 – 2027

Exercices 2 Force des acides et des bases

Application : acide citrique d'une limonade, chlore d'une piscine, pH d'un acide faible en Python, ammoniac, eau minérale, solution tampon, vitamine C, zones de virage

8 exercices · niveau ●●○ · durée conseillée : 2 h · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Exploiter un diagramme de distribution ou de prédominance pour décrire la composition d'une solution réelle, et utiliser $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$ dans un contexte concret.
- Déterminer le pH et le taux d'avancement final d'un acide faible par résolution d'une équation du second degré ou par un programme Python, et analyser l'effet d'une dilution.
- Préparer une solution tampon, décrire son rôle et justifier ses propriétés par un calcul.

Exercice 1 L'acide citrique d'une limonade

●●○

L'acide citrique, noté H_3A , est un triacide : il peut céder successivement trois ions hydrogène. C'est l'acidifiant E330 des boissons gazeuses. La figure 1 donne le diagramme de distribution de ses quatre formes.

■ DONNÉES $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- 1.1 Écrire les trois couples acide-base auxquels appartiennent les espèces H_3A , H_2A^- , HA^{2-} et A^{3-} , puis l'équation de la réaction de H_3A avec l'eau et l'expression de la constante d'acidité correspondante.
- 1.2 Attribuer chacune des quatre courbes à une espèce, puis déterminer graphiquement les trois $\text{p}K_A$ en expliquant la méthode.
- 1.3 Une limonade a un pH de 3,0 : relever sur la figure 1 les pourcentages des quatre espèces et retrouver par le calcul ceux des deux espèces majoritaires.
- 1.4 Dans quel intervalle de pH l'ion H_2A^- est-il majoritaire ? Quelle espèce prédomine dans le sang, de pH 7,4 ?

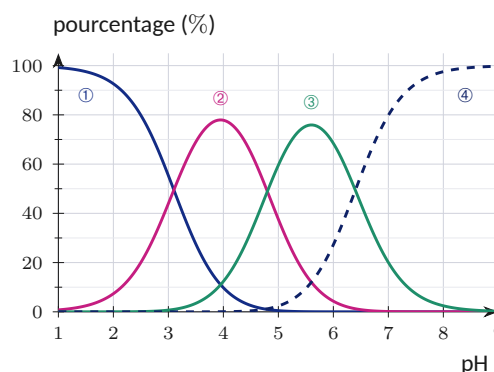


Figure 1 — Distribution des formes de l'acide citrique

Exercice 2 Le chlore d'une piscine

●●○

Le « chlore » d'une piscine est de l'acide hypochloreux HClO , en équilibre avec l'ion hypochlorite ClO^- . Seule la forme HClO est réellement désinfectante ; l'ensemble des deux espèces constitue le *chlore actif*, dont la concentration totale est maintenue à $1,5 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ exprimée en HClO .

■ DONNÉES $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ • à 25°C , $\text{p}K_A(\text{HClO}/\text{ClO}^-) = 7,5$ • $M(\text{HClO}) = 52,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 2.1 Écrire l'équation de la réaction de l'acide hypochloreux avec l'eau, l'expression de sa constante d'acidité, et tracer le diagramme de prédominance du couple.
- 2.2 Établir que le pourcentage d'acide hypochloreux vaut $\frac{100}{1 + 10^{\text{pH} - \text{p}K_A}}$, puis le calculer pour $\text{pH} = 7,0, 7,4$ et $8,0$. Commenter.

- 2.3** Calculer la concentration totale en chlore actif, en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, puis la concentration en espèce désinfectante à $\text{pH} = 7,4$.
- 2.4** Le pH du bassin monte à 8,0 : par quel facteur la concentration en espèce désinfectante est-elle divisée ? Le pisciniste ajoute alors un correcteur de pH acide : justifier cette pratique.

Exercice 3 Python : le pH d'un acide faible



On cherche $h = [\text{H}_3\text{O}^+]$ dans une solution d'acide éthanoïque de concentration apportée c . On néglige l'autoprotolyse de l'eau, de sorte que $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = h$ et $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c - h$. Le programme ci-dessous balaie les valeurs de h par pas constant jusqu'à ce que le quotient de réaction atteigne K_A ; il affiche 3.41 0.039.

```
1 from math import log10
2 KA, c, pas = 10 ** (-4.8), 1.0e-2, 1.0e-7
3 h = 0.0
4 while h * h < KA * (c - h):
5     h = h + pas
6 print(round(-log10(h), 2), round(h / c, 3))
```

■ **DONNÉES** $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ • à 25°C , $\text{p}K_A(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

- 3.1** Montrer que h est solution de l'équation $h^2 + K_A h - K_A c = 0$. Expliquer le rôle du test de la ligne 4 et interpréter les deux nombres affichés.
- 3.2** Résoudre l'équation précédente « à la main » et vérifier l'affichage. En déduire le taux d'avancement final de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.
- 3.3** On remplace la ligne 2 par $\text{KA}, c, \text{pas} = 10 ** (-4.8), 1.0e-4, 1.0e-9$. Prévoir par le calcul les deux nombres affichés, puis commenter l'effet de la dilution sur le taux d'avancement final. Pourquoi a-t-il fallu réduire le pas ?

Exercice 4 L'ammoniac d'un produit d'entretien



Un nettoyant ménager contient de l'ammoniac NH_3 . Après dilution, on obtient une solution de concentration apportée $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dont le pH, mesuré à 25°C , vaut 10,6.

■ **DONNÉES** $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ • $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$ • à 25°C , $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ et $\text{p}K_A(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$

- 4.1** Écrire l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau, dresser le tableau d'avancement en concentrations et exprimer $[\text{NH}_4^+]$ et $[\text{NH}_3]$ à l'état final en fonction de c et de $[\text{HO}^-]$.
- 4.2** Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ puis $[\text{HO}^-]$, en déduire le taux d'avancement final de la transformation et conclure : l'ammoniac est-il une base forte ?
- 4.3** Calculer $[\text{NH}_4^+]$ et $[\text{NH}_3]$ à l'état final, puis retrouver le $\text{p}K_A$ du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ à l'aide de $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$; comparer à la valeur de l'encadré.
- 4.4** Calculer le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration apportée et comparer. Le flacon d'ammoniac porte pourtant lui aussi un pictogramme de danger : proposer une explication.

Exercice 5 Une eau minérale et le couple $\text{CO}_2/\text{HCO}_3^-$



L'étiquette d'une eau minérale plate indique, par litre : ions hydrogénocarbonate HCO_3^- : 366 mg ; pH de l'eau à l'ouverture de la bouteille : 7,0. Le dioxyde de carbone dissous est noté $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$; il forme avec l'ion hydrogénocarbonate un couple de $\text{p}K_A$ égal à 6,4.

■ **DONNÉES** $M(\text{HCO}_3^-) = 61,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • à 25°C , $\text{p}K_A(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10,3$

- 5.1** Écrire l'équation de la réaction du dioxyde de carbone dissous avec l'eau, puis calculer la concentration en ions hydrogénocarbonate de cette eau, en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
- 5.2** En déduire la concentration en dioxyde de carbone dissous à l'ouverture de la bouteille.

- 5.3 La bouteille est laissée ouverte : le dioxyde de carbone s'échappe progressivement et sa concentration tombe à $3,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la concentration en ions hydrogénocarbonate étant inchangée. Calculer le nouveau pH et commenter le sens de variation obtenu.
- 5.4 Tracer le diagramme de prédominance des trois espèces $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}, \text{HCO}_3^-$ et CO_3^{2-} , puis indiquer l'espèce majoritaire dans cette eau et dans une solution de pH 12,0.

Exercice 6 Préparer une solution tampon



Une *solution tampon* est une solution dont le pH varie peu par ajout modéré d'un acide ou d'une base, ou par dilution modérée. On prépare un tampon en mélangeant $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque à $c_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $V_2 = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution d'éthanoate de sodium à $c_2 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

■ DONNÉES à 25°C , $\text{p}K_A(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

- 6.1 Calculer les quantités de matière d'acide éthanoïque et d'ions éthanoate introduites, puis, en admettant qu'elles ne sont pratiquement pas modifiées par leur réaction avec l'eau, le pH du mélange. Que remarque-t-on ?
- 6.2 On ajoute au tampon $V = 1,0 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique à $1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Écrire l'équation de la réaction, totale, entre les ions oxonium apportés et les ions éthanoate ; en déduire les nouvelles quantités de matière des deux espèces du couple, puis le nouveau pH et la variation ΔpH .
- 6.3 Le même volume d'acide est versé dans $100,0 \text{ mL}$ d'eau distillée de pH 7,0 : calculer le pH obtenu, comparer les deux variations et conclure. Justifier enfin, sans calcul, que le pH du tampon ne change pratiquement pas si on le dilue 10 fois.

Exercice 7 La vitamine C d'un comprimé



Un comprimé de vitamine C contient 500 mg d'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, seule espèce acide ou basique du comprimé. On le dissout dans de l'eau distillée et on complète à $V = 1,00 \text{ L}$. Seule la première acidité de la molécule, de $\text{p}K_A$ égal à 4,1, est prise en compte ; l'acide est noté AH et sa base conjuguée A^- .

■ DONNÉES $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ • $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 7.1 Calculer la concentration apportée c en acide ascorbique, puis écrire l'équation de sa réaction avec l'eau et l'expression de K_A .
- 7.2 En notant $h = [\text{H}_3\text{O}^+]$, montrer que $h^2 + K_A h - K_A c = 0$, puis calculer h , le pH de la solution et le taux d'avancement final τ de la transformation.
- 7.3 Le contenu d'un comprimé est cette fois dissous dans $10,0 \text{ L}$ d'eau : calculer le nouveau taux d'avancement final et conclure sur l'effet de la dilution.
- 7.4 Quelle espèce prédomine dans l'estomac (pH = 2,0) ? Seule la forme A^- étant absorbée par la paroi intestinale (pH = 6,5), justifier que l'absorption y soit efficace.

Exercice 8 Zones de virage et courbe de titrage



On titre $V_A = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration c_A inconnue par une solution d'hydroxyde de sodium à $c_B = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (figure 2); les zones de virage de trois indicateurs y sont figurées en bandes colorées.

- 8.1** Écrire l'équation de la réaction support, déterminer graphiquement V_E et calculer c_A .
- 8.2** Relever le pH à l'équivalence, puis choisir parmi les trois indicateurs celui qui convient pour repérer l'équivalence sans pH-mètre; préciser le changement de couleur observé.
- 8.3** Un élève utilise l'hélianthine : estimer graphiquement le volume de soude versé lorsque le virage de cet indicateur s'achève, puis l'erreur relative commise sur V_E . Conclure.
- 8.4** Relever le pH pour $V = 10,0 \text{ mL}$: montrer qu'à la demi-équivalence $\text{pH} = \text{p}K_A$, et en déduire le $\text{p}K_A$ du couple.

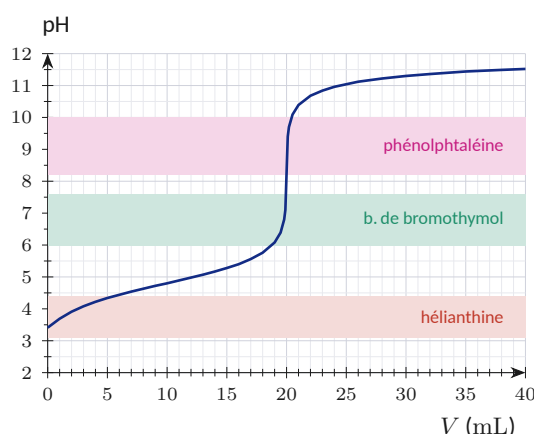


Figure 2 — Titrage pH-métrique et zones de virage

Teintes (forme acide / forme basique) : hélianthine rouge / jaune; bleu de bromothymol jaune / bleu; phénolphthaléine incolore / rose.