

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



R. RINGUET · 2026 – 2027

Exercices 1 Force des acides et des bases

Les bases : produit ionique de l'eau, constante d'acidité, acides et bases forts, acides faibles, diagrammes de prédominance et de distribution, indicateurs colorés

8 exercices · niveau ●○○ · durée conseillée : 1 h 45 · calculatrice autorisée

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

- Écrire la réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, associer à un couple sa constante d'acidité K_A et son pK_A ; exploiter le produit ionique de l'eau K_e .
- Calculer le pH d'un acide fort ou d'une base forte et en connaître les limites de validité ; déterminer le taux d'avancement final d'un acide faible et comparer la force de deux acides.
- Lire un diagramme de prédominance ou de distribution, utiliser la relation $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$ et choisir un indicateur coloré.

■ RAPPEL — Le formulaire du chapitre

- **Autoprotolyse de l'eau** : $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$, de constante $K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]}{(c^\circ)^2}$; à 25°C , $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ et $\text{p}K_e = -\log K_e = 14,0$, d'où $\text{pH} + \text{pOH} = 14,0$ avec $\text{pOH} = -\log \frac{[\text{HO}^-]}{c^\circ}$: la solution est *acide* si $\text{pH} < 7,0$, *neutre* si $\text{pH} = 7,0$, *basique* si $\text{pH} > 7,0$ (à 25°C seulement) ; $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$.
- **Constante d'acidité** du couple AH/A^- , associée à $\text{AH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$: $K_A = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]c^\circ}$, sans unité ; $\text{p}K_A = -\log K_A$ et $K_A = 10^{-\text{p}K_A}$. La base réagit selon $\text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{AH}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$. *Plus K_A est grand (plus $\text{p}K_A$ est petit), plus l'acide est fort — et plus sa base conjuguée est faible.*
- **Acide fort** : réaction avec l'eau *totale* ($\tau = 1$), d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = c$ et $\text{pH} = -\log c$. **Base forte** : $[\text{HO}^-] = c$ et $\text{pH} = 14,0 + \log c$. Relations valables seulement pour $10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \lesssim c \lesssim 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. **Acide faible** : réaction limitée, $\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c} < 1$.
- **Prédominance** : $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$; AH prédomine si $\text{pH} < \text{p}K_A$, A^- si $\text{pH} > \text{p}K_A$, et $[\text{AH}] = [\text{A}^-]$ si $\text{pH} = \text{p}K_A$.

Exercice 1 L'eau, à la fois acide et base

●○○

L'eau pure conduit très faiblement le courant électrique : elle contient donc des ions, produits par sa propre réaction sur elle-même.

- 1.1 Écrire l'équation de la réaction d'autoprotolyse de l'eau en identifiant les deux couples de l'eau mis en jeu, ainsi que l'expression de sa constante d'équilibre K_e . Justifier que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$ dans l'eau pure et calculer ces concentrations à 25°C , puis le pH.
- 1.2 Recopier et compléter le tableau ci-dessous ($\theta = 25^\circ\text{C}$), puis classer les quatre solutions de la plus acide à la plus basique.
- 1.3 À 37°C , $K_e = 2,4 \times 10^{-14}$. Calculer $\text{p}K_e$ et le pH d'une solution neutre à cette température. Le sang, de pH 7,4, est-il acide ou basique à 37°C ?

solution	jus de citron	eau minérale	sang	déboucheur
pH	2,4	7,8	7,4	13,5
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	?	?	?	?
$[\text{HO}^-]$ ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	?	?	?	?

Exercice 2 Réagir avec l'eau

●○○

Pour chacune des cinq espèces suivantes, dissoute dans l'eau, écrire l'équation de sa réaction avec l'eau (l'eau jouant le rôle de base pour un acide, d'acide pour une base), préciser le couple acide-base auquel elle appartient, puis écrire l'expression de la constante d'acidité K_A de ce couple.

- a) acide éthanoïque CH_3COOH b) ion ammonium NH_4^+ c) ammoniac NH_3
 d) ion éthanoate CH_3COO^- e) ion hydrogénocarbonate HCO_3^- (en tant qu'acide)

- 2.1 Montrer que l'ion hydrogénocarbonate est *amphotère* en écrivant les deux couples auxquels il appartient. Les réactions (b) et (c) font intervenir le même couple : ont-elles pour autant la même constante d'équilibre ? Justifier sans calcul.

Exercice 3 Acide fort, base forte

●○○

Le chlorure d'hydrogène HCl et l'acide nitrique HNO_3 sont des acides forts ; l'hydroxyde de sodium NaOH (la soude) est une base forte.

- 3.1 Écrire l'équation de la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau et justifier l'emploi d'une simple flèche. Dresser le tableau d'avancement en concentrations pour $c = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, puis calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HO}^-]$ et le pH.
 3.2 Une solution d'hydroxyde de sodium a pour concentration apportée $c' = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Écrire l'équation de sa dissolution, calculer $[\text{HO}^-]$ puis $[\text{H}_3\text{O}^+]$ à l'aide de K_e , et enfin le pH ; retrouver ce résultat avec $\text{pH} = 14,0 + \log c'$.
 3.3 Pour une solution d'acide nitrique à $1,0 \times 10^{-8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, la relation $\text{pH} = -\log c$ prévoit $\text{pH} = 8,0$: ce résultat est-il acceptable ? Expliquer quelle réaction a été oubliée et donner, sans calcul, un encadrement plausible du pH réel.

Exercice 4 Déterminer une constante d'acidité

●●○

L'acide méthanoïque HCOOH est le principal constituant du venin des fourmis rousses. On prépare une solution de concentration apportée $c_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; son pH, mesuré à 25°C , vaut 2,9.

- 4.1 Écrire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau et l'expression de sa constante d'acidité. Dresser le tableau d'avancement en concentrations (avancement volumique x_{vol} , en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et exprimer $[\text{HCOO}^-]$ et $[\text{HCOOH}]$ à l'état final en fonction de c_0 et de $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
 4.2 Calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$, puis K_A et $\text{p}K_A$ du couple $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$.
 4.3 Calculer le taux d'avancement final τ et conclure sur le caractère total ou non de la transformation. Comparer avec une solution d'acide chlorhydrique de même concentration, de pH 2,0.

Exercice 5 Comparer la force de trois acides

●●○

Trois solutions de même concentration apportée $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ sont préparées à 25°C ; leur pH est mesuré.

solution	acide chlorhydrique	acide chloroéthanoïque CH_2ClCOOH	acide éthanoïque CH_3COOH
pH mesuré	2,0	2,5	3,4

- 5.1 Calculer, pour chaque solution, la concentration en ions oxonium puis le taux d'avancement final τ de la réaction de l'acide avec l'eau. Lequel de ces trois acides est un acide fort ? Classer ensuite les trois acides par force croissante, puis expliquer pourquoi cette comparaison n'aurait aucun sens si les trois solutions n'avaient pas la même concentration apportée.

- 5.2** Calculer K_A puis pK_A pour les deux acides faibles : le classement obtenu est-il cohérent avec le précédent ? L'acide chloroéthanoïque ne diffère de l'acide éthanoïque que par un atome d'hydrogène remplacé par un atome de chlore : quel effet cette substitution a-t-elle sur la force de l'acide ?

Exercice 6 Une échelle de pK_A

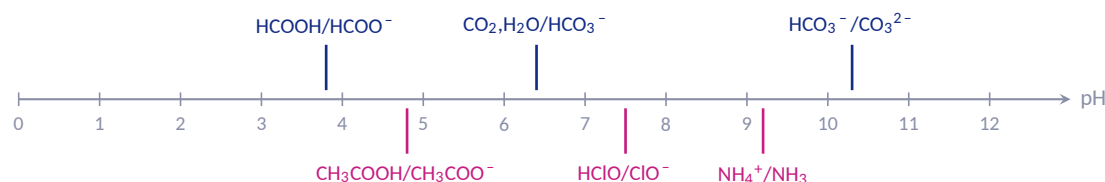


Figure 1 — Position des pK_A de six couples acide-base sur l'échelle des pH, à 25 °C

- 6.1** Classer les six acides du plus fort au plus faible, puis les six bases ; que constate-t-on ?
- 6.2** Tracer le diagramme de prédominance du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ et indiquer l'espèce prédominante dans une eau de pluie de pH 5,6, puis dans le sang, de pH 7,4.
- 6.3** Établir la relation $\text{pH} = pK_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$ à partir de K_A et de la définition du pH. Calculer le pH d'une solution telle que $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 4,0 \times [\text{CH}_3\text{COOH}]$, puis le rapport $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ correspondant à $\text{pH} = 6,8$; commenter en termes de prédominance.

Exercice 7 Choisir un indicateur coloré



Un indicateur coloré acido-basique est un couple HIn/In^- dont les deux formes conjuguées ont des teintes différentes. Sa zone de virage, où les deux teintes se superposent, entoure son pK_A (environ $pK_A \pm 1$).

indicateur	hélianthine	rouge de méthyle	bleu de bromothymol	phénolphthaléine
zone de virage	3,1 - 4,4	4,2 - 6,2	6,0 - 7,6	8,2 - 10,0
teintes	rouge / jaune	rouge / jaune	jaune / bleu	incolor / rose

teinte acide / teinte basique

- 7.1** Écrire l'équation de la réaction de la forme acide HIn avec l'eau, puis, à l'aide de la relation de l'exercice 6, justifier que la teinte acide est observée pour $\text{pH} < pK_A - 1$. Estimer le pK_A des quatre indicateurs.
- 7.2** Quelle est la couleur d'une solution de pH 5,0 contenant quelques gouttes d'hélianthine ? de bleu de bromothymol ? Pourquoi ne verse-t-on que quelques gouttes d'indicateur dans le bécher ?
- 7.3** Un indicateur convient à un titrage lorsque sa zone de virage encadre le pH à l'équivalence. Choisir l'indicateur adapté et préciser le changement de couleur observé pour le titrage (a) de l'acide chlorhydrique par la soude ($\text{pH}_E = 7,0$), (b) de l'acide éthanoïque par la soude (8,8), (c) de l'ammoniac par l'acide chlorhydrique (5,3).

Exercice 8 Lire un diagramme de distribution



La figure 2 donne les pourcentages des deux formes du couple de l'acide éthanoïque en fonction du pH, à concentration totale constante.

- 8.1** Attribuer chaque courbe à une espèce en justifiant par le comportement aux pH extrêmes. Que vaut la somme des deux pourcentages ? Déterminer graphiquement le pK_A .
- 8.2** Relever les deux pourcentages à $\text{pH} = 4,0$, puis à $\text{pH} = 6,0$, et les retrouver par le calcul. Un vinaigre a un pH de 2,9 : justifier que l'acide éthanoïque y est présent à plus de 98 % sous forme moléculaire.

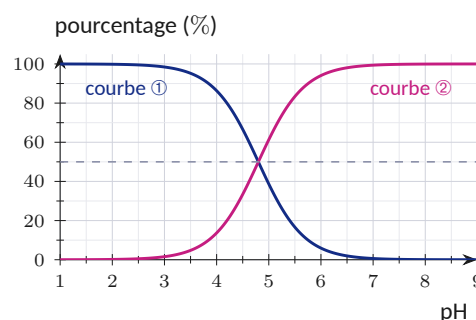


Figure 2 — Distribution du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$