

Acides, bases et pKa

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices progressifs pour maîtriser les acides, le pKa et le pH : conversions, constantes d'acidité, domaines de prédominance, taux d'avancement, indicateurs colorés et solutions tampons. Sauf mention contraire, les solutions sont à 25 °C, avec $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ et $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Cherche seul(e) avant d'ouvrir le corrigé séparé.

Cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur les acides et le pKa

Exercice 1 : Questions de cours

1. Définis un acide et une base selon Brønsted.
2. Écris la demi-équation du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$.
3. Donne les deux couples auxquels appartient l'eau et le nom de cette propriété.
4. Donne l'expression de la constante d'acidité d'un couple AH/A^- dans l'eau.

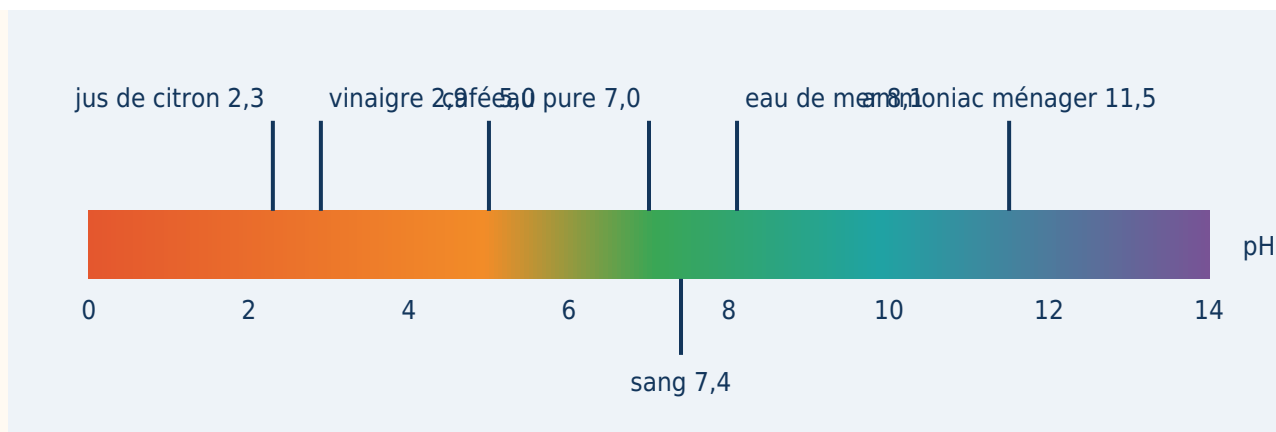
Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. À 25 °C, une solution de pH = 7 est neutre.
- b. Si le pH diminue de 2 unités, la concentration en ions oxonium est divisée par 2.
- c. Plus le pK_a d'un couple est petit, plus son acide est fort.
- d. Pour $\text{pH} > \text{pK}_a$, la forme acide du couple prédomine.
- e. Un acide faible réagit totalement avec l'eau.
- f. Le pH d'une solution d'acide fort peut dépasser 7 si on la dilue suffisamment.

Exercice 3 : Une échelle de pH du quotidien

L'échelle ci-dessous donne le pH mesuré à 25 °C pour quelques liquides.



Quelques valeurs de pH de liquides courants.

1. Classe les liquides du plus acide au plus basique. Lesquels sont acides ? basiques ?
2. Calcule la concentration en ions oxonium du vinaigre et du sang.
3. Combien de fois la concentration en ions oxonium du vinaigre est-elle plus grande que celle du sang ?

Exercice 4 : Du pH aux concentrations

1. Calcule le pH d'une solution où $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pour une solution de pH = 8,30.
3. Une solution a un pH de 11,0. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ puis $[\text{HO}^-]$.
4. Une autre solution a $[\text{HO}^-] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule son pH.

Exercice 5 : Acide chlorhydrique et dilution

L'acide chlorhydrique est un acide fort. On dispose d'une solution S de concentration $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Écris l'équation de sa réaction avec l'eau et explique pourquoi $[\text{H}_3\text{O}^+] = c$.
2. Calcule le pH de S.
3. On dilue S 100 fois. Décris le protocole (verrerie, volumes) et calcule le nouveau pH.
4. Peut-on obtenir un pH de 8 en diluant indéfiniment cette solution ? Justifie qualitativement.

Exercice 6 : Écrire des équations acide-base

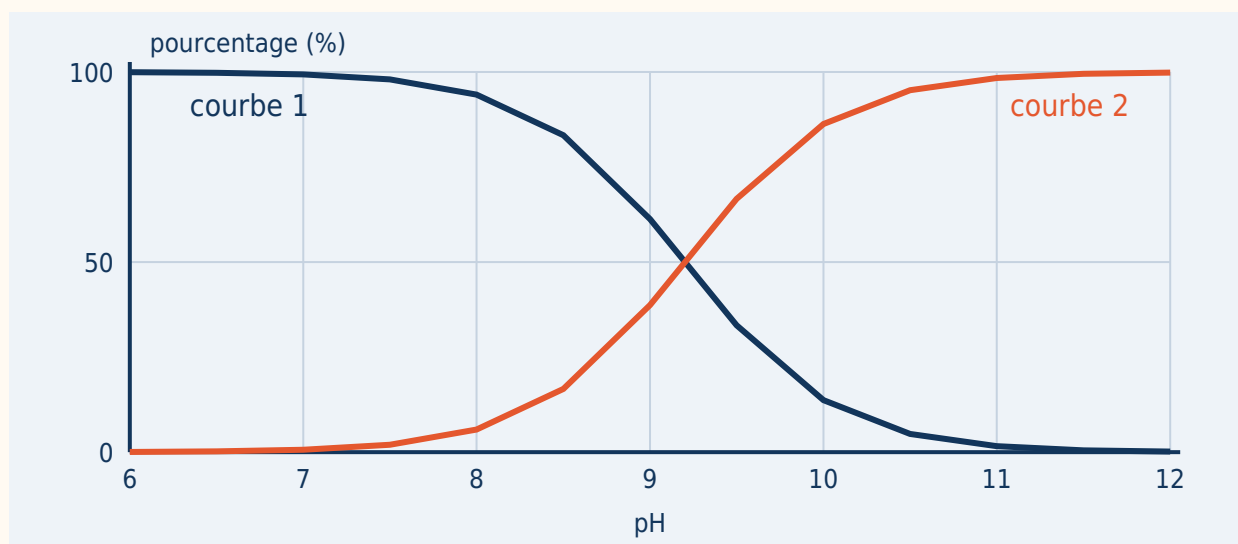
1. Écris l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque CH_3COOH avec l'eau.
2. Écris l'équation de la réaction de l'ammoniac NH_3 avec l'eau.
3. L'ion hydrogénocarbonate HCO_3^- appartient aux couples $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$ et $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$. Quel nom porte cette propriété ? Écris les deux demi-équations.
4. Écris l'équation de la réaction entre l'acide éthanóïque et l'ammoniac.

Exercice 7 : K_a et pK_a

1. Calcule K_a pour $pK_a = 3,2$ (HF/F^-) et $pK_a = 9,2$ ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$).
2. Calcule le pK_a du couple $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}/\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ sachant que $K_a = 6,3 \times 10^{-5}$.
3. Classe ces trois acides, ainsi que CH_3COOH ($pK_a = 4,8$), du plus fort au plus faible.

Exercice 8 : Diagramme de distribution

Le diagramme représente le pourcentage des deux formes du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ en fonction du pH.



Pourcentage des formes acide et basique du couple de l'ammonium.

1. Attribue chaque courbe à NH_4^+ ou à NH_3 . Justifie.
2. Détermine graphiquement le pK_a du couple.
3. Quelle forme prédomine à $\text{pH} = 8,0$? Donne, à partir de la relation $\text{pH} = pK_a + \log([\text{base}] \div [\text{acide}])$, le rapport $[\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+]$ à ce pH.
4. Quel est le pourcentage de NH_3 à $\text{pH} = 10,5$? Compare avec la lecture du graphique.

Exercice 9 : Qui prédomine ?

L'acide lactique (noté AH) a un pK_a de 3,9 à 25 °C ; sa base conjuguée est l'ion lactate.

1. Quelle forme prédomine dans l'estomac ($\text{pH} = 1,5$) ? dans le sang ($\text{pH} = 7,4$) ?
2. Calcule le rapport $[\text{A}^-] \div [\text{AH}]$ à $\text{pH} = 6,5$.
3. Calcule le rapport $[\text{A}^-] \div [\text{AH}]$ à $\text{pH} = 1,5$.
4. À quel pH a-t-on $[\text{A}^-] = 10 [\text{AH}]$?

Exercice 10 : Une solution tampon

On mélange 20,0 mL d'une solution d'acide éthanóïque à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 40,0 mL d'une solution d'éthanoate de sodium à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Donnée : $pK_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$.

1. Calcule les quantités de matière d'acide et de base dans le mélange.

2. Calcule le pH du mélange.
3. On ajoute 1,0 mL d'acide chlorhydrique à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calcule le nouveau pH en admettant que l'ion H_3O^+ réagit totalement avec CH_3COO^- .
4. Quel serait le pH si l'on ajoutait la même quantité d'acide chlorhydrique à 61 mL d'eau pure ? Conclue sur l'intérêt d'une solution tampon.

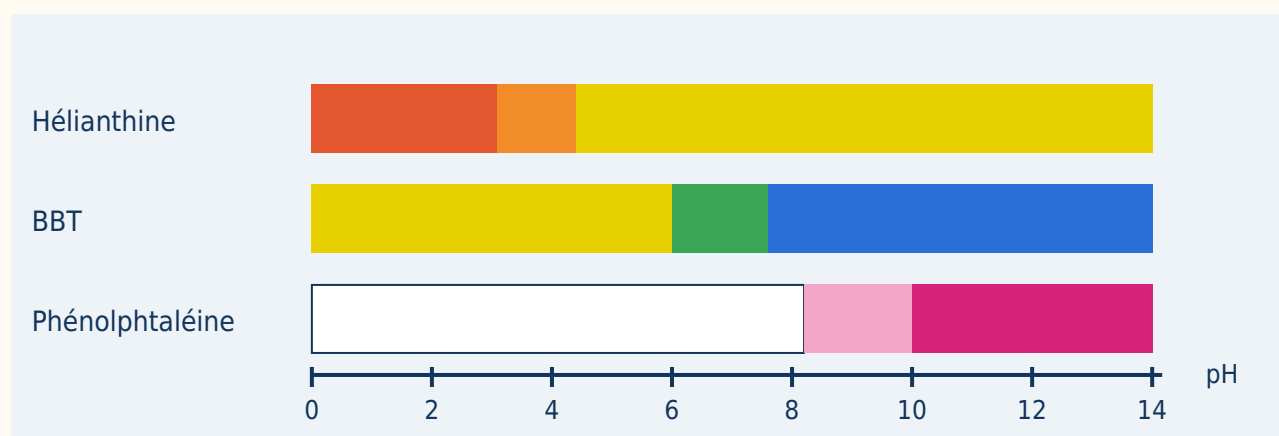
Exercice 11 : Constante d'équilibre d'une réaction acide-base

Données : $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$; $\text{pK}_a(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = 9,2$; $\text{pK}_a(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,2$.

1. Écris l'équation de la réaction entre CH_3COOH et NH_3 et calcule sa constante d'équilibre K .
2. Écris l'équation de la réaction entre HF et CH_3COO^- et calcule K .
3. Calcule K pour la réaction entre CH_3COOH et F^- . Peut-on la considérer comme totale ?

Exercice 12 : Choisir un indicateur coloré

Le schéma donne les teintes de trois indicateurs colorés selon le pH (BBT = bleu de bromothymol).



Teintes et zones de virage de l'hélianthine, du BBT et de la phénolphthaléine.

1. Donne la teinte de chaque indicateur dans une solution de $\text{pH} = 5,0$, puis de $\text{pH} = 9,0$.
2. Quel indicateur permettrait de distinguer une solution de $\text{pH} = 3,0$ d'une solution de $\text{pH} = 5,0$?
3. On veut repérer par un changement de teinte un pH voisin de 8,75 (titrage de l'acide éthanoïque par la soude). Quel indicateur choisir ? Justifie.
4. Pourquoi le BBT est-il mal adapté à ce repérage ?

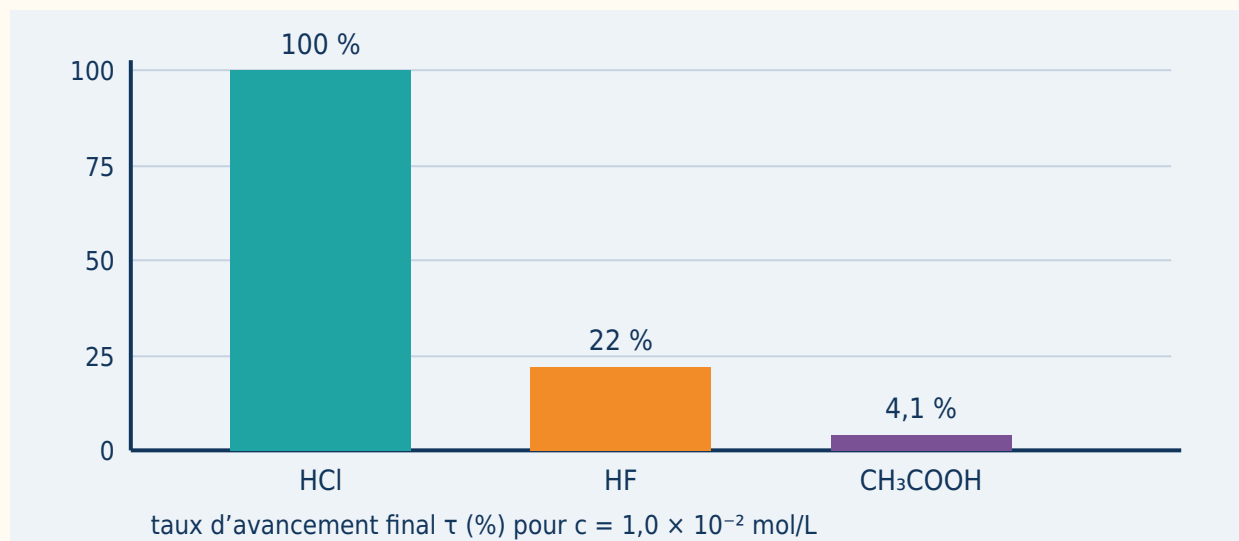
Exercice 13 : Taux d'avancement de l'acide benzoïque

On mesure le pH d'une solution d'acide benzoïque $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: $\text{pH} = 3,12$.

1. Écris l'équation de sa réaction avec l'eau.
2. Calcule $[H_3O^+]$ et le taux d'avancement final τ . L'acide est-il fort ?
3. Dédus les concentrations de toutes les espèces acido-basiques à l'équilibre.
4. Calcule K_a puis pK_a .

Exercice 14 : Comparer des acides de même concentration

Trois solutions d'acides de même concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ont les taux d'avancement final ci-dessous.



Taux d'avancement final de trois acides à la même concentration.

1. Quel acide est un acide fort ? Justifie par la valeur de τ .
2. Classe les trois acides par force croissante et relie ce classement aux pK_a : HF/ F^- 3,2 ; CH₃COOH/CH₃COO⁻ 4,8.
3. Calcule $[H_3O^+]$ et le pH de la solution d'acide fluorhydrique.
4. Calcule alors K_a de HF à partir des valeurs de la solution et vérifie la cohérence avec le pK_a donné.

Exercice 15 : pH d'un acide faible

On prépare une solution d'acide méthanoïque HCOOH de concentration $c = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Donnée : $pK_a(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) = 3,8$.

1. Écris l'équation de la réaction avec l'eau et l'expression de K_a .
2. En supposant $[H_3O^+] = [HCOO^-]$ et $[\text{HCOOH}] \approx c$, montre que $\text{pH} \approx \frac{1}{2} (pK_a - \log c)$ puis calcule le pH.
3. Calcule le taux d'avancement final et vérifie que l'approximation est acceptable ($\tau < 10 \%$).
4. Comment varie le taux d'avancement si l'on dilue 10 fois la solution ?

Exercice 16 : Une base faible, l'ammoniac

Une solution d'ammoniac NH_3 de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a un pH de 10,6.

1. Écris l'équation de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
2. Calcule $[\text{HO}^-]$ puis le taux d'avancement final.
3. Calcule $[\text{NH}_3]$ et $[\text{NH}_4^+]$ à l'équilibre.
4. Calcule K_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ puis son pK_a .

Exercice 17 : Le tampon sanguin

Dans le sang, le couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}/\text{HCO}_3^-$ a pour $\text{pK}_a = 6,4$. À $\text{pH} = 7,4$, $[\text{HCO}_3^-] = 24 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1. Calcule le rapport $[\text{HCO}_3^-] \div [\text{CO}_2]$ à $\text{pH} = 7,4$, puis $[\text{CO}_2]$.
2. Lors d'un effort intense, la production d'acide lactique fait chuter ce rapport à 5. Calcule le pH correspondant.
3. Explique pourquoi un pH sanguin inférieur à 7,0 est dangereux alors que la variation calculée paraît faible.

Exercice 18 : L'eau de piscine

Document. Le désinfectant d'une piscine est l'acide hypochloreux HClO , bien plus efficace que sa base conjuguée, l'ion hypochlorite ClO^- . Le pK_a du couple HClO/ClO^- vaut 7,5. On recommande un pH compris entre 7,2 et 7,6.

1. Quelle forme prédomine à $\text{pH} = 7,2$? à $\text{pH} = 8,0$?
2. Calcule le pourcentage d'acide hypochloreux à $\text{pH} = 7,2$, puis à $\text{pH} = 8,0$.
3. Explique l'origine de la recommandation sur le pH et ce qui arriverait à l'efficacité du désinfectant si le pH montait à 8,5.

Exercice 19 : Neutralisation partielle

On mélange 50,0 mL d'acide éthanoïque à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et 25,0 mL d'hydroxyde de sodium à $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Donnée : $\text{pK}_a = 4,8$.

1. Écris l'équation de la réaction entre l'acide éthanoïque et les ions hydroxyde et calcule sa constante d'équilibre. Est-elle totale ?
2. Dresse le bilan de matière à l'état final.
3. Calcule le pH du mélange.
4. Pourquoi ce mélange se comporte-t-il comme une solution tampon ?

Exercice 20 : Déterminer un pKa

Tu disposes d'un pH-mètre étalonné, d'une solution d'un acide faible HA de

concentration connue, d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration, d'une burette, de pipettes jaugées et de béchers.

Propose un protocole complet pour déterminer le pK_a du couple HA/A^- en t'appuyant sur la relation $pH = pK_a + \log([A^-] \div [HA])$. Précise les quantités à prélever, ce que tu mesures, comment tu en déduis le pK_a et deux sources d'erreur possibles.