

Acides, bases et pH

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices sur les acides, les bases et le pH : couples et demi-équations, réactions de transfert de proton, calculs de pH et de concentrations, produit ionique, dilutions, incertitudes et lecture de graphiques. Cherche seul(e) avant d'ouvrir le corrigé séparé. Données : $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$ à 25 °C ; $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$.

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, les bases et le pH

Exercice 1 : Questions de cours

1. Définis un acide et une base selon Brönsted.
2. Qu'appelle-t-on couple acide-base ? Écris la demi-équation générale.
3. Définis le pH et donne la relation inverse qui permet de retrouver $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
4. Donne la valeur du produit ionique de l'eau à 25 °C.
5. Qu'est-ce qu'une espèce amphotère ?

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. Une base est une espèce capable de céder un proton.
- b. L'eau est une espèce amphotère.
- c. À 25 °C, une solution de pH égal à 7 est neutre.
- d. Quand $[\text{H}_3\text{O}^+]$ est multipliée par 10, le pH augmente de 1.
- e. Une solution de pH égal à 9 contient plus d'ions HO^- que d'ions H_3O^+ .
- f. Une solution dont $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ a un pH de -3 .

Exercice 3 : Couples et demi-équations

Écris la demi-équation acide-base de chacun des couples : a. $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$; b. $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$; c. $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$; d. $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$; e. $\text{H}_2\text{O} / \text{HO}^-$. Indique l'acide et la base de chaque couple.

Exercice 4 : Équations de réactions acide-base

Écris l'équation de chaque réaction et identifie les deux couples mis en jeu.

- L'acide éthanoïque réagit avec l'ammoniac.
- Le chlorure d'hydrogène HCl réagit avec l'eau (réaction totale).
- L'ammoniac réagit avec l'eau.
- L'ion hydrogénocarbonate réagit avec l'ion hydroxyde.

Exercice 5 : L'eau, espèce amphotère

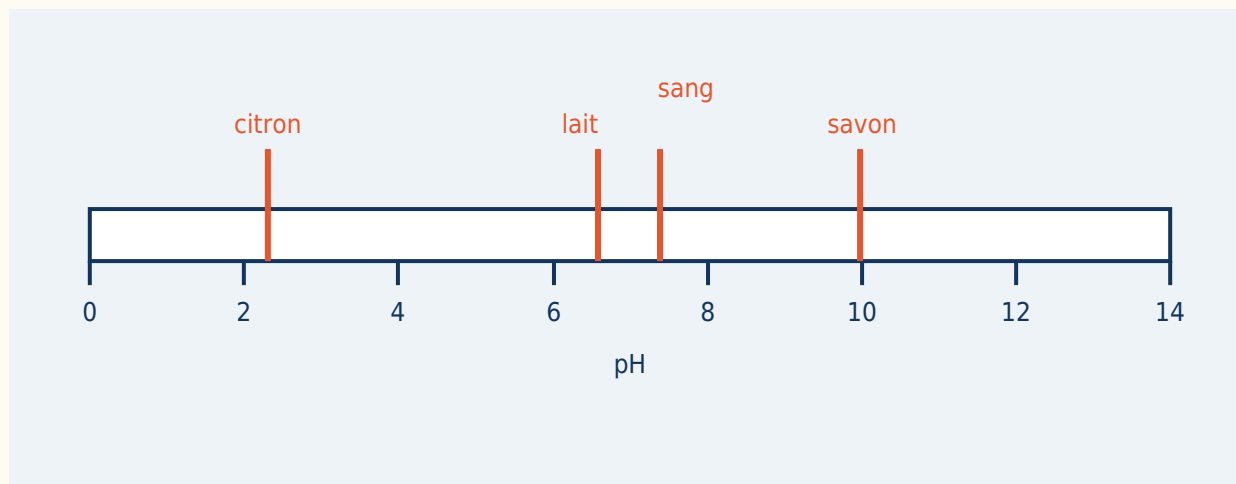
- Montre que l'eau est une espèce amphotère en écrivant les deux couples auxquels elle appartient.
- Écris l'équation de l'autoprotolyse de l'eau.
- Dans l'eau pure à 25 °C, $[H_3O^+] = [HO^-]$. Déduis-en leur valeur et le pH.

Exercice 6 : Du pH à la concentration, et inversement

Complète (deux chiffres significatifs pour les concentrations, deux décimales pour les pH) : a. pH = 3,40 ; $[H_3O^+] = ?$ b. pH = 8,30 ; $[H_3O^+] = ?$ c. $[H_3O^+] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$; pH = ? d. $[H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$; pH = ?

Exercice 7 : Une échelle de pH

Le diagramme indique le pH de quelques liquides.



pH du jus de citron (2,3), du lait (6,6), du sang (7,4) et d'un savon liquide (10,0).

- Quels liquides sont acides ? basiques ?
- Calcule $[H_3O^+]$ pour le jus de citron et pour le lait, puis le rapport entre les deux.
- Calcule $[HO^-]$ dans le sang.
- Le savon liquide est-il plus basique que le sang ? Compare les concentrations en HO^- .

Exercice 8 : Produit ionique et pOH

Une solution a un pH de 8,30.

1. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
2. Calcule $[\text{HO}^-]$ à l'aide du produit ionique.
3. Calcule $\text{pOH} = -\log [\text{HO}^-]$ et vérifie que $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.
4. Cette solution est-elle acide, neutre ou basique ?

Exercice 9 : Acide chlorhydrique

On prépare 250,0 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L en dissolvant du chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau (réaction totale).

1. Écris l'équation de la réaction de HCl avec l'eau.
2. Détermine $[\text{H}_3\text{O}^+]$ puis le pH.
3. Calcule la masse de HCl nécessaire.
4. Quel serait le pH pour $c = 3,0 \times 10^{-3}$ mol/L ?

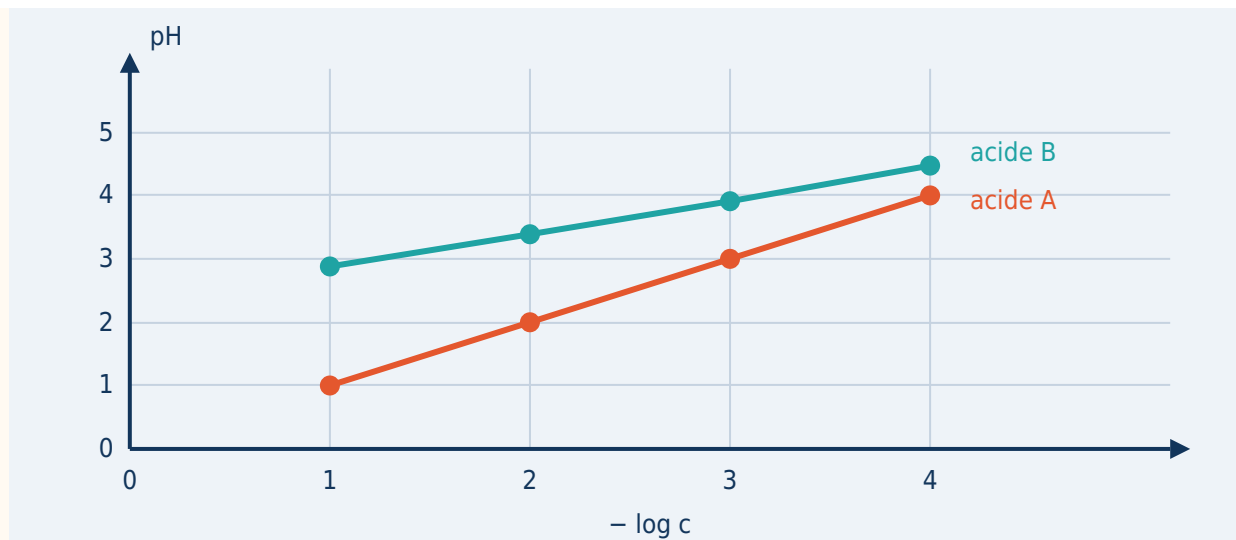
Exercice 10 : La soude

Une solution d'hydroxyde de sodium (base forte) a une concentration $c = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L.

1. Donne $[\text{HO}^-]$.
2. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ puis le pH.
3. Même question pour $c = 2,5 \times 10^{-3}$ mol/L.
4. Pour quelle concentration c obtient-on $\text{pH} = 10,70$?

Exercice 11 : Acide fort et acide faible

On mesure le pH de solutions d'acide chlorhydrique et d'acide éthanoïque de même concentration c , de $1,0 \times 10^{-1}$ à $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L. Les résultats sont portés en fonction de $-\log c$.



pH en fonction de $-\log c$ pour deux acides : A (courbe rouge) et B (courbe verte).

1. Quel acide est l'acide chlorhydrique ? Justifie à l'aide du coefficient directeur et de la relation $\text{pH} = -\log c$.
2. Calcule le coefficient directeur approximatif de la courbe de l'acide B.
3. Pour $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$, déduis du graphique $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de l'acide B, puis la proportion d'acide ayant réagi.
4. Même question pour $c = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$. Que remarques-tu quand on dilue ?

Exercice 12 : Incertitude du pH-mètre

Un pH-mètre indique $\text{pH} = 3,40$ avec une incertitude de $\pm 0,05$.

1. Encadre $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
2. Calcule l'incertitude relative sur $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (utiliser l'approximation $\Delta c \div c \approx 2,3 \times \Delta \text{pH}$).
3. Combien de chiffres significatifs peut-on raisonnablement conserver pour $[\text{H}_3\text{O}^+]$?

Exercice 13 : Acide faible et base faible

On prépare $V = 100,0 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanóïque de concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. Son pH mesuré est 3,4.

1. Écris l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau.
2. Calcule l'avancement final x_f (égal à la quantité d'ions H_3O^+ formés) et l'avancement maximal x_{max} .
3. Calcule le taux d'avancement final $\tau = x_f \div x_{\text{max}}$. La réaction est-elle totale ?
4. Une solution d'ammoniac de même concentration a un pH de 10,6. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HO}^-]$ puis le taux d'avancement final de sa réaction avec l'eau.

Exercice 14 : Mélange d'un acide et d'une base

On mélange $V_1 = 50,0 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ avec un volume V_2 de soude à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$. La réaction est $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ (totale).

1. Calcule le pH du mélange pour $V_2 = 40,0$ mL.
2. Calcule le pH pour $V_2 = 50,0$ mL.
3. Calcule le pH pour $V_2 = 60,0$ mL.

Exercice 15 : Étalonnage d'un pH-mètre

Un pH-mètre mesure la tension E entre ses électrodes. On étalonne avec trois solutions tampons ; la courbe obtenue est donnée ci-dessous.

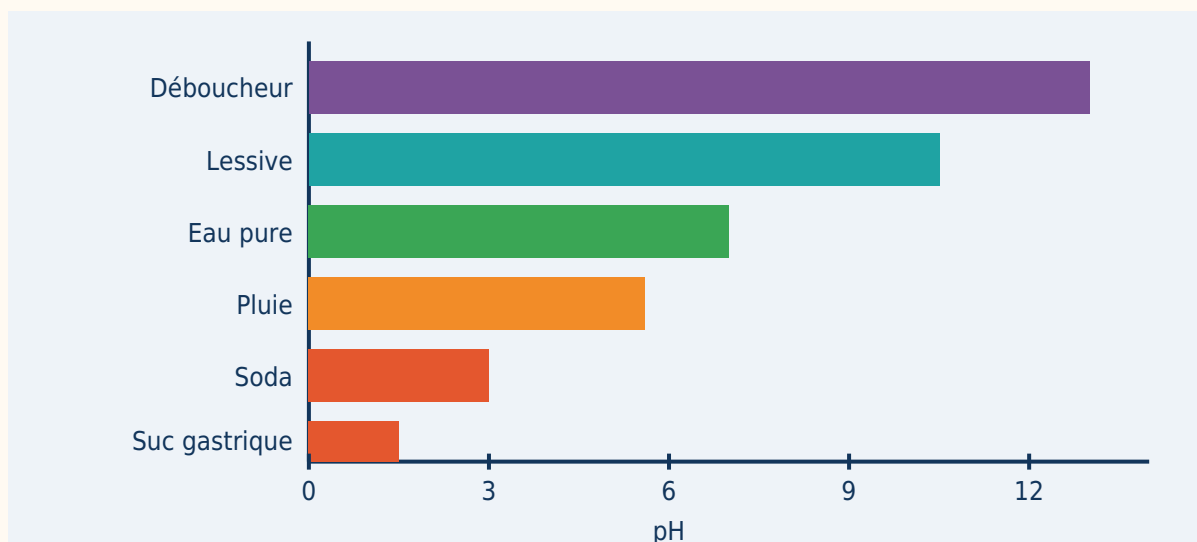


Tension E en fonction du pH pour trois tampons (4,00 ; 7,00 ; 10,00).

1. Quelle est la nature de la courbe ? Détermine son coefficient directeur en mV par unité de pH.
2. Détermine l'équation $E = f(\text{pH})$.
3. On plonge l'électrode dans un jus de fruit : $E = +95$ mV. Calcule le pH, puis $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
4. Dans un savon, on mesure $E = -60$ mV. Calcule le pH.

Exercice 16 : Produits du quotidien

Le diagramme donne le pH de six produits.



1. Classe les produits en acides, neutre et basiques.
2. Calcule $[\text{H}_3\text{O}^+]$ pour le soda et pour le suc gastrique ; combien de fois le second est-il plus concentré que le premier ?
3. Calcule $[\text{HO}^-]$ dans le déboucheur ($\text{pH} = 13$).
4. L'eau de pluie est-elle neutre ? Calcule sa concentration en H_3O^+ .

Exercice 17 : Diluer un déboucheur

Un déboucheur est une solution de soude concentrée, de concentration $c = 1,0 \text{ mol/L}$.

1. Calcule son pH.
2. On dilue 10,0 mL de ce produit pour obtenir une solution 1 000 fois moins concentrée. Quel volume final obtient-on ? Quel est le nouveau pH ?
3. Pourquoi faut-il verser la solution concentrée dans l'eau et non l'inverse, et porter lunettes et gants ?

Exercice 18 : Préparer une solution de pH 5,0

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique de $\text{pH} = 2,0$ et on souhaite obtenir une solution de $\text{pH} = 5,0$ par dilutions successives.

1. Calcule les concentrations initiale et finale.
2. Quel est le facteur de dilution total ?
3. Propose un protocole en dilutions successives de facteur 10, avec une pipette jaugée de 10,0 mL et des fioles jaugées de 100,0 mL.
4. Pourquoi le pH mesuré de la solution finale risque-t-il d'être légèrement différent de 5,0 ?

Exercice 19 : Une dilution surprenante

Un élève mesure le pH d'un vinaigre dilué : $\text{pH} = 2,9$ pour la solution initiale. Il la dilue 10 fois et trouve $\text{pH} = 3,4$. Il pense s'être trompé car il attendait 3,9.

1. Pourquoi attendait-il 3,9 ? Dans quel cas cette valeur serait-elle correcte ?
2. Calcule le rapport des concentrations en H_3O^+ entre les deux solutions.
3. Explique la valeur mesurée en considérant la nature de l'acide du vinaigre.

Exercice 20 : Distinguer un acide fort d'un acide faible

On dispose de deux solutions incolores d'acides inconnus A et B, de même concentration $c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$, d'un pH-mètre, de tampons de pH 4,00 et 7,00, de verrerie jaugée et d'eau distillée.

Rédige un protocole complet permettant de savoir lequel est l'acide fort et lequel est l'acide faible. Précise les mesures, ce que tu attends pour chacun, le critère de décision et une vérification par dilution.