

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



R. RINGUET · 2026 – 2027

Contrôle B Force des acides et des bases

Comparaison de deux acides, effet de la dilution, acide α -aminé et zwitterion, tampon hydrogénocarbonate du sang

Durée : 1 h · calculatrice autorisée · 4 exercices indépendants · barème sur 20

Nom : Prénom : Classe : Note : /20

★ CONSIGNES

Les quatre exercices sont indépendants ; toute expression littérale est établie avant l'application numérique et toute démarche, même partielle, est valorisée. *Formulaire* : $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ • $[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}}$

• $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$.

Exercice 1 Questions de cours

4 pts ●●○

■ DONNÉES à 25 °C, $K_e = 1,0 \times 10^{-14}$

- 1.1 Définir un acide fort et un acide faible. Expliquer comment, à partir d'une mesure de pH et de la connaissance de la concentration apportée, on reconnaît expérimentalement qu'un acide est faible.
- 1.2 Pour chaque affirmation, recopier la seule proposition exacte.
- a) Une solution de base forte de concentration apportée $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a pour pH :
- a) ☐ 3,0 b) ☐ 7,0 c) ☐ 11,0 d) ☐ 14,0
- b) À 25 °C, dans toute solution aqueuse (concentrations exprimées en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) :
- a) ☐ $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ b) ☐ $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$
- c) ☐ $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$ d) ☐ $\text{pH} + \text{pOH} = 7,0$
- c) Le taux d'avancement final de la réaction d'un acide AH de concentration apportée c avec l'eau vaut :
- a) ☐ K_A b) ☐ $\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c}$ c) ☐ $\frac{c}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$ d) ☐ $10^{-\text{pH}}$
- 1.3 Indiquer si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifier en une phrase. (a) Une solution tampon conserve un pH rigoureusement constant quelle que soit la quantité d'acide ajoutée. (b) Deux acides de même $\text{p}K_A$, en solution de même concentration apportée, ont le même pH.

Exercice 2 Deux acides du monde vivant

5 pts ●●○

L'acide lactique $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ apparaît dans le lait qui tourne et dans les muscles à l'effort ; l'acide propanoïque $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ est le conservateur E280 du pain de mie. On prépare deux solutions de même concentration apportée $c = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: celle d'acide lactique a un pH de 3,1, celle d'acide propanoïque un pH de 3,6.

- 2.1 Écrire l'équation de la réaction de l'acide lactique avec l'eau, en notant AH l'acide et A^- sa base conjuguée, puis l'expression de sa constante d'acidité.
- 2.2 Pour chacune des deux solutions, calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et le taux d'avancement final τ de la réaction avec l'eau ; conclure sur le caractère fort ou faible des deux acides.
- 2.3 Déterminer K_A puis $\text{p}K_A$ pour chacun des deux couples. Classer les deux acides par force croissante et vérifier que ce classement est cohérent avec celui des taux d'avancement.

- 2.4** La solution d'acide propanoïque est diluée 100 fois. En notant h la concentration en ions oxonium de la solution diluée, montrer que h vérifie $h^2 + K_A h - K_A c' = 0$ avec $c' = 5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, puis calculer h , le pH et le nouveau taux d'avancement final.
- 2.5** Comparer les deux taux d'avancement final de l'acide propanoïque et énoncer l'effet d'une dilution sur la réaction d'un acide faible avec l'eau. Une dilution modifie-t-elle pour autant la valeur de K_A ? Justifier.

Exercice 3 La glycine, un acide α -aminé

6 pts ●●●

La glycine $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ est le plus simple des acides α -aminés constituant les protéines. En solution aqueuse, elle existe sous trois formes selon le pH : la forme cationique $^+\text{H}_3\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$, notée H_2G^+ ; la forme dipolaire $^+\text{H}_3\text{N}-\text{CH}_2-\text{COO}^-$, appelée *zwitterion* et notée HG ; et la forme anionique $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COO}^-$, notée G^- . Les deux pK_A correspondants valent 2,3 et 9,6.

- 3.1** Identifier les deux couples acide-base mis en jeu et préciser, pour chacun, le groupe caractéristique responsable de la propriété acide ou basique. Expliquer pourquoi le zwitterion, bien que globalement neutre, porte deux charges.
- 3.2** Attribuer à chaque couple son pK_A , en justifiant par le fait qu'un groupe carboxyle est nettement plus acide qu'un ion ammonium. Tracer alors le diagramme de prédominance des trois formes sur une échelle de pH allant de 0 à 14.
- 3.3** Indiquer la forme prédominante dans le suc gastrique (pH = 1,5), dans le sang (pH = 7,4) et dans une solution de soude (pH = 12,0).
- 3.4** Dans le sang, calculer les rapports $\frac{[\text{G}^-]}{[\text{HG}]}$ et $\frac{[\text{H}_2\text{G}^+]}{[\text{HG}]}$, puis en déduire le pourcentage de glycine présente sous forme de zwitterion. Commenter.
- 3.5** On part d'une solution de glycine de pH 7,4 et on ajoute de l'hydroxyde de sodium jusqu'à pH = 9,6. Que valent alors les proportions des deux formes du second couple ? Écrire l'équation de la réaction, totale, entre le zwitterion et les ions hydroxyde ajoutés.
- 3.6** Le zwitterion est amphotère. Écrire l'équation de sa réaction avec les ions oxonium, puis celle de sa réaction avec l'eau en tant qu'acide. En déduire pourquoi une solution de glycine s'oppose aux variations de pH.

Exercice 4 Le tampon hydrogénocarbonate du sang

5 pts ●●●

Le pH du sang est maintenu entre 7,35 et 7,45 : en dehors de cet intervalle, le fonctionnement des enzymes est compromis (figure 1). Le principal responsable de cette régulation est le couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$. Chez un sujet sain, $[\text{HCO}_3^-] = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}] = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

■ **DONNÉES** dans les conditions du sang, le couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$ a pour pK_A apparent 6,1

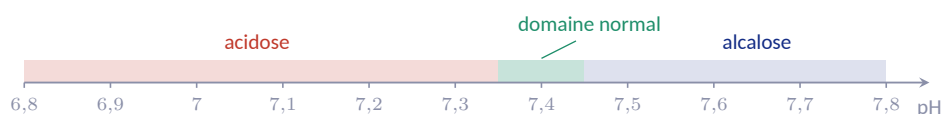


Figure 1 — Domaines de pH du sang artériel

- 4.1** Écrire l'équation de la réaction du dioxyde de carbone dissous avec l'eau et l'expression de la constante d'acidité du couple. Calculer le pH du sang de ce sujet et vérifier qu'il est normal.
- 4.2** Un effort intense libère, par litre de sang, $n = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ d'ions oxonium. Écrire l'équation de la réaction, totale, entre ces ions et les ions hydrogénocarbonate. En déduire les nouvelles concentrations des deux espèces du couple, puis le nouveau pH.
- 4.3** Le même apport d'ions oxonium dans 1,0 L d'eau pure de pH 7,0 conduirait à quel pH ? Comparer les deux variations et conclure sur l'efficacité du tampon.
- 4.4** L'organisme réagit en accélérant la ventilation pulmonaire, ce qui ramène $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]$ à sa valeur initiale, la concentration en ions hydrogénocarbonate restant celle de la question 4.2. Calculer le pH obtenu et commenter l'efficacité de cette régulation.

- 4.5 Une acidose est diagnostiquée lorsque le pH sanguin descend sous 7,35. Pour $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}] = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, déterminer la concentration minimale en ions hydrogénocarbonate permettant d'éviter l'acidose.