

Chapitre 2

Acides et bases - Exercices

EXERCICE 1 : VRAI /FAUX

Cocher la (ou les) réponse(s) exacte(s). Justifier.

- Le pK_a du couple ion ammonium /ammoniac NH₄⁺/NH₃ est 9,2.
 - La constante K_a d'acidité du couple a pour expression $\frac{[NH_4^+]_f \times [H_3O^+]_f}{[NH_3]_f}$
 - Lorsque l'ion NH₄⁺ prédomine dans la solution, sa base conjuguée NH₃ n'est pas présente.
 - Dans une solution d'ammoniac de pH = 8,0 ; l'espèce prédominante est NH₃, car c'est une base.
 - Dans une solution d'ammoniac de pH = 9,2, ni NH₃, ni NH₄⁺ ne sont prédominantes.
- Le pH d'une solution aqueuse d'acide, de concentration en soluté apporté C_{AH} = 1,0.10⁻³ mol.L⁻¹, peut-être :
 - pH = 3
 - pH <3
 - pH >3
- Une réaction acide-base a lieu entre :
 - un acide et sa base conjuguée
 - deux acides appartenant à deux couples acide/base
 - deux bases appartenant à deux couples acide/base
 - l'acide d'un couple et la base d'un autre couple
- Soit deux acides différents. En solution aqueuse, à même concentration en soluté apporté et à même température, l'acide le plus fort des deux est celui :
 - dont la solution possède le pH le plus élevé
 - dont la solution possède le pH le moins élevé
 - dont le pka est le plus élevé
 - dont le coefficient de dissociation est le plus élevé
- La relation qui lie le pH d'une solution d'acide AH au pKa du couple AH/A⁻ peut s'écrire :
 - pKa = pH + log $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f}$
 - pH = pKa - log $\frac{[AH]_f}{[A^-]_f}$
 - pH = pKa + log $\frac{[A^-]_f}{[H_3O^+]_f}$
 - pH = pKa + log $\frac{[A^-]_f}{[AH]_f}$
- Le titrage d'une solution d'acide chlorhydrique (H₃O⁺_(aq) + Cl⁻_(aq)) par une solution de soude (Na⁺_(aq) + HO⁻_(aq)) est réalisé. La concentration de la solution d'acide chlorhydrique est égale à 0,10 mol.L⁻¹, la concentration de la soude est égale à 0,15 mol.L⁻¹ et le volume de la prise d'essai est V = 20,0 mL.
 - Le réactif titrant est H₃O⁺
 - La solution de soude est placée dans la burette graduée
 - Le volume de la prise d'essai peut être mesuré à l'aide d'une éprouvette graduée
 - Il faut un indicateur coloré pour observer l'équivalence
 - La réaction de titrage est H₃O⁺_(aq) + HO⁻_(aq) → 2 H₂O(l)
 - L'équivalence est repérée pour V_E = 13,3 mL

EXERCICE 2 : pH d'une solution basique

Une solution de soude S est préparée par dissolution d'une masse $m = 2,00$ g d'hydroxyde de sodium NaOH solide dans une fiole jaugée de 1,0 L.

1. Ecrire l'équation de dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau.
2. Calculer la concentration molaire de la solution obtenue en ion hydroxyde HO^- .
3. Sachant que la soude est une base forte, calculer son pH à 25 °C.
4. La solution S est diluée 10 fois. Quel est le pH de la solution fille S' obtenue ?

Données : Masse molaire : $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Produit ionique de l'eau : $K_e = 1,0\cdot 10^{-14}$ à 25 °C.

EXERCICE 3 : Sens d'évolution d'un système chimique

Le fluorure d'hydrogène HF appartient au couple acide/base $\text{HF}_{(\text{aq})}/\text{F}^-_{(\text{aq})}$. Le pKa de ce couple est 3,2 à 25 °C. On dissout 0,010 mol de fluorure d'hydrogène de manière à obtenir un volume $V = 100$ mL de solution aqueuse.

1. Ecrire l'équation de la réaction acide-base entre le fluorure d'hydrogène $\text{HF}_{(\text{aq})}$ et l'eau.
2. Faire l'inventaire des espèces chimiques en présence à l'état initial.
3. Exprimer puis calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$.
4. Donner l'expression de la constante d'équilibre K de la réaction acide-base et calculer sa valeur.
5. En déduire le sens d'évolution spontanée du système chimique.

EXERCICE 4 : Réaction acide-base

On mélange une solution aqueuse de chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) avec une solution aqueuse d'éthanoate de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$).

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction susceptible de se produire.
2. Donner la relation entre la constante d'équilibre K de cette réaction et les concentrations à l'équilibre.
3. Donner les relations entre les concentrations à l'équilibre et les constantes d'acidité des couples intervenant dans cet équilibre.
4. Exprimer K en fonction K_{a1} et K_{a2} et calculer sa valeur.
5. Cette transformation est-elle totale ?

Données : $\text{pKa}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) = \text{pKa}_1 = 9,2$
 $\text{pKa}(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = \text{pKa}_2 = 4,8$

EXERCICE 5 : Régulation du pH sanguin

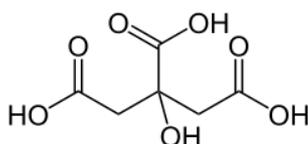
Le sang est assimilé à une solution aqueuse ionique dont le pH, voisin de 7,4, est quasiment constant et ne peut subir que de très faibles variations. La régulation de ce pH est assurée par plusieurs couples acide-base. L'un d'eux est le couple $(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})/\text{HCO}_3^-$, dont les deux espèces sont présentes dans le sang et dont le pKa est égal à 6,1 à 37 °C.

1. Comment appelle-t-on un milieu tel que le sang ?
2. Quelle est l'espèce prédominante du couple $(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})/\text{HCO}_3^-$ dans le sang ?
3. a. Donner la relation entre le pH du sang et les concentrations en dioxyde de carbone CO_2 dissous et en ions hydrogénocarbonate.
b. En déduire alors la valeur du rapport $[\text{HCO}_3^-]_f / [\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_f$ dans le sang. Ce résultat est-il cohérent avec le résultat de la question 2. ?

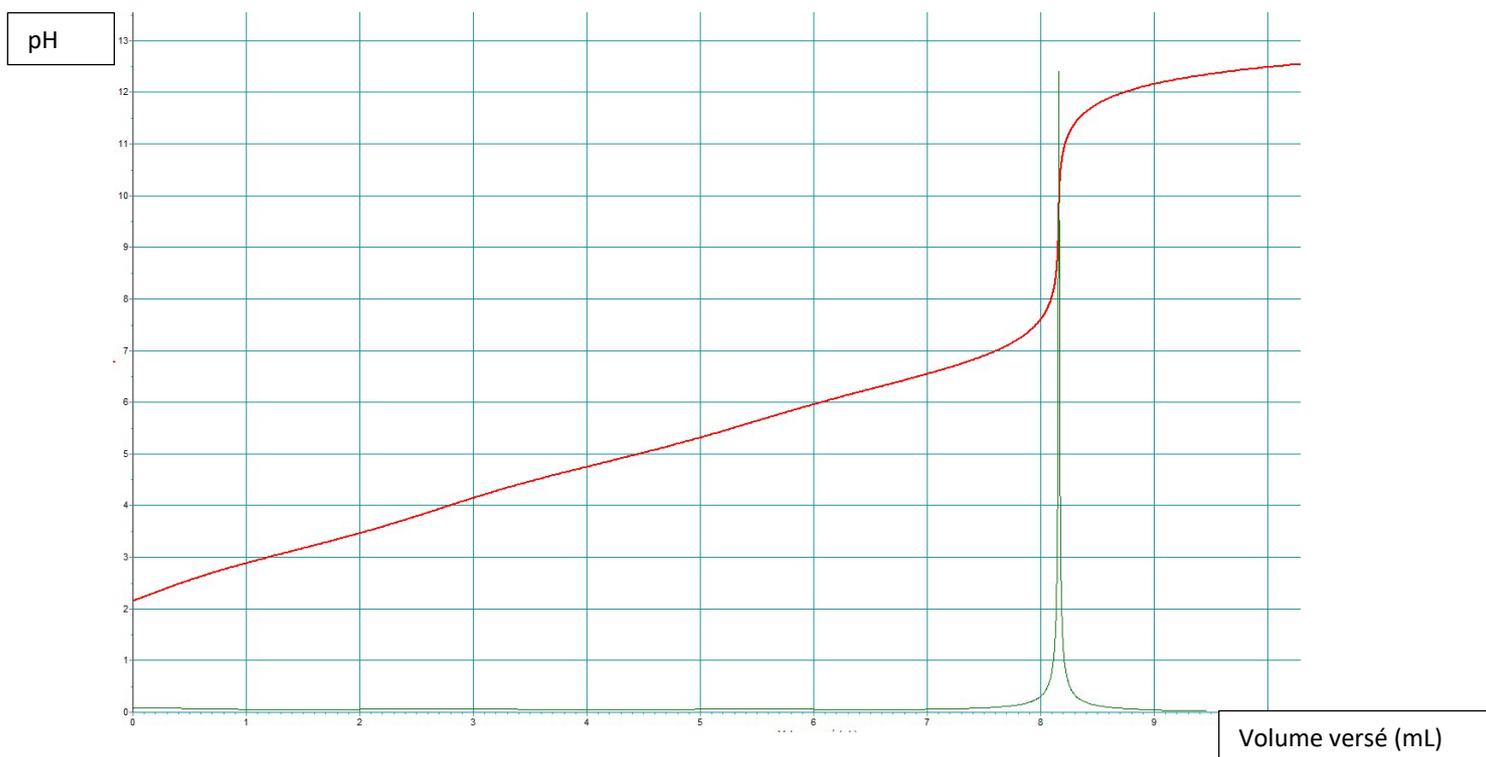
4. La régulation de la concentration en ions HCO_3^- dans le sang est assurée par la fonction rénale, et celle de la concentration en CO_2 par la fonction respiratoire. Lorsque le pH sanguin diminue en deçà de 7,35, on parle d'acidose métabolique. Celle-ci peut être due à une insuffisance rénale. L'un des signes de cette pathologie est l'hyperventilation du malade (sa respiration est anormalement rapide et ample). Proposer une explication à ce symptôme.

EXERCICE 6 : Dosage de l'acide citrique

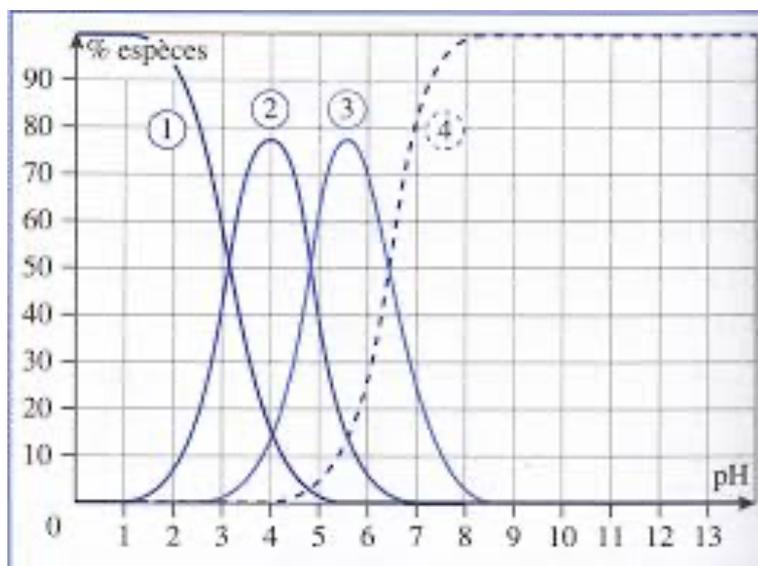
L'acide citrique est un triacide, présent dans une grande variété de fruits et de légumes, notamment dans les agrumes. Pour simplifier, on notera AH_3 cet acide et on donne sa représentation topologique ci-dessous.



Les résultats obtenus lors du titrage pH-métrique d'un volume $V_a = 20,0$ mL d'une limonade contenant de l'acide citrique par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}_{(\text{aq})}^+ + \text{HO}_{(\text{aq})}^-$) de concentration molaire égale à $C_b = 0,50$ mol.L⁻¹ est donnée ci-dessous.



On dispose également du diagramme de distribution donnant les pourcentages de chacune des espèces présentes AH_3 , AH_2^- , AH^- , A^{3-} .

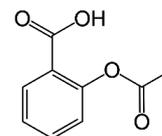


1. Expliquer pourquoi l'acide citrique est un triacide.
2. Attribuer à chaque courbe l'espèce chimique concernée. Justifier.
3. Dédire de ce graphe les valeurs des pKa de l'acide citrique. Justifier.
4. Pourquoi les 3 sauts de pH prévisibles ne sont pas discernables sur la courbe de titrage ?
5. En déduire que l'équation support de titrage est : $AH_{3(aq)} + 3 HO^-_{(aq)} \rightarrow A^{3-}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
6. Calculer la concentration molaire C_a en acide citrique de la limonade.
7. La teneur autorisée par la législation est au maximum de 15 g/L. La législation est-elle respectée ? Justifier la réponse.

EXERCICE 7 : L'acide acétylsalicylique

L'acide acétylsalicylique $C_9H_8O_4$, plus connu sous le nom commercial d'aspirine, est la substance active de nombreux médicaments aux propriétés antalgiques, antipyrétiques et anti-inflammatoires.

On notera AH l'aspirine de manière simplifiée pour la suite de l'exercice.



1. L'aspirine possède des propriétés acides. Justifier.
2. On veut réaliser une solution S obtenue par dissolution totale d'un comprimé de 500 mg d'aspirine. Sachant que la solubilité de l'aspirine est de 3,3 g.L⁻¹ à 25 °C, calculer le volume minimal de solution obtenue à cette température.
3. Vérifier que la solution S obtenue a une concentration molaire en aspirine $C = 1,8 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹

Pour la solution S, le coefficient de dissociation de l'aspirine obtenu est $\alpha = 0,124$:

4. L'aspirine est-elle un acide fort ou faible ? Justifier.
5. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide AH avec l'eau.
6. A partir de la valeur de α et de l'équation de réaction, donner la composition finale du système.
7. Exprimer puis calculer la valeur de la constante d'acidité K_a du couple de l'aspirine AH/AH^-
8. Calculer le pH de la solution. Quelle serait le pH d'une solution d'acide fort de même concentration en acide apporté ?

EXERCICE 8 : Dosage de l'acide phosphorique dans un détartrant

L'étiquette d'un détartrant pour cafetière indique : « *contient 23 % d'acide phosphorique* » (pourcentage massique). On souhaite vérifier cette composition par dosage. On prépare 100,0 mL d'une solution, notée S par la suite, en diluant 20 fois la solution commerciale. On dose un volume $V_1 = 10,0$ mL de S par la soude ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$) de concentration molaire $C_0 = 0,090$ mol.L⁻¹.

Le dosage est suivi par pH-métrie ; les résultats ont conduit au graphique ci-dessous.

1. Décrire soigneusement le protocole de préparation de la solution S.
2. L'acide phosphorique H_3PO_4 est un triacide. Donner les trois couples acido-basiques correspondant.
3. Dédire du graphique les volumes $V_{1\text{eq}}$ et $V_{2\text{eq}}$ correspondant aux deux sauts de pH. Que constate-t-on ?
4. Ecrire les équations-bilans des réactions support de titrage qui se produisent pour $0 < V < V_{1\text{eq}}$ et $V_{1\text{eq}} < V < V_{2\text{eq}}$. Calculer les valeurs des constantes d'équilibre K_1 et K_2 .
5. En déduire la concentration molaire de l'acide phosphorique dans la solution S, puis dans la solution commerciale.
6. Calculer la concentration massique de l'acide phosphorique dans le détartrant ; en déduire le pourcentage en masse de cet acide dans la solution commerciale.
7. A l'aide du graphique, déterminer les valeurs des constantes $\text{p}K_{a1}$ et $\text{p}K_{a2}$ associées à l'acide phosphorique. Comparer vos résultats aux valeurs tabulées.
8. Écrire l'équation de la réaction de dosage après la deuxième équivalence. Calculer la valeur de la constante K_3 de cette réaction ; commenter le résultat. Quelle conséquence ce résultat a-t-il sur la courbe tracée ?

Données :

Acide phosphorique à 298 K : $\text{p}K_{a1} = 2,1$; $\text{p}K_{a2} = 7,2$; $\text{p}K_{a3} = 12,4$

Densité par rapport à l'eau du détartrant $d = 1,16$

