

Séquence 1

Les acides et les bases

Exercices

Exercice 1 : L'acide acétylsalicylique

L'aspirine contient de l'acide acétylsalicylique, de formule $C_9H_8O_4$. On dissout un comprimé de 500 mg dans 200 mL d'eau ; la solution a un pH de 2,7

- 1) L'acide acétylsalicylique est-il un acide faible ou un acide fort ?
- 2) En déduire l'équation de la réaction de l'acide acétylsalicylique avec l'eau
- 3) Donner l'expression de la constante d'acidité du couple de l'acide acétylsalicylique

Exercice 2 : L'acide méthanoïque

1) La mesure du pH d'une solution S_1 d'acide méthanoïque HCO_2H de concentration $C_1 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donne une solution de $pH_1 = 2,91$.

- 1.1. L'acide méthanoïque est-il un acide fort ou un acide faible ?
 - 1.2. En déduire l'équation de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau
 - 1.3. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple de l'acide méthanoïque
- 2) Une solution S_2 d'acide méthanoïque est obtenue en diluant 10 fois la solution S_1 ; la mesure du pH donne $pH_2 = 3,47$
- 1.1. Donner un protocole permettant de préparer la solution S_2 à partir de la solution S_1
 - 1.2. Quelle est la concentration C_2 en acide méthanoïque dans la solution S_2 ?
 - 1.3. Calculer le coefficient de dissociation de l'acide méthanoïque dans la solution S_2 ; Conclure quant à l'effet de la dilution sur le coefficient de dissociation de l'acide

Exercice 3 : L'acide ascorbique

La vitamine C est de l'acide ascorbique de formule $C_6H_8O_6$.

On dissout un comprimé contenant une masse m d'acide ascorbique dans 200 mL d'eau ; on obtient une solution de $pH = 3$ de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en quantité de matière d'acide ascorbique

- 1) Calculer la masse m d'acide ascorbique dissoute
- 2) L'acide ascorbique est-il un acide faible ou un acide fort ?
- 3) En déduire l'équation de la réaction de l'acide ascorbique avec l'eau
- 4) Donner l'expression de la constante d'acidité du couple de l'acide ascorbique
- 5) Déterminer le pK_A du couple sachant que la constante d'acidité du couple $K_A = 8,91 \cdot 10^{-5}$
- 6) Tracer le domaine de prédominance de l'acide ascorbique
- 7) Le pH dans le verre après dissolution du comprimé est égal à 4,05. Quelle est l'espèce prédominante du couple dans la solution ?
- 8) Une fois bu, le contenu du verre se retrouve dans l'estomac avec un pH égal à 1. Quelle espèce sera prédominante ?

Exercice 4 : Acides et bases forts

1) Une solution d'acide nitrique HNO_3 de concentration apportée $C = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 2,7 à 25°C

1.1. Calculer la concentration des ions H_3O^+ et HO^- dans la solution

1.2. L'acide nitrique est-il un acide fort ou faible ? justifier la réponse

1.3. On souhaite préparer 100 mL d'une solution d'acide nitrique de concentration $5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, à partir de la solution précédente

- Déterminer le volume de la solution concentrée qu'il faut prélever.

- Quel sera le pH de la solution obtenue ?

2) L'hydroxyde de potassium KOH est une base forte ; on dispose d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1.1. Donner la définition du coefficient de dissociation d'une base ; que peut-on en déduire si la base est forte

1.2. Calculer le pH de la solution d'hydroxyde de potassium

Exercice 5 : L'acide lactique

L'acide lactique de formule $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ se forme lors de la fermentation du lactose présent dans le lait. C'est un acide faible dans l'eau. Le pH d'un lait vaut 5,4 à 25°C.

1. Calculer la concentration des ions hydronium dans ce lait.

2. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide lactique avec l'eau.

3. Donner l'expression de la constante d'acidité K_A de l'acide lactique en fonction des concentrations molaires.

4. Sachant que $K_A = 1,35 \cdot 10^{-4}$ à 25°C pour le couple de l'acide lactique, calculer son $\text{p}K_A$ ($\text{p}K_a = -\log K_a$)

5. Quelle est l'espèce chimique majoritaire dans ce lait : l'acide lactique ou sa base conjuguée ? Justifier par un schéma des domaines de prédominance.

Exercice 6 : L'hypochlorite de sodium

L'hypochlorite de sodium (Na^+ , ClO^-), désinfectant utilisé dans les piscines, appartient au couple acide hypochloreux/ion hypochlorite : $\text{HClO}_{(\text{aq})}/\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$

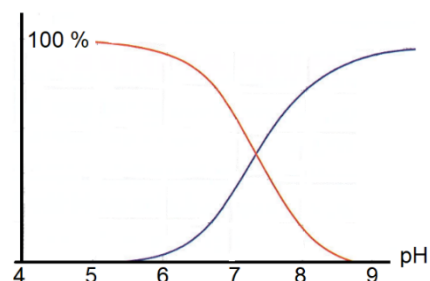
On donne le diagramme de distribution des espèces chimiques acide et basique de ce couple à 25°C

1. Que représentent les deux courbes indiquées sur le diagramme ?

2. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple

3. Déterminer le $\text{p}K_A$ du couple, puis dessiner le domaine de prédominance des espèces chimiques pour ce couple

4. La régulation du pH est essentielle dans le traitement de l'eau des piscines. Il doit être maintenu à son niveau idéal (7,2-7,6). Lors d'un contrôle du pH, on mesure une valeur élevée de 8,3, ce qui peut provoquer l'irritation des yeux des baigneurs. A ce pH, indiquer l'espèce chimique prédominante.



Exercice 7 : Nitrate et nitrite

De nombreux aliments contiennent naturellement des ions nitrates NO_3^- alors que les ions nitrites NO_2^- sont eux rajoutés dans les aliments par exemple dans les charcuteries. Ces ions favorisent la conservation des aliments. Les ions nitrites utilisés comme additifs alimentaires sont suspecter de favoriser le cancer colorectal. S'ils ne sont pas les seuls en cause dans cette maladie multifactorielle, il paraît raisonnable de limiter leur consommation.

- 1) Écrire la formule de l'acide conjugué de chacun de ces ions puis écrire les couples acide/base correspondant.
- 2) L'acide conjugué de l'ion nitrate NO_3^- est appelé acide nitrique. C'est un acide fort dans l'eau. On considère une solution aqueuse d'acide nitrique de concentration initiale $C = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$

2.1. Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau.

2.2. Quel est le pH de la solution ?

2.3. On dilue la solution précédente et on obtient un pH de 3,7

- Quelle est la concentration des ions H_3O^+ dans la solution diluée ?

- Quelle est la concentration de la solution diluée ? Comment a-t-on procédé pour réaliser la dilution

- 3) L'acide conjugué de l'ion nitrite NO_2^- est appelé acide nitreux. C'est un acide faible dans l'eau. On considère une solution aqueuse d'acide nitreux de concentration initiale $C = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le pH de la solution à l'équilibre est égal à 2,7

3.1. Montrer que l'acide nitreux est un acide faible

3.2. Écrire l'équation de la réaction de l'acide nitreux avec l'eau.

3.3. Donner l'expression de la constante d'acidité du couple de l'acide nitreux

3.4. Sachant que la valeur du pK_a est de 3,3, calculer la valeur du K_a du couple ($\text{K}_a = 10^{-\text{pK}_a}$)

3.5. Calculer la concentration des ions $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans la solution

3.6. Dédire des 3 questions précédentes la valeur du rapport $\frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$; puis montrer que dans la solution la

concentration de l'acide nitreux HNO_2 est 4 fois plus grande que la concentration des ions nitrite

Exercice 8 : Régulation du pH du sang

Le sang humain est un liquide biologique dont le pH doit être maintenu dans un intervalle de valeurs très étroit car la survie des cellules de l'organisme en dépend.

Pour une personne en bonne santé, le pH sanguin peut varier entre 7,36 et 7,44 ; cette régulation est assurée par des systèmes tampon. L'un d'entre eux fait intervenir le couple acide base acide carbonique/ion hydrogénocarbonate $\text{H}_2\text{O}, \text{CO}_{2(\text{aq})} / \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})}$

Lors d'un effort physique intense, de l'acide lactique de formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ peut se former dans les muscles et être transféré dans le sang. Le pH sanguin diminue mais le système de régulation permet de rétablir le pH du sang à une valeur proche de sa valeur initiale.

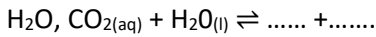
Données :

- La relation à l'équilibre entre le pH de la solution et le pK_A du couple $H_2O, CO_2(aq) / HCO_3^-(aq)$ est :

$$pH = pK_A + \log \frac{[HCO_3^-](eq)}{[H_2O, CO_2(aq)](eq)} \quad \text{Relation (1)}$$

- Le pK_A du couple acide base $H_2O, CO_2(aq) / HCO_3^-(aq)$ vaut 6,1 à la température de 37 °C.
- Rappel : si $y = \log x$ alors, $x = 10^y$.

1) Recopier et compléter la demi-équation acide-base associée au couple $H_2O, CO_2(aq) / HCO_3^-(aq)$

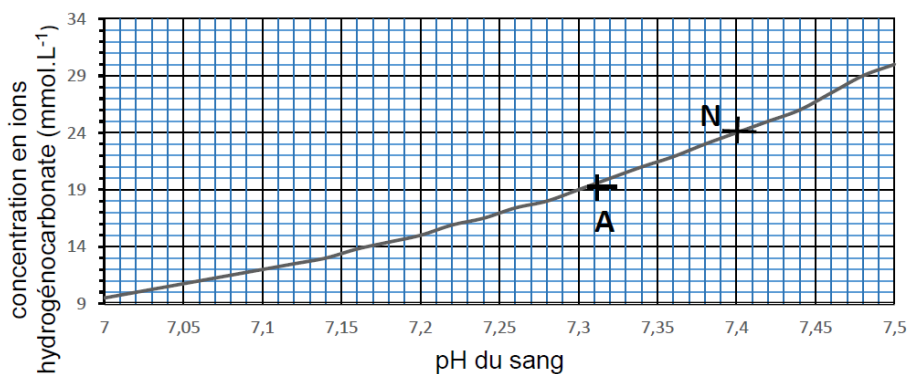


2) Représenter le diagramme de prédominance du couple $H_2O, CO_2(aq) / HCO_3^-(aq)$. En déduire quelle est l'espèce prédominante dans le sang d'un patient en bonne santé.

3) Citer les propriétés d'une solution tampon. Expliquer, dans le cas du sang humain, le rôle des systèmes tampon.

4) En cas de perturbation des mécanismes régulateurs, une variation trop importante du pH sanguin peut induire de graves conséquences sur l'état de santé d'une personne. Afin d'établir le diagnostic d'une acidose (*diminution du pH*) ou d'une alcalose (*augmentation du pH*) et proposer un traitement adapté, les médecins utilisent le diagramme de Davenport présenté ci-après. Deux patients ont réalisé des examens ; le point N correspond à un patient hospitalisé pour lequel les examens sont normaux et le point A correspond aux résultats obtenus pour un second patient hospitalisé.

Diagramme de Davenport



Déterminer la valeur du pH du sang et la concentration en ions hydrogénocarbonate dans le sang du patient pour lequel les examens sont normaux.

5) À l'aide de la relation (1), déterminer la concentration en acide carbonique $H_2O, CO_2(aq)$ dans le sang du patient pour lequel les examens sont normaux.

6) Préciser, en expliquant la réponse, si le médecin diagnostiquera une acidose ou une alcalose dans le cas du patient pour lequel les résultats correspondent au point A. Préciser si un traitement s'avère nécessaire pour revenir à un état normal.

7) À l'aide de la relation (1), expliquer si une hyperventilation (succession rapide de grandes inspirations et expirations) peut être recommandée comme traitement de ce patient pour un retour à l'état normal.