

Nom :

6 octobre 2018

T<sup>ale</sup> S

## DS n°1 DE PHYSIQUE-CHIMIE

Durée 2h – Aucun document – Calculatrices autorisées en mode examen  
Tout sujet non rendu avec la copie sera pénalisé de 1 point - Le barème indiqué sur 20 points est approximatif  
le sujet comporte 3 exercices répartis sur 4 pages.

### CONSIGNES à RESPECTER

- les réponses doivent être justifiées.
- les expressions littérales doivent être encadrées avant l'application numérique.
- les résultats numériques doivent être soulignés, les unités précisées et le nombre de chiffres significatifs cohérent.
- ne jamais rester bloqué plus de 5 minutes sur une question

## Exercice 1 : Aie j'ai une crampe ! [/10]

Lors du métabolisme basal de l'homme, l'énergie nécessaire provient de la transformation en milieu oxygéné du glucose en dioxyde de carbone et eau. Le dioxyde de carbone est transporté par le sang jusqu'aux poumons où il est alors éliminé par ventilation. Lors d'un effort physique intense, les besoins énergétiques des muscles augmentent : le métabolisme basal augmente ainsi que la ventilation. Dans certains cas, lorsque la ventilation est insuffisante, l'énergie nécessaire au fonctionnement du muscle devient insuffisante : la crampe apparaît. Il se forme, dans la cellule musculaire, de l'acide lactique qui lorsqu'il passe dans le sang, provoque une diminution locale de son pH du fait de la création en abondance de dioxyde de carbone dissous dans le sang. Cette diminution du pH sanguin déclenche des ordres hypothalamiques qui vont amplifier la ventilation.

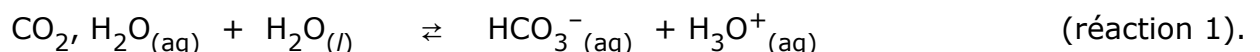
Le but de cet exercice est d'expliquer, de façon très simplifiée, les processus mis en jeu lors de l'apparition d'une crampe.

### Partie A : pH du sang et maintien de sa valeur :

Le sang est constitué d'un liquide plasmatique (contenant entre autres les globules et les plaquettes), qui peut être assimilé à une solution aqueuse ionique dont le pH (d'une valeur voisine de 7,4) est quasiment constant et ne peut subir que de très faibles fluctuations. Dans le cas contraire, de fortes fluctuations nuiraient gravement à la santé.

Le maintien de la valeur du pH se fait par deux processus :

- Le premier met en œuvre un ensemble d'espèces chimiques régulatrices dont notamment le couple acide-base  $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$  (couple dioxyde de carbone dissous / ion hydrogénocarbonate) grâce à l'équilibre :



- Le deuxième processus physico-chimique est la respiration.

A une température de 37°C on donne :

- pH d'un sang artériel « normal » : 7,4
- $\text{pKa}(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-) = 6,1$

## Le couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$

1. Donner l'expression de la constante d'acidité  $K_{a_1}$  associée au couple régulateur (réaction 1). Démontrer alors que 
$$\text{pH} = \text{p}K_{a_1} + \log \left( \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} \right)$$
2. Calculer alors la valeur du rapport  $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$  dans le sang artériel normal.
3. Lors d'un effort physique, la concentration en dioxyde de carbone dissous dans le sang, au voisinage du muscle, augmente. Comment devrait varier le pH du sang ?
4. Établir un diagramme de prédominance pour le couple  $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$

## L'acide lactique

L'acide lactique a pour formule  $\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$ . Sa base conjuguée est l'ion lactate  $\text{CH}_3\text{-CHOH-COO}^-$ .

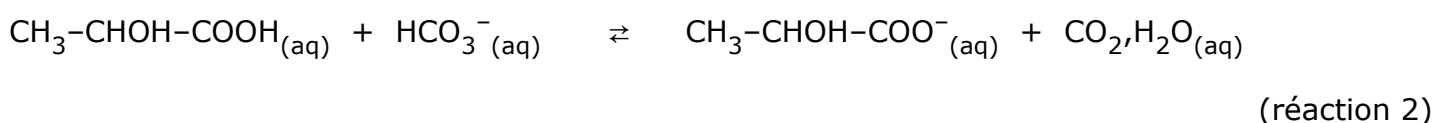
5. Donner la définition d'un acide selon Brønsted.
6. Écrire l'équation de la réaction de l'acide lactique avec l'eau.

Dans la cellule musculaire, l'acide lactique est formé à partir de l'acide pyruvique de formule  $\text{CH}_3\text{-CO-COOH}$ . La transformation produite est une oxydoréduction faisant intervenir le couple acide pyruvique / acide lactique.

7. Écrire la demi-équation électronique associée au couple.
8. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction de l'acide pyruvique dans la cellule musculaire ?

## Partie B : Variation locale du pH sanguin en l'absence des processus de maintien :

Lorsque l'acide lactique produit dans la cellule musculaire est en partie transféré dans le sang, il réagit avec les ions hydrogénocarbonate selon l'équation :



### Données à 37°C :

- Pour le sang avant l'effort :
- $[\text{HCO}_3^-]_i = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
  - $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_i = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
  - $\text{p}K_a (\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-) = \text{p}K_{a_1} = 6,1$
  - $\text{p}K_a (\text{acide lactique} / \text{ion lactate}) = \text{p}K_{a_2} = 3,6$

On considère un volume  $V=100 \text{ mL}$  de sang « après » effort dans lequel apparaît  $n_0 = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$  d'acide lactique. Pour la fin de l'exercice, on notera AH l'acide lactique, et  $A^-$  sa base conjuguée.

9. Montrer que la réaction 2 est une réaction acidobasique.
10. En supposant que la réaction est totale, montrer que la quantité de dioxyde de carbone à l'état final est  $n_f(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}) = 4,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .
11. Calculer alors pour le sang après effort :  $[\text{HCO}_3^-]_f$  et  $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_f$ .
12. En déduire la valeur du pH du sang « après » à l'aide de la relation établie à la question 1. Conclure.
13. En réalité, la réaction n'est pas totale, elle est équilibrée. La constante d'équilibre d'une réaction équilibrée est égale au rapport entre le produit des concentrations des espèces chimiques obtenues et le produit des concentrations des réactifs. Montrer en vous aidant des expressions des constantes d'acidités des deux couples mis en jeu, que la constante d'équilibre  $K$  s'écrit c:  $K = \frac{K_{a_2}}{K_{a_1}}$  et calculer sa valeur.

## Exercice 2 : Les acides aminés [/6]

Le pH d'une solution d'alanine de concentration  $C = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  est 6,1.

Les  $\text{p}K_a$  de cet acide  $\alpha$ -aminé, de formule  $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$  sont 2,4 et 9,9.

1. Écrire la formule semi-développée de l'alanine.
2. Déterminer les concentrations en ions oxonium et hydroxyde de cette solution d'alanine.
3. Écrire les différentes formes acido-basiques de l'alanine en considérant que le  $\text{p}K_a$  de 2,4 correspond au couple  $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COOH} / \text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COO}^-$
4. Établir le diagramme de prédominance de l'alanine.
5. Justifier à l'aide de ce diagramme que la forme sous laquelle se trouve l'alanine en solution est bien le zwitterion.
6. On souhaite que le pH augmente jusqu'à 9,9. Doit-on ajouter un acide fort ou une base forte ? Justifier.
7. À ce pH de 9,9 ; quelles sont les formes de l'alanine dont les concentrations sont égales.

### Exercice 3 : Une solution tampon [/4]

On considère une solution tampon fabriquée à partir du couple de l'ammoniac.

Données :

- pKa, à 25 °C, du couple  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  : 9,2
- Masse molaire du chlorure d'ammonium,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  :  $M = 53,5 \text{ g.mol}^{-1}$
- Produit ionique de l'eau :  $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$

1. Indiquer les propriétés d'une solution tampon.
2. Écrire les équations des réactions de l'ammoniac et de l'ion ammonium avec l'eau.
3. Calculer la valeur du rapport des concentrations  $\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$  dans le mélange tampon lorsque le pH est égal à 10,0.
4. Déterminer la masse de la poudre de chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$  à dissoudre, sans variation notable de volume, dans un litre de solution d'ammoniac à  $2,00 \text{ mol.L}^{-1}$  pour réaliser une solution tampon de pH = 10,0.

DEFI :

Par mégarde, au lieu de verser la poudre de chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , dans la solution d'ammoniac, 20g de celle-ci ont été mis dans un litre d'eau distillée.

5. Écrire la réaction qui a eu lieu puis calculer le pH de la solution obtenue ?