

Exercice de contrôle – Solutions aqueuses
Vendredi 8 Septembre

pH du sang et effort musculaire à T = 37°C

Données à 37°C

- L'acide lactique ($\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$) est un monoacide faible de constante d'acidité $K_a = 1,38 \cdot 10^{-4}$.
- H_2CO_3 (aq) est un diacide faible de constantes d'acidité : $K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-) = 4,3 \cdot 10^{-7}$
et $K_{a2}(\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}) = 5,6 \cdot 10^{-11}$
- Produit ionique de l'eau : $K_e = 2,4 \cdot 10^{-14}$

Le pH du sang est tamponné par le couple $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$. Dans le sang d'une personne au repos, les concentrations en HCO_3^- et H_2CO_3 sont respectivement de $0,027 \text{ mol.L}^{-1}$ et $0,0014 \text{ mol.L}^{-1}$.

Q1. Calculer le pH du sang, à l'état de repos. Montrer que l'espèce CO_3^{2-} est négligeable.

- milieu tamponné : le pH est imposé par le mélange des espèces H_2CO_3 et HCO_3^- .

$$pH = pK_{a1} + \log \left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \right)$$

A.N. $pH = -\log(4,3 \cdot 10^{-7}) + \log \left(\frac{0,027}{0,0014} \right) = 7,65$

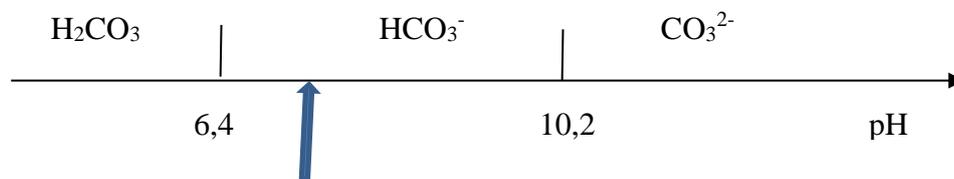
pH = 7,6

- Concentration des ions carbonate : utiliser l'expression de K_{A2} ,

$$K_{a2} = \frac{h[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}, \text{ d'où } \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{K_{a2}}{h}$$

A.N. : $\frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{5,6 \cdot 10^{-11}}{10^{-7,6}} = 2,2 \cdot 10^{-3}$

CO_3^{2-} est bien négligeable devant HCO_3^- (et aussi devant H_2CO_3 !)

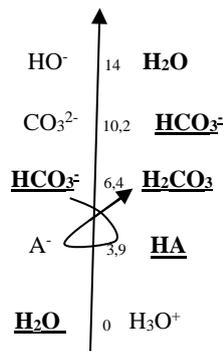


Q2. Au cours d'efforts physiques importants, il se forme de l'acide lactique, noté HA dans les muscles. Cet acide passe dans le sang où pour être éliminé, il doit être transformé en ions lactates, notés A^- , par :



a) Pourquoi est-ce presque exclusivement la réaction (T) qui élimine HA ? Les autres réactions sont négligées.

Lorsque l'acide lactique passe dans le sang, on se trouve en présence d'une solution contenant les espèces acido-basiques : H_2CO_3 , HCO_3^- et HA . La réaction (T) représente alors la **RP**, ceci explique que ce soit la seule à être considérée.



b) Calculer sa constante d'équilibre ; conclure.

La constante d'équilibre se déduit des constantes d'acidité : $K^\circ = \frac{K_a(\text{HA}/\text{A}^-)}{K_a(\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-)}$

$$K^\circ = 1,38 \cdot 10^{-4} / 4,3 \cdot 10^{-7} = 3,2 \cdot 10^2$$

$$K^\circ = 3,2 \cdot 10^2$$

$K^\circ > 1$: c'est donc une réaction avancée.

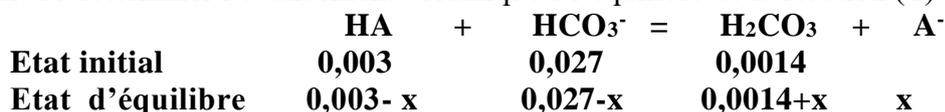
Q3. Après un effort violent, l'acide lactique passe dans le sang à raison de **0,003 mol.L⁻¹**.

a) Indiquer le sens de variation du pH dans le sang.

Introduction d'acide : **pH diminue**

b) Calculer les concentrations à l'équilibre des espèces H_2CO_3 , HCO_3^- , HA et A^- .

Il suffit de déterminer l'avancement volumique à l'équilibre de la réaction (T) :



L'équation vérifiée par x est donnée par la LAM : $K^\circ = \frac{x(0,0014+x)}{(0,003-x)(0,027-x)}$

Ou $x^2(1-K^\circ) + x(0,0014 - K^\circ(0,003+0,027)) - 0,003 \cdot 0,0027 \cdot K^\circ = 0$

La résolution conduit à $x = 2,99 \cdot 10^{-3} \approx 3,0 \cdot 10^{-3}$

La réaction est quantitative : HA est pratiquement consommé en totalité

On en déduit :

$[\text{A}^-] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$	$[\text{HA}] = 1,71 \cdot 10^{-6} \text{ molL}^{-1}$
$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ molL}^{-1}$	$[\text{HCO}_3^-] = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ molL}^{-1}$

c) Calculer le pH du sang après cet effort.

Le pH vérifie la relation $\text{pH} = \text{p}K_{a1} + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}\right)$ ou $\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$

$$\text{pH} = 7,1$$

6) Ce pH est en fait régulé par les concentrations des espèces carbonées ; à votre avis comment

Après l'effort, on continue à respirer, ce qui contribue à réguler les quantités d'espèces carbonées