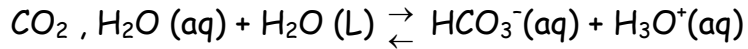


Aie ! J'ai une crampe ... (Polynésie 2004, 6,5 points)

1 - pH du sang et maintien de sa valeur :

a) Constante d'acidité K_{A1} associée au couple régulateur (réaction 1)



$$K_{A1} = \frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})]_{\text{éq}}}$$

Relation entre le pH et le $\text{p}K_{A1}$ du couple $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$:

$$\text{p}K_{A1} = -\log K_{A1} = -\log \left(\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})]_{\text{éq}}} \right)$$

$$\text{p}K_{A1} = -\log \left(\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})]_{\text{éq}}} \right) - \log([\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_{\text{éq}})$$

$$\text{p}K_{A1} + \log \left(\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})]_{\text{éq}}} \right) = \text{pH}$$

Remarque: ne pas oublier l'indice 'eq' qui signifie que les concentrations sont atteintes à l'équilibre.

b) [Vidéo](#)

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = ?$$

dans le sang artériel normal.

$$pK_{A1} + \log \left(\frac{[\text{HCO}_3^- (\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} (\text{aq})]_{\text{éq}}} \right) = \text{pH}$$

$$\text{pH} - pK_{A1} = \log \left(\frac{[\text{HCO}_3^- (\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} (\text{aq})]_{\text{éq}}} \right)$$

$$\frac{[\text{HCO}_3^- (\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} (\text{aq})]_{\text{éq}}} = 10^{\text{pH} - pK_{A1}} = 10^{7,4 - 6,1} = 20$$

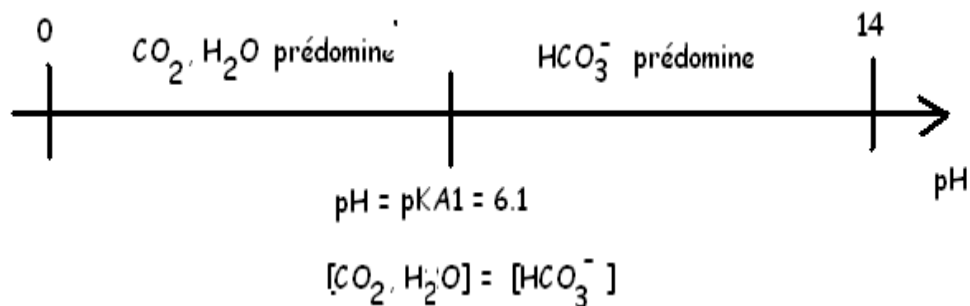
$$\log \left(\frac{[\text{HCO}_3^- (\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} (\text{aq})]_{\text{éq}}} \right) \text{ diminue}$$

$$\text{or } \text{pH} = pK_{A1} + \log \left(\frac{[\text{HCO}_3^- (\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} (\text{aq})]_{\text{éq}}} \right)$$

donc pH diminue (pK_{A1} est constant)

c)

d) Diagramme de prédominance du couple CO₂, H₂O / HCO₃⁻

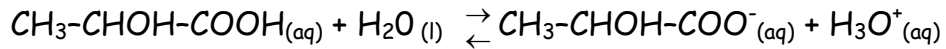


Remarque: il existe une autre couple acide base HCO₃⁻ / CO₃²⁻ qui intervient dans le diagramme de prédominance ci dessus mais, par soucis de simplicité, on ne l'écrira pas.

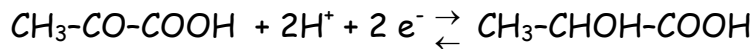
2. L'acide lactique

2.1 Un acide selon Brönsted est une espèce capable de céder un proton H⁺.

2.2 Equation de la réaction de l'acide lactique avec l'eau.



2.3 Demi-équation électronique associée au couple.



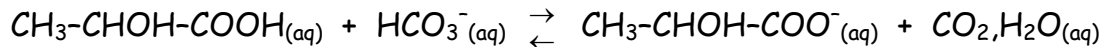
Il s'agit d'une réduction de l'acide pyruvique car il gagne deux électrons.

3. Variation locale du pH sanguin en l'absence des processus de maintien :

3.1. Vidéo

Calculer la constante d'équilibre K de la réaction 3.

$$K = \frac{[\text{lactate}]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \cdot [\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{acide lactique}]_{\text{éq}} \cdot [\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}} = \frac{K_{a2}}{K_{a1}} = 10^{-\text{p}K_{a2} + \text{p}K_{a1}} = 10^{-3.6 + 6.1} = 10^{2.5} = 3,2 \times 10^2$$



3.2.

Avancement (mol)	$\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} = \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})}$			
État initial x=0 n (mol)	$n_0 = 3.10^{-4}$	$[\text{HCO}_3^-]_i \cdot V = 2,7 \times 10^{-3}$	0	$[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_i V = 1,4 \times 10^{-4}$

État intermédiaire x	$3.10^{-4} - x$	$2,7 \times 10^{-3} - x$	x	$1,4 \times 10^{-4} + x$
État final $x = x_{\max}$	$3.10^{-4} - x_{\max} = 0$	$2,7 \times 10^{-3} - x_{\max} =$ $2,4 \times 10^{-3}$	$x_{\max} = 3.10^{-4}$	$1,4 \times 10^{-4} + x_{\max} =$ $4,4.10^{-4}$

Si AH est réactif limitant alors $3.10^{-4} - x_{\max} = 0$ alors $x_{\max} = 3.10^{-4}$ mol
 Si HCO_3^- est réactif limitant alors $2,7 \times 10^{-3} - x_{\max} = 0$ alors $x_{\max} = 24.10^{-4}$ mol.

AH est donc réactif limitant car il conduit à l'avancement maximal le plus faible, $x_{\max} = 3.10^{-4}$ mol.

$$[\text{HCO}_3^-]_f = \frac{n_f}{V} = \frac{24.10^{-4}}{0,100} = 2,4.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.3. $[\text{HCO}_3^-]_f$ et $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_f$.

$$[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_f = \frac{n'_f}{V} = \frac{4,4.10^{-4}}{0,100} = 4,4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.4. En utilisant la relation établie au 1.1.a) calculer le pH local du sang après effort.

$$\text{pH} = \text{p}K_{A1} + \log \left(\frac{[\text{HCO}_3^- (\text{aq})]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq})]_{\text{éq}}} \right)$$

$$\text{pH} = 6.1 + \log \left(\frac{2,4 \cdot 10^{-2}}{4,4 \cdot 10^{-3}} \right) = 6,8$$

pH(avant effort) = 7,4 > pH(après effort) = 6.8. L'effort musculaire acidifie le sang et provoque les crampes.