



Aïe ! J'ai une crampe

Transport du dioxygène dans le sang

Transport du dioxygène dans l'organisme par l'hémoglobine du sang

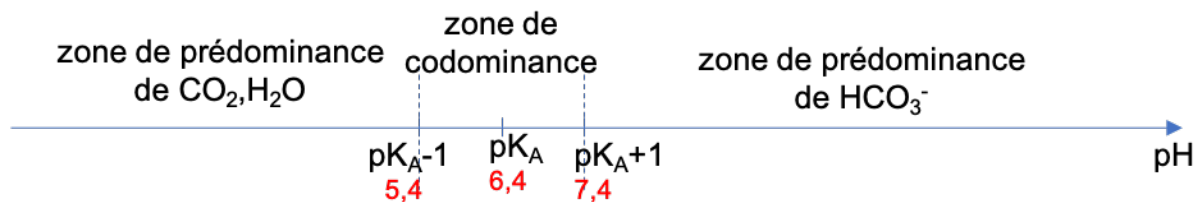
- $n_0 = \frac{m}{M(\text{Hb})} = \frac{15}{1,6 \cdot 10^4} = 9,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- D'après l'équation de la réaction, sachant que Hb est le réactif limitant, on a $x_{\max} = n_0 = 9,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- $\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}} \Rightarrow x_f = \tau_f x_{\max} = 0,97 \times 9,4 \cdot 10^{-4} = 9,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
- D'après l'équation de la réaction, $n(\text{HbO}_2)_f = x_f = 9,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.
- $V_S = 50V \Rightarrow n_S = 50n(\text{HbO}_2)_f = 4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

Libération du dioxygène au niveau des organes

- $Q_{r1} = \frac{[\text{HbO}_2]_1 C_0}{[\text{Hb}]_1 [\text{O}_2]_1} = \frac{9,1 \cdot 10^{-3} \times 1,0}{2,8 \cdot 10^{-4} \times 3,6 \cdot 10^{-5}} = 9,0 \cdot 10^5$
- $Q_{r1} > K_1 \Rightarrow$ La réaction (1) évolue dans le sens indirect :
 $\text{HbO}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Hb}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{aq})$

Et lors d'un effort musculaire ?

- $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
-



- $7,4 \geq 6,4 + 1 \Rightarrow$ On se trouve dans la zone de prédominance de l'ion hydrogénocarbonate, HCO_3^- .
- La dissolution du dioxyde de carbone dans le sang entraîne une augmentation de la concentration en $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}$. Or $pH = pK_A + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$. D'où $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}] \nearrow \Rightarrow \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} \searrow \Rightarrow pH \searrow$
- $K_3 = \frac{[\text{O}_2]_{\text{eq}} C_0}{[\text{HbO}_2]_{\text{eq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}$; $Q_{r3} = \frac{[\text{O}_2]_3 C_0}{[\text{HbO}_2]_3 [\text{H}_3\text{O}^+]_3}$

L'apport d'ions H_3O^+ par la réaction (2) entraîne une augmentation de leur concentration et donc une diminution du quotient de réaction. On a alors $Q_{r3} < K_3 \Rightarrow$ Le système évolue dans le sens direct : le dioxygène est libéré, et les ions H_3O^+ sont consommés, ce qui entraîne une augmentation du pH et donc en limite la variation.



Solution tampon

Solution tampon et dilution

- $pH_{4,0} = 4,0$; $pH_{4,0 \times 2} = 4,0$; $pH_{4,0 \times 4} = 4,0$; $pH_{4,0 \times 10} = 4,0$
 - $pH_{10} = 10$; $pH_{10 \times 2} = 10$; $pH_{10 \times 4} = 10$; $pH_{10 \times 10} = 10$
 - $pH_A = 5$; $pH_{A \times 2} = 5,3$; $pH_{A \times 4} = 5,6$; $pH_{A \times 10} = 6$
 - $pH_B = 9$; $pH_{B \times 2} = 8,7$; $pH_{B \times 4} = 8,4$; $pH_{B \times 10} = 8$
13. Si la dilution fait tendre le pH d'une solution acide ou basique vers 7, elle n'a pas d'influence sur le pH d'une solution tampon.

Solution tampon et ajout d'un acide fort

- $pH_{10} = 10$ quel que soit le volume d'acide chlorhydrique ajouté.
 - $pH_{B0} = 9$; $pH_{B1} = 8,9$; $pH_{B2} = 8,75$; $pH_{B3} = 8,6$; $pH_{B4} = 8,3$; $pH_{B5} = 7$
14. L'ajout d'un acide fort n'a que peu d'influence sur le pH d'une solution tampon.

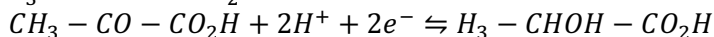
Solution tampon et ajout d'une base forte

- $pH_{4,8} = 4,0$ quel que soit le volume de soude ajouté.
 - $pH_{A0} = 5$; $pH_{A1} = 5,1$; $pH_{A2} = 5,25$; $pH_{A3} = 5,4$; $pH_{A4} = 5,7$; $pH_{A5} = 7$
15. L'ajout d'une base forte n'a que peu d'influence sur le pH d'une solution tampon.

Effet Tampon et crampe

16. La molécule d'acide lactique possède deux groupes fonctionnels : un groupe carboxyle en position 1 et un groupe hydroxyle en position 2.

17. $CH_3 - CO - CO_2H / CH_3 - CHOH - CO_2H$:



L'acide pyruvique est réduit en acide lactique dans la cellule musculaire.

18. Dans la théorie de Brönsted, un acide est une espèce chimique susceptible de libérer un ion H^+ .

19. $CH_3 - CHOH - CO_2H_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3 - CHOH - CO_2^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

$$20. K_A = \frac{[CH_3 - CHOH - CO_2^-]_{eq} [H_3O^+]_{eq}}{[CH_3 - CHOH - CO_2H]_{eq}} = \frac{\left(\frac{x_f}{V}\right)\left(\frac{x_f}{V}\right)}{\left(\frac{n_0 - x_f}{V}\right)} = \frac{x_f^2}{v(n_0 - x_f)}$$

$$21. x_f^2 + VK_A x_f - VK_A n_0 = 0 \Rightarrow x_f^2 + 10^{-4,6} x_f - 3,0 \cdot 10^{-8,6} = 0 \Rightarrow x_f = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = \frac{x_f}{V} = \frac{7,5 \cdot 10^{-5}}{100 \cdot 10^{-3}} = 7,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1} \Rightarrow pH = 3,1$$

$$22. H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)} \rightarrow CO_2, H_2O_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$K = \frac{1}{K_A(CO_2, H_2O / HCO_3^-)} = 10^{6,1} \gg 10^2 \Rightarrow \text{On peut considérer cette réaction comme totale.}$$

$$23. n_0(HCO_3^-) = [HCO_3^-]V = 2,7 \cdot 10^{-2} \times 100 \cdot 10^{-3} = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_0(H_3O^+) = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Rq : On ne prend en compte ici que les ions oxonium apportés par la réaction de l'acide lactique avec l'eau, pas ceux déjà présents initialement.

$$n_0(CO_2, H_2O) = [CO_2, H_2O]V = 1,4 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

D'après l'équation de la réaction, l'ion oxonium est le réactif limitant.

$$\Rightarrow x_f = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \begin{cases} n_f(HCO_3^-) = n_0(HCO_3^-) - x_f = 2,7 \cdot 10^{-3} + 7,5 \cdot 10^{-5} = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ n_f(CO_2, H_2O) = n_0(CO_2, H_2O) + x_f = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{cases}$$

$$\Rightarrow pH = pK_A(CO_2, H_2O / HCO_3^-) + \log \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2, H_2O]} = 6,1 + \log \frac{2,6 \cdot 10^{-3}}{2,2 \cdot 10^{-4}} = 7,2$$