

n°29 p356 Réaction dans le plasma sanguin

1. $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$
2. Les ions oxonium libérés vont réagir avec les ions HPO_4^{2-} et donc faire diminuer leur concentration : $[\text{HPO}_4^{2-}]_f = 0,28 - 0,05 = 0,23 \text{ mol.L}^{-1}$

Les ions HPO_4^{2-} se transforment en leur acide conjugué. La concentration en ions H_2PO_4^- augmente donc :

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-]_f = 0,17 + 0,05 = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$$

3. a. $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]_f}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]_f} \right)$
 $= 7,2 + \log 0,23/0,22$
 $\approx 7,2$

3. b. Dans l'eau pure, on aurait $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_f$
 $= -\log 0,05 = 1,3$

4. Le pH du plasma varie très peu par ajout d'acide (variation = $7,4 - 7,2 = 0,2$) : le plasma se comporte donc comme une solution tampon.

n°31 p 357 Acide lactique

1. C'est un milieu tampon.

2. a. $K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$

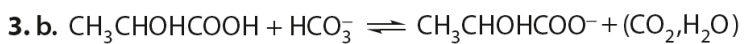
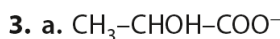
b. $\text{pK}_a = -\log K_a = -\log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$
 $= -\log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} - \log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$
 $= -\log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} + \text{pH}$

D'où : $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$

c. D'après 2.b) : $\log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} = \text{pH} - \text{pK}_a$

Ainsi : $\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_a}$

AN: $\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} = 10^{7,4 - 6,1} = 20$



4. a. Il y a formation de CO_2 d'après la réaction précédente.

b. Si $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]$ augmente, alors le rapport $\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$ diminue

donc $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$ diminue.

c. C'est bien ce qu'indique le texte : « diminution locale du pH ».

5. a. $\text{pH} = 6,1 + \log \frac{2,4 \times 10^{-2}}{4,4 \times 10^{-3}} = 6,8$

b. Avant effort $\text{pH} = 7,4$: on vérifie bien que le pH a diminué.