

Correction exercices réactions acidobasiques

9 11 13 14 15 19 21 23 27 29 31 33 34 p 342-347

Exercice 9 p 340

Plus le pH de la solution est faible, plus la concentration en ion oxonium est grande. Du coup :

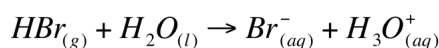
$$[H_3O^+] = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L pour la solution A}$$

$$[H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L pour la B}$$

$$[H_3O^+] = 5,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L pour la C}$$

Exercice 11 p 340

La réaction étudiée est modélisée par l'équation :



1)

État	Avancement x	HBr _(g)	+	H ₂ O _(l)	=	Br ⁻ _(aq)	+	H ₃ O ⁺ _(aq)	
État initial	0	n _i (HBr)		Solvent		0		0	
État int	x	n _i (HBr) - x					x		x
État final	x	n _i (HBr) - x _f					X _f		X _f

2)

Si la réaction est totale, on peut écrire :

$$x_{\max} = n_i(HBr_{(g)}) = C \cdot V$$

Si la réaction est partielle, on peut écrire :

$$x_f = n_f(H_3O^+) = [H_3O^+]_f \cdot V = 10^{-pH} \cdot V$$

Application numérique :

$$x_{\max} = 2,51 \cdot 10^{-3} \cdot 50,0 \cdot 10^{-3} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$x_f = 10^{-2,6} \cdot 50,0 \cdot 10^{-3} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

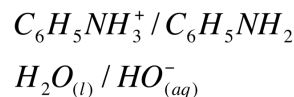
2) On peut calculer le taux d'avancement final :

$$X_f = x_{\max}$$

On peut donc considérer que toutes les molécules de bromure d'hydrogène ont réagi avec l'eau. La réaction est totale (ou quasi-totale). Le bromure d'hydrogène est donc un acide fort qui réagit totalement dans l'eau. Dans l'écriture de l'équation, on représente une seule flèche qui va de la gauche vers la droite.

Exercice 13 p 341

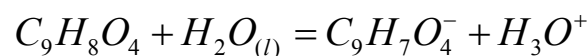
1) Les couples mis en jeu dans cette réaction sont :



- 2) Lors de cette réaction acido-basique, c'est l'aniline qui a capté un proton. Par définition de Brönsted, l'aniline est donc une base faible.
- 3) L'aniline, base du premier couple, a capté le proton libéré par l'eau, acide du second couple. Il y a donc eu un échange de proton entre une base faible et un acide faible appartenant à des couples acide / base différents.

Exercice 14 p 341

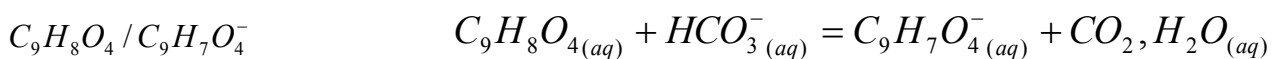
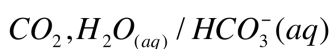
1) Equation de la réaction entre l'aspirine et l'eau :



2) Equation de dissolution de l'hydrogénocarbonate de sodium :



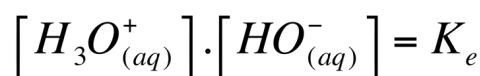
3) Les deux couples acide-base qui participent sont :



- 4) L'effervescence observée lors de la dissolution du comprimé dans l'eau est due à la production de dioxyde de carbone sous forme gazeuse. D'abord dissout dans l'eau, ce dioxyde de carbone devient gazeux lorsqu'il atteint sa limite de solubilité dans l'eau (apparition de bulle de gaz dans de la solution).

Exercice 15 page 341

1 . Par définition, le produit ionique de l'eau s'écrit :



2 . On a :

$$pK_e = -\log K_e = -\log(2,4 \cdot 10^{-14}) = 13,6$$

3 . Dans une solution neutre, les concentrations en ions oxonium et hydroxyde sont identiques. On a :

$$[H_3O^+]_f = [OH^-]_f$$

$$\text{Alors } K_e = [H_3O^+]_f \cdot [OH^-]_f = [H_3O^+]_f \cdot [H_3O^+]_f = [H_3O^+]^2$$

$$\text{D'où } [H_3O^+_{(aq)}] = \sqrt{K_e} = \sqrt{2,4 \cdot 10^{-14}} = 1,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

et donc :

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1,5 \cdot 10^{-7}) = 6,8$$

4 . A 37°C, le pH de la salive vaut 6,85 :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6,85} = 1,4 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{cette concentration est inférieure à celle calculée en 3.}$$

$[H_3O^+]$ diminue ce qui veut dire que l'on est en milieu basique

OU

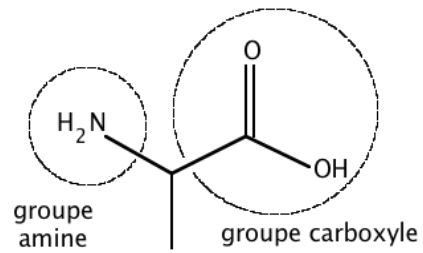
$$pH_{\text{neutre}} = 6,8 < pH_{\text{sol}} = 6,85$$

A cette température, la salive peut être considérée comme une solution aqueuse très légèrement basique.

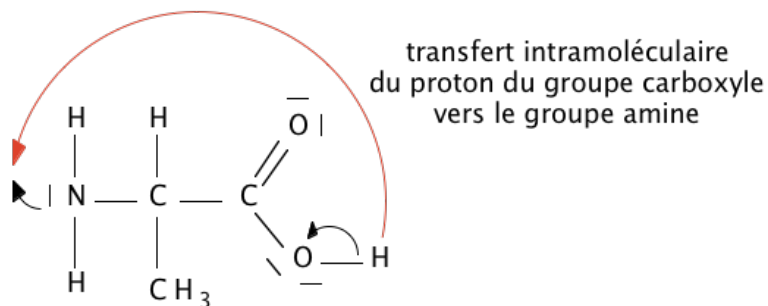
Exercice 19 p 342

Voir livre page 332 du cours

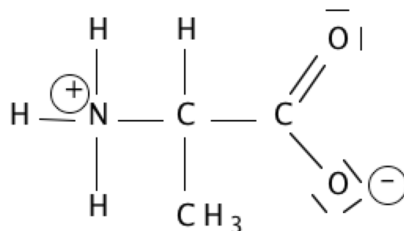
- 1) On peut identifier au sein de cette molécule les groupes caractéristiques suivants :
- Un groupe amine
 - Un groupe carboxyle



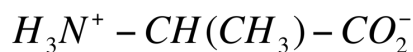
- 2) Réaction acido-basique intramoléculaire :



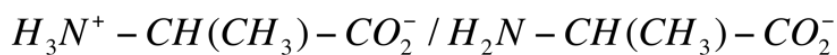
On obtient un ion dipolaire nommé « amphion » (ou zwitterion) :



que l'on peut noter :



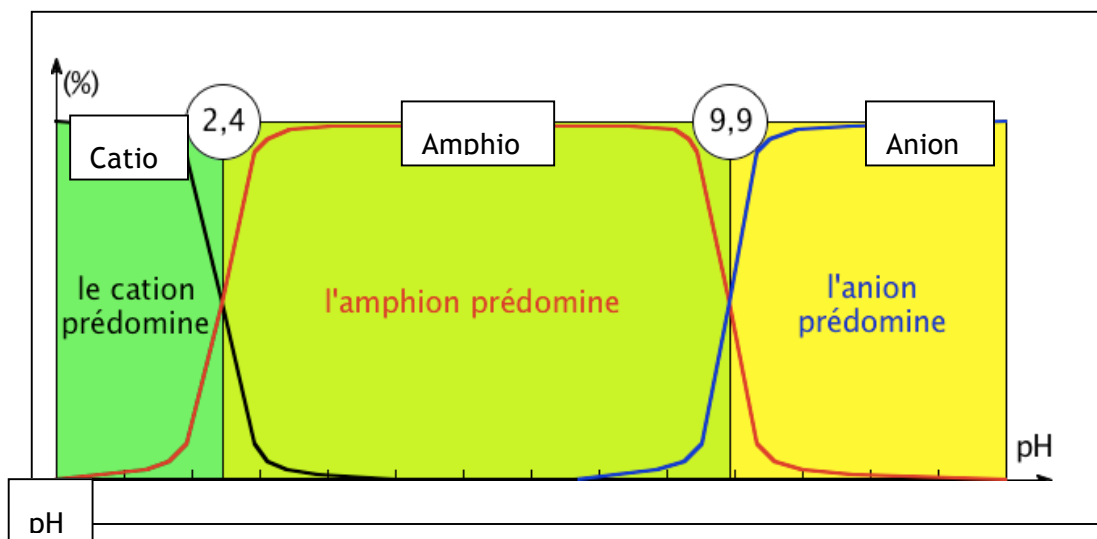
- 3) Ampholyte, l'amphion peut donc jouer le rôle d'acide, dans le couple amphion / anion :



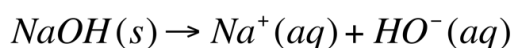
ou le rôle de base, dans le couple cation / amphion :



- 4) Diagramme de prédominance et de distribution de l'alanine :

**Exercice 21 p 342**

1) Equation de dissolution :



2) La dissolution est totale, et on a donc :

$$C = [\text{HO}^-]_f$$

Or par définition, on a toujours en solution aqueuse :

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]}$$

$$pH = -\log\left(\frac{K_e}{[\text{HO}^-]}\right) = -\log\left(\frac{K_e}{C}\right) = -\log K_e + \log C$$

On peut donc écrire :

$$pH = 14 + \log C$$

On trouve ainsi : $pH = 14 + \log(5,0 \cdot 10^{-2}) = 12,7$

3) On dilue dix fois la solution d'hydroxyde de sodium : la concentration molaire en ion hydroxyde est divisée par dix.

$$pH' = 14 + \log C' = 14 + \log \frac{C}{10} = 13 + \log C = pH - 1 = 11,7$$

Exercice 23 p 342

1. La N,N-diméthyl-méthanamine est la base du couple : $(CH_3)_3N^+H / (CH_3)_3N$

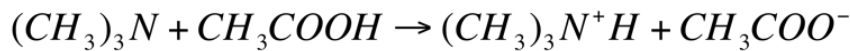
La demi-équation acido-basique qui lui est associée est : $(CH_3)_3N^+H = (CH_3)_3N + H^+$

2. L'acide éthanoïque est l'acide du couple : CH_3COOH / CH_3COO^-

La demi-équation acido-basique qui lui est associée est : $CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$

3. On ajoute du vinaigre dans le court-bouillon du poisson car cela fait réagir la

N,N-diméthyl-méthanamine libérée par le poisson avec l'acide éthanoïque présent dans le vinaigre. Cette réaction peut s'écrire :



La N,N-diméthyl-méthanamine est peu soluble dans l'eau et volatile. L'acide conjugué, obtenu grâce à la réaction ci-dessus est soluble dans l'eau et non volatil. On se débarrasse ainsi de l'odeur désagréable de l'amine lors de la cuisson.

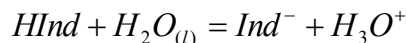
Exercice 27 p 343

1) La courbe rouge correspond à la forme acide HInd de l'indicateur. En effet, c'est l'espèce la plus présente en solution pour un pH inférieur à 4. La courbe bleue qui indique un fort pourcentage d'espèce pour des pH importants correspond à la forme basique Ind⁻ de l'indicateur.

2) La constante d'acidité du couple HInd / Ind⁻ s'écrit :

$$K_a = \frac{[Ind^-] \cdot [H_3O^+]}{[HInd]}$$

d'après la réaction acido-basique de l'acide HInd sur l'eau :



On a donc :

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[HInd]}{[Ind^-]}$$

$$-\log [H_3O^+] = pH = -\log \left(K_a \frac{[HInd]}{[Ind^-]} \right) = -\log K_a - \log \frac{[HInd]}{[Ind^-]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[Ind^-]}{[HInd]}$$

On peut en déduire que :

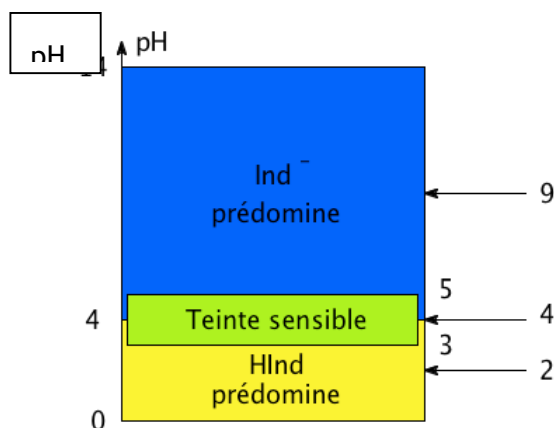
$$\text{Si } [\text{Ind}^-] = [\text{HInd}]$$

$$\text{alors : } \text{pH} = \text{p}K_a$$

Sur le diagramme de prédominance, l'intersection des 2 courbes correspond à un $\text{pH} = 4$. La solution aqueuse de bleu de bromophénol contient alors autant de bleu de bromophénol sous la forme acide (couleur jaune) que sous la forme basique (couleur bleue) : le $\text{p}K_a$ du BBT vaut donc

4.

3) Diagramme « coloré » de... pas vraiment prédominance mais ce n'est pas grave :



Il permet de répondre à la question :

4)

Si $\text{pH} = 2$, l'espèce jaune HInd prédomine.

Si $\text{pH} = 9$, l'espèce bleue Ind^- prédomine.

Si $\text{pH} = 4$, les deux espèces sont dans les mêmes proportions. La solution prend une teinte verte, dite teinte sensible.

5)

$$P(\text{HInd}) = \frac{n(\text{HInd})_{\text{éq}}}{n(\text{HInd})_{\text{éq}} + n(\text{Ind}^-)_{\text{éq}}} = \frac{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}} + [\text{Ind}^-]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}{C}$$

$$P(\text{Ind}^-) = \frac{n(\text{Ind}^-)_{\text{éq}}}{n(\text{HInd})_{\text{éq}} + n(\text{Ind}^-)_{\text{éq}}} = \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}} + [\text{Ind}^-]_{\text{éq}}} = \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{C}$$

6) Graphiquement, lorsque $\text{pH} = 3,5$, on lit :

$$P(HInd) = 70\% = \frac{[HInd]_{\acute{e}q}}{C}$$

$$P(Ind^-) = 30\% = \frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{C}$$

$$[HInd]_{\acute{e}q} = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,70 = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Ind^-]_{\acute{e}q} = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 0,30 = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

7) L'indicateur prend sa teinte acide si :

$$\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} < \frac{1}{10}$$

$$\log\left(\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}}\right) < \log\left(\frac{1}{10}\right)$$

$$pK_a + \log\left(\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}}\right) < pK_a + \log\left(\frac{1}{10}\right)$$

$$pH < pK_a - 1$$

L'indicateur prend sa teinte basique si :

$$\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} > 10$$

$$\log\left(\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}}\right) > \log 10$$

$$pK_a + \log\left(\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}}\right) > pK_a + 1$$

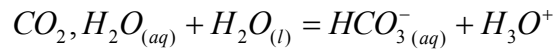
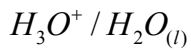
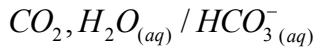
$$pH > pK_a + 1$$

L'indicateur prend sa teinte sensible si :

$$pK_a - 1 < pH < pK_a + 1$$

Exercice 29 p 344

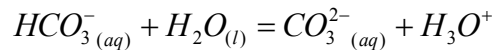
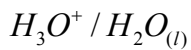
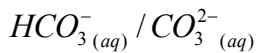
1) Les couples acide / base qui participent à cette réaction sont donc :



$$\text{On a donc : } K_{A1} = \frac{[HCO_3^-(aq)]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[CO_2, H_2O_{(aq)}]_f}$$

$$pH = pK_{A1} + \log \frac{[HCO_3^-(aq)]_f}{[CO_2, H_2O_{(aq)}]_f}$$

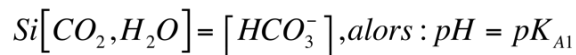
2) Les couples acide / base qui participent à cette réaction sont donc :



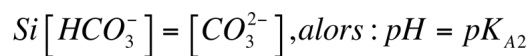
$$K_{A2} = \frac{[CO_3^{2-}(aq)]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[HCO_3^-(aq)]_f} \text{ d'où par un raisonnement similaire au précédent :}$$

$$pH = pK_{A2} + \log \frac{[CO_3^{2-}(aq)]_f}{[HCO_3^-(aq)]_f}$$

3) a-



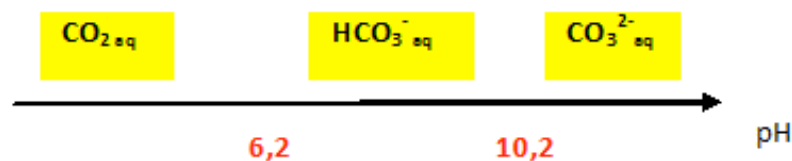
Graphiquement, on obtient : $\text{p}K_{A1} = 6,4$



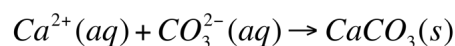
Graphiquement, on obtient : $\text{p}K_{A2} = 10,3$

b- En jaune l'espèce qui prédomine.

Diagramme de prédominance des espèces :



4) Les organismes marins qui construisent leur coquille ou leur squelette à partir des ions carbonate et calcium présents dans l'eau le font selon l'équation :

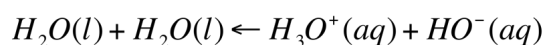


Au pH actuel de l'eau de mer, le graphique montre une faible quantité d'ions carbonate présents dans l'eau de mer. Si le pH vient à baisser suite à l'augmentation du dioxyde de carbone atmosphérique, la quantité d'ions carbonate présents dans l'eau de mer va devenir quasi-nulle. Les organismes en question ne pourront plus construire leur coquille ou squelette.

Exercice 31 p 345

A. pH de l'eau pure à 25°C

1) L'équation d'autoprotolyse de l'eau peut s'écrire :



2)

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \cdot [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$$

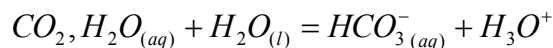
3) A 25°C, on a :

$$K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [HO^-]_{\text{éq}} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

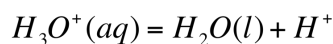
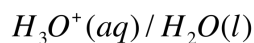
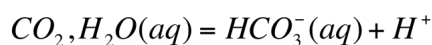
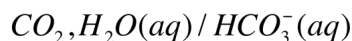
Le pH de l'eau pure à 25°C s'écrit donc :

$$pH = -\log [H_3O^+] = 7,0$$

B. Eau distillée laissée à l'air libre



4) Les couples acide-base mis en jeu et les demi-équations qui sont liées sont :



5)

$$K_A = \frac{[HCO_3^-]_{\text{éq}} \cdot [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[CO_2, H_2O]_{\text{éq}}}$$

$$[H_3O^+]_{\text{éq}} = K_A \cdot \frac{[CO_2, H_2O]_{\text{éq}}}{[HCO_3^-]_{\text{éq}}}$$

$$-\log [H_3O^+]_{\text{éq}} = -\log K_A - \log \frac{[CO_2, H_2O]_{\text{éq}}}{[HCO_3^-]_{\text{éq}}}$$

$$pH = pK_A + \log \frac{[HCO_3^-]_{\text{éq}}}{[CO_2, H_2O]_{\text{éq}}}$$

6) L'eau distillée a maintenant un pH = 5,7

$$\log \frac{[HCO_3^-]_{\text{éq}}}{[CO_2, H_2O]_{\text{éq}}} = pH - pK_A$$

$$\frac{[HCO_3^-]_{\text{éq}}}{[CO_2, H_2O]_{\text{éq}}} = 10^{(pH - pK_A)}$$

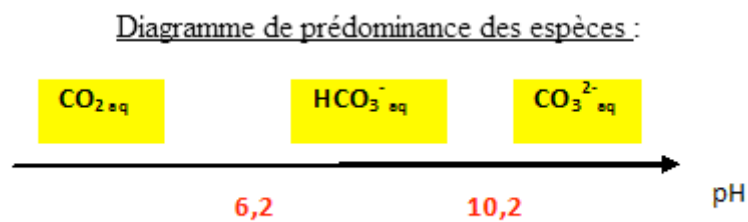
On trouve donc un rapport de :

$$\frac{[HCO_3^-]_{\text{éq}}}{[CO_2, H_2O]_{\text{éq}}} = 10^{(5,7-6,4)} = 2,0 \cdot 10^{-1}$$

D'où :

$$[CO_2, H_2O]_{\text{éq}} > [HCO_3^-]_{\text{éq}}$$

7) Diagramme de prédominance :



8) Tableau d'avancement :

État	Avancement x	$CO_2, H_2O_{(aq)} + H_2O_{(l)} = HCO_3^-_{(aq)} + H_3O^+$			
État initial	0	$n_i(CO_2, H_2O)$	Solvant	0	0
État final expérimental	x_f	$n_i(CO_2, H_2O) - x_f$		x_f	x_f
État final théorique	x_{max}	$n_i(CO_2, H_2O) - x_{max}$		x_{max}	x_{max}

9) La dernière ligne du tableau d'avancement montre que lorsque l'équilibre est atteint, c'est-à-dire à l'état final, on a :

$$[HCO_3^-]_{\text{éq}} = [H_3O^+]_{\text{éq}}$$

Par conséquent :

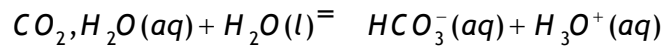
$$[HCO_3^-]_{\text{éq}} = 10^{-pH} = 10^{-5,7} = 2,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[CO_2, H_2O]_{\text{éq}} = \frac{n_i(CO_2, H_2O) - x_f}{V} = \frac{C.V - [H_3O^+].V}{V} = C - [H_3O^+] = C - 10^{-pH}$$

$$C = 10^{-pH} + 10^{pK_A - 2.pH} = 10^{-5,7} + 10^{6,4 - 2.5,7} = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 33 page 346

1)



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

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

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

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

2)

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_{A1}}$$

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

3) Si la concentration en dioxyde de carbone dissous dans le sang augmente lors d'un effort physique, celui-ci réagit avec l'eau selon la réaction (1) et des ions oxonium sont formés. Le pH du sang diminue donc...

4)

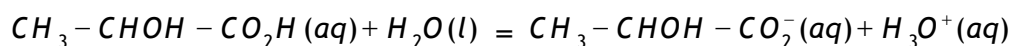
a) Si la quantité de dioxyde de carbone dissoute dans le sang augmente, la réaction (2) va évoluer dans le sens de la formation de HbCO₂ (consommation du CO₂).

b) Si la quantité de dioxygène dissoute dans le sang augmente, la réaction (2) va évoluer dans le sens de la formation de HbO₂ (consommation de O₂).

c) Lors d'un effort physique, l'énergie nécessaire est obtenue lors de la combustion du glucose en milieu oxygénée. Cette combustion libère du dioxyde de carbone dans le sang, au voisinage des muscles. L'augmentation de la quantité de dioxyde de carbone dissoute déplace l'équilibre chimique (2) vers la droite (formation de HbCO₂). L'hémoglobine qui a fixé le dioxyde de carbone parvient ensuite au niveau des poumons au niveau desquels le dioxygène dissout est important. Cela déplace l'équilibre chimique (2) vers la gauche (formation de HbO₂). L'hémoglobine qui a fixé le dioxygène retourne au x muscles. C'est donc l'apport de dioxygène lors de la ventilation qui permet le retour à l'équilibre initial ainsi que la maintenance d'un pH constant pour le sang.

5) Un acide selon Brönsted est une entité chimique susceptible de libérer un proton H⁺.

6)



7) Tableau d'avancement :

Equation de la réaction	$CH_3-CHOH-CO_2H(aq) + HCO_3^-(aq) = CH_3-CHOH-CO_2^-(aq) + CO_2, H_2O(aq)$			
Etat initial du système $x = 0$	$n_i(AH)$	$n_i(HCO_3^-)$	0	$n_i(CO_2, H_2O)$
Etat en cours Avancement x	$n_i(AH) - x$	$n_i(HCO_3^-) - x$	x	$n_i(CO_2, H_2O) + x$
Etat final si l'acide a réagi <u>totalem</u> ent avec l'eau Soit x_{max} l'avancement maximal de la réaction	$n_i(AH) - x_{max} = 0$	$n_i(HCO_3^-) - x_{max}$	x_{max}	$n_i(CO_2, H_2O) + x_{max}$

8) Concentration finale en ions hydrogénocarbonate :

$$[HCO_3^-]_f = \frac{n_f(HCO_3^-)}{V} = \frac{n_i(HCO_3^-) - x_{max}}{V} = [HCO_3^-]_i - \frac{x_{max}}{V} = [HCO_3^-]_i - \frac{n_i(AH)}{V}$$

$$[HCO_3^-]_f = [HCO_3^-]_i - [CH_3-CHOH-CO_2H]_i$$

Application numérique :

$$[HCO_3^-]_f = 2,7 \cdot 10^{-2} - 3,0 \cdot 10^{-3} = (27 - 3,0) \cdot 10^{-3} = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Concentration finale en dioxyde de carbone dissous :

$$[CO_2, H_2O]_f = \frac{n_i(CO_2, H_2O) + x_{\max}}{V} = [CO_2, H_2O]_i + \frac{x_{\max}}{V}$$

$$[CO_2, H_2O]_f = [CO_2, H_2O]_i + \frac{n_i(AH)}{V} = [CO_2, H_2O]_i + [CH_3 - CHO - CO_2H]_i$$

$$[CO_2, H_2O]_f = 1,4 \cdot 10^{-3} + 3,0 \cdot 10^{-3} = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

9) pH du sang après l'effort :

$$pH = pK_{A1} + \log \frac{[HCO_3^-]_{\text{éq}}}{[CO_2, H_2O]_{\text{éq}}}$$

$$pH = 6,1 + \log \frac{2,4 \cdot 10^{-2}}{4,4 \cdot 10^{-3}} = 6,8$$

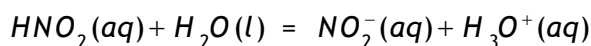
Le pH du sang est passé de 7,4 à 6,8. L'effort a bien fait diminuer le pH du sang qui est devenu plus acide...

La consommation de l'acide lactique (produit lors de la combustion incomplète du glucose) lors de la réaction (3) produit du dioxyde de carbone dissous dans le sang. Celui-ci réagit avec l'eau selon la réaction (1) pour produire des ions oxonium. Le pH du sang diminue.

Exercice 34 page 347**A) Etude des deux solutions**

1)

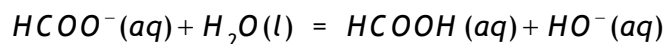
a) Réaction de l'acide nitreux avec l'eau :



b) Constante d'acidité du couple :

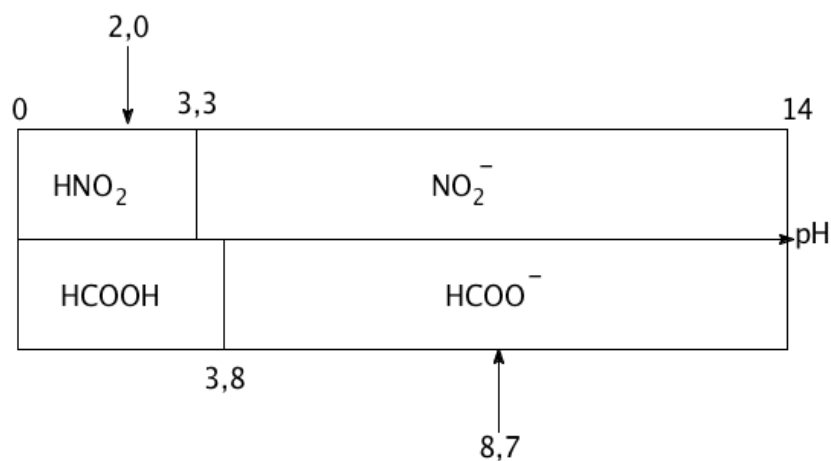
$$K_{A1} = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

2) Réaction entre l'ion méthanoate et l'eau :

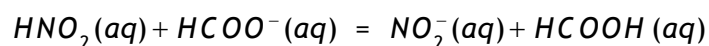


3)

a) Diagrammes de prédominance :

b) Pour la solution aqueuse d'acide nitreux : l'espèce prédominante est HNO_2 Pour la solution de méthanoate de sodium : l'espèce prédominante est HCOO^- **B) Etude du mélange des deux solutions**

4)



5)

a) Quantités initiales de réactifs :

Dans la solution 1 :

$$n_1 = C_1.V = 0,20.200.10^{-3} = 4,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Dans la solution 2 :

$$n_2 = C_2.V = 0,40.200.10^{-3} = 8,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

b)

Equation de la réaction	$HNO_2(aq) + HCOO^-(aq) = NO_2^-(aq) + HCOOH(aq)$			
Etat initial du système $x = 0$	n_1	n_2	0	0
Etat en cours Avancement x	$n_1 - x$	$n_2 - x$	x	x
Etat final si l'acide a réagi <i>partiellement</i> avec l'eau Soit $x_{\text{éq}}$ l'avancement final de la réaction	$n_1 - x_{\text{éq}}$	$n_2 - x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

6) A l'équilibre :

$$x_{\text{éq}} = 3,3.10^{-2} \text{ mol}$$

$$[HNO_2]_{\text{éq}} = \frac{n_1 - x_{\text{éq}}}{2.V} = \frac{4,0.10^{-2} - 3,3.10^{-2}}{400.10^{-3}} = 1,8.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[HCOO^-]_{\text{éq}} = \frac{n_2 - x_{\text{éq}}}{2.V} = \frac{8,0.10^{-2} - 3,3.10^{-2}}{400.10^{-3}} = 1,2.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[NO_2^-]_{\text{éq}} = [HCOOH]_{\text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}}}{2.V} = \frac{3,3.10^{-2}}{400.10^{-3}} = 8,3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

7) pH du mélange :

$$K_{A1} = \frac{[NO_2^-] \cdot [H_3O^+]}{[HNO_2]}$$
$$[H_3O^+]_{\acute{e}q} = K_{A1} \cdot \frac{[HNO_2]_{\acute{e}q}}{[NO_2^-]_{\acute{e}q}}$$
$$pH_3 = -\log [H_3O^+]_{\acute{e}q} = -\log \left(K_{A1} \cdot \frac{[HNO_2]_{\acute{e}q}}{[NO_2^-]_{\acute{e}q}} \right)$$

Application numérique :

$$pH_3 = 4,0$$

On retrouve le même résultat en faisant le calcul suivant :

$$K_{A2} = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]}$$
$$[H_3O^+]_{\acute{e}q} = K_{A2} \cdot \frac{[HCOOH]_{\acute{e}q}}{[HCOO^-]_{\acute{e}q}}$$
$$pH_3 = -\log [H_3O^+]_{\acute{e}q} = -\log \left(K_{A2} \cdot \frac{[HCOOH]_{\acute{e}q}}{[HCOO^-]_{\acute{e}q}} \right)$$