Correction exercices chapitre 8: Réaction acide/base.

Ex 2

1. $HCOO^-(aq) + H_3O^+(aq) \longrightarrow HCOOH(aq) + H_2O(\ell)$ (H^+)
   base / acide

2. D'après l'équation:

$$\frac{n(HCOOH)\ formé}{1} = \frac{n(HCOO^-)\ cons^{intro}}{1}$$

$n(HCOOH)$ formé = 0,040 mol

Ex 3 $Co_3(PO_4)_2(s) \longrightarrow 3\,Co^{2+}(aq) + 2\,PO_4^{3-}(aq)$

d'après l'équation: $\frac{n(PO_4^{3-})\ formé}{2} = \frac{n(Co_3(PO_4)_2)\ cons}{1}$

$$\frac{[PO_4^{3-}] \times V}{2} = C_{Co_3(PO_4)_2} \times V$$

$$[PO_4^{3-}] = 2 \times C_{Co_3(PO_4)_2}$$

07/11/2022

Exercice 4: $pH = -\log\frac{[H_3O^+]}{C^0} = -\log[H_3O^+]$ (C^0 = 1mol/L)

$pH_1 = -\log[H_3O^+]_1 = -\log(2{,}56.10^{-9}) = 8{,}59 > 7$ donc solution basique

$pH_2 = -\log[H_3O^+]_2 = -\log(9{,}56.10^{-3}) = 2{,}02 < 7$ donc solution acide

$pH_3 = -\log[H_3O^+]_3 = -\log(1{,}00.10^{-7}) = 7$ donc solution neutre

Exercice 5 :

1. $HCOOH \rightarrow H^+ + HCOO^-$
2. $NH_4^+ \rightarrow H^+ + NH_3$
3. $HCO_3^- \rightarrow H^+ + CO_3^{2-}$
4. $H_2PO_4^- \rightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$
5. $H_2O \rightarrow H^+ + HO^-$

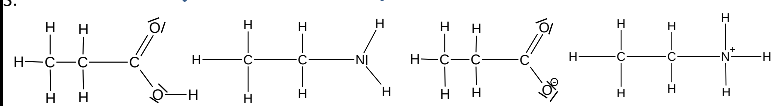
Exercice 6 :

1. $HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2CO_3$ (instable) $H_2CO_3 \rightarrow CO_2 + H_2O$ — $CO_2, H_2O / HCO_3^-$
2. $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$ — H_3O^+ / H_2O
3. $C_2H_9N_2^+ + H^+ \rightarrow C_2H_{10}N_2^{2+}$ — $C_2H_{10}N_2^{2+}/C_2H_9N_2^+$

Exercice 7 :

1. $CH_3–CH_2–COOH(aq) + CH_3–CH_2–NH_2(aq) \rightarrow CH_3–CH_2–COO^-(aq) + CH_3–CH_2–NH_3^+(aq)$
2. ${}_{8}^{16}O^-$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ $O^{\ominus}$ Formule le Lewis: $|\overline{O}^{\ominus}$

   ${}_{7}^{14}N^+$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ $N^{\oplus}$ Formule le Lewis: $N^{\oplus}$
3.



Exercice 8 :

1. $H_3O^+(aq) + HPO_4^{2-}(aq) \rightarrow H_2O(l) + HPO_4^-(aq)$
   acide / base
2. $HO^-(aq) + HPO_4^{2-}(aq) \rightarrow H_2O(l) + PO_4^{3-}(aq)$
   base / acide
3. HPO_4^{2-} se comporte – selon les conditions expérimentales – soit comme un acide, soit comme une base : c'est un ampholyte.

Exercice 9 :

1. $[H_3O^+]_1 = C^0 x 10^{-PH} = 10^{-pH} = 10^{-1{,}45} = 3{,}5.10^{-2}$ mol/L (C^0 = 1mol/L)

   $n(H_3O^+) = [H_3O^+]xV_1 = 3{,}5.10^{-2}x\ 100{,}0.10^{-3} = 3{,}5.10^{-3}$ mol
2. $n(CO_3^{2-}) = [CO_3^{2-}]xV_2 = 1{,}00.10^{-2}\ x\ 100{,}0.10^{-3} = 1{,}00.10^{-3}$ mol
3. $CO_3^{2-}(aq) + 2H_3O^+(aq) \rightarrow CO_2\ (aq) + 3H_2O(l)$
4.

	$CO_3^{2-}(aq)$ +	$2H_3O^+(aq)$ →	CO_2 (aq) +	$3H_2O(l)$
EI (mol)	$1{,}00.10^{-3}$	$3{,}5.10^{-3}$	0	excès
En cours de trans (mol)	$1{,}00.10^{-3}$ -x	$3{,}5.10^{-3}$-2x	x	excès
EF (mol)	$1{,}00.10^{-3}$ -x_m 0	$3{,}5.10^{-3}$-2x_m $1{,}5.10^{-3}$	x_m $1{,}00.10^{-3}$	excès

x_m=? $1{,}00.10^{-3} - x_m = 0$ → $x_m = 1{,}00.10^{-3}$ mol

$3{,}5.10^{-3} - 2x_m = 0$ → ~~$x_m = 1{,}75.10^{-3}$ mol~~

5. $[H_3O^+] = \frac{n(H_3O^+)}{V_{tot}} = \frac{1{,}5.10^{-3}}{200{,}0.10^{-3}} = 7{,}5.10^{-3}$ mol/L $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(7{,}5.10^{-3}) = 2{,}1$

6.a.

$$[CO_2] = \frac{n(CO_2)}{V_{tot}} = \frac{1{,}00.10^{-3}}{200{,}0.10^{-3}} = 5{,}00.10^{-3}\ mol/L$$

$C_m(CO_2) = [CO_2] x\ M(CO_2) = 5{,}00.10^{-3} x\ 44 = 0{,}22\ g/L < 1{,}69\ g/L$ donc il n'y a pas d'effervescence.

6.b. pas de CO_2 dégagé

6.c.

$$[CO_2] = \frac{n(CO_2)}{V_{tot}} = \frac{0{,}011}{200{,}0.10^{-3}} = 5{,}5.10^{-2}\ mol/L$$

$C_m(CO_2) = [CO_2] x\ M(CO_2) = 5{,}5.10^{-2} x\ 44 = 2{,}4\ g/L > 1{,}69\ g/L$ donc il y a une effervescence.

Quantité de CO_2 dissous avant effervescence (juste après la réaction) : $n(CO_2) = 0{,}011$ mol

Quantité de CO_2 dissous après effervescence : $n(CO_2)_{final}$ = ?

$$n(CO_2)_f = [CO_2]_f x V_{tot} = \frac{C_m(CO_2)_f}{M(CO_2)} x V_{tot} = \frac{1{,}69}{44} x 200.10^{-3} = 7{,}7.10^{-3}\ mol$$

Quantité de CO_2 dégagé (gazeux) : $n(CO_2)_{gaz} = 0{,}011 - 7{,}7.10^{-3} = 3{,}3.10^{-3}$ mol

$$Vm = \frac{V(CO_2)}{n(CO_2)} \qquad V(CO_2)_f = n(CO_2) x Vm = 3{,}3.10^{-3} x 24{,}1 = 8{,}0.10^{-2}\ L$$