CORRECTION EXERCICES sur SOLUTIONS AQUEUSES - pH

EXERCICE 1 :

1.) Pour un mélange, on écrit chaque dissolution séparément :

$CuSO_4 \longrightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$

1 mole — 1 mole — 1 mole

n_1 — n_1 — n_1

avec $n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{15,4}{159,6} = 9,65 .10^{-2}$ mol

$Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow 2\ Fe^{3+} + 3\ SO_4^{2-}$

1 mole — 2 mole — 3 mole

n_2 — $2\ n_2$ — $3\ n_2$

avec $n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{31}{400} = 7,75 .10^{-2}$ mol

On peut maintenant écrire les concentrations molaires :

$[Cu^{2+}] = \frac{n_1}{V} = \frac{9,65 .10^{-2}}{0,500} = 0,193\ mol.L^{-1}$

$[Fe^{3+}] = \frac{2\ n_2}{V} = \frac{2 . 7,75 .10^{-2}}{0,500} = 0,31\ mol.L^{-1}$

$[SO_4^{2-}] = \frac{n_1 + 3\ n_2}{V} = \frac{9,65 .10^{-}2 + 3 . 7,75 .10^{-2}}{0,500} = 0,658\ mol.L^{-1}$

$[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7}\ mol.L^{-1}$ puisque la dissolution n'apporte ni ions oxonium H_3O^+, ni ions hydroxyde HO^- .

2.) ELECTRONEUTRALITE :

$[H_3O^+] + 2 . [Cu^{2+}] + 3 . [Fe^{3+}] = 10^{-7} + 2 . 0,193 + 3 . 0,31 = 1,316\ mol.L^{-1}$

$[HO^-] + 2 . [SO_4^{2-}] = 10^{-7} + 2 . 0,658 = 1,316\ mol.L^{-1}$

Remarque : les espèces H_3O^+ et HO^- sont ***ultraminoritaires*** .

EXERCICE 2 : Calculer le pH des solutions suivantes :

$[H_3O^+]$	10^{-1} moL.L^{-1}	$1,5.10^{-2}$ moL.L^{-1}	$4,5.10^{-4}$ moL.L^{-1}
pH	1	1,82	3,35
$[HO^-]$	10^{-2} moL.L^{-1}	$3,2.10^{-5}$ moL.L^{-1}	$10^{-4,3}$ moL.L^{-1}
$[H_3O^+] = \frac{Ke}{[HO^-]}$	10^{-12} moL.L^{-1}	$3,1.10^{-10}$ moL.L^{-1}	$10^{-9,7}$ moL.L^{-1}
	12	9,51	9,7

EXERCICE 3 :

PH	1,3	4,2	8,5	11,6
$[H_3O^+]$ moL.L^{-1}	5.10^{-2}	$6,3.10^{-5}$	$3,2.10^{-9}$	$2,5.10^{-12}$
$[HO^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]}$ moL.L^{-1}	2.10^{-13}	$1,6.10^{-10}$	$3,1.10^{-6}$	4.10^{-3}

EXERCICE 4 : On souligne les mots importants :

- décimolaire : $c = 0{,}1\ moL.L^{-1}$
- acide chlorhydrique : acide = H_3O^+ et chlorhydrique = Cl^-
- chlorure d'hydrogène gazeux : molécule HCl
- dissolution : $HCl \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

	HCl	H_3O^+	Cl^-
	1 mole	1 mole	1 mole
	n	n	n

avec $n = c \,.\, V = 0{,}1 \,.\, 0{,}150 = 1{,}5 \,.\, 10^{-2}$ mol

D'autre part pour HCl on peut écrire : $n = \dfrac{v}{Vm} \Rightarrow v = n \,.\, Vm$

Ce qui donne : $v = 1{,}5 \,.\, 10^{-2} \,.\, 22{,}4 \Rightarrow v = 0{,}336$ L

EXERCICE 5 :

1.) On fait une dilution . Pour une dilution on raisonne toujours sur l'espèce MAJORITAIRE : Comme pH < 7 , l'espèce majoritaire est l'ion H_3O^+ : la solution est donc ACIDE .

2.)

Solution initiale : $c_i = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2}\ moL.L^{-1}$ v_i = ? (à chercher)

Solution finale : $c_f = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}\ moL.L^{-1}$ $v_f = 5$ L

En ajoutant de l'eau, la ***quantité de matière ne change pas*** $\mathbf{n_i = n_f}$

$\Rightarrow c_i \,.\, v_i = c_f \,.\, v_f \Rightarrow$ rapport de dilution : $\dfrac{c_f}{c_i} = 10^{-2}$

3.) Volume initial : $v_i = \dfrac{c_f \,.\, v_f}{c_i} = \dfrac{10^{-4} \,.\, 5}{10^{-2}} \Rightarrow v_i = 5 \,.\, 10^{-2}$ L = 50 mL

EXERCICE 6 : C'est la dissolution d'un composé ionique : les ions sont libérés

$Na\,HO \longrightarrow Na^+ + HO^-$

1mole	1mole	1mole
n	n	n

- $pH = 11{,}2 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11{,}2} = 6{,}31 \,.\, 10^{-12}\ moL.L^{-1}$
- $[HO^-] = \dfrac{Ke}{[H_3O^+]} = \dfrac{10^{-14}}{6{,}31 \,.\, 10^{-12}} = 1{,}6 \,.\, 10^{-3}\ moL.L^{-1}$
- $n = c \,.\, V = [HO^-] \,.\, V = 1{,}6 \,.\, 10^{-3} \,.\, 0{,}250 \Rightarrow n = 3{,}96 \,.\, 10^{-4}$ mol
- D'autre part $n = \dfrac{m}{M} \Rightarrow m = n \,.\, M = 3{,}96 \,.\, 10^{-4} \,.\, 40 \Rightarrow m = 0{,}096$ g

EXERCICE 7 : Comme nous avons un mélange, nous analysons chaque solution séparément :

- 0,2 L de solution décimolaire de chlorure de calcium ($Ca^{2+} + 2Cl^-$) :

$v_1 = 0{,}2$ L $c_1 = 0{,}1\ mol.L^{-1} \Rightarrow n_1 = c_1 \,.\, v_1 = 2 \,.\, 10^{-2}$ mol

- 0,4 L de solution décimolaire de chlorure de sodium ($Na^+ + Cl^-$)

$v_2 = 0{,}4$ L $c_2 = 0{,}1\ mol.L^{-1} \Rightarrow n_2 = c_2 \,.\, v_2 = 4 \,.\, 10^{-2}$ mol

- 0,2 L de solution centimolaire d'acide chlorhydrique ($H_3O^+ + Cl^-$)

$v_3 = 0{,}2$ L $c_3 = 0{,}01\ mol.L^{-1} \Rightarrow n_3 = c_3 \,.\, v_3 = 0{,}2 \,.\, 10^{-2}$ mol

- On complète à 1 L avec de l'eau : $[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7}$ mol.L^{-1}

$v_4 = 0{,}2$ L $\quad c_4 = 10^{-7}$ mol.L^{-1} $\quad \Rightarrow \quad n_4 = c_4 . v_4 = 0{,}2 . 10^{-7}$ mol

Remarque : n_4 est négligeable ; ce n'est plus le cas si le volume d'eau est très grand (quelques m^3) par rapport aux autres volumes .

1.) Concentrations de tous les ions présents : $V_{tot} = v_1 + v_2 + v_3 + v_4 = 1$ L

$$[Ca^{2+}] = \frac{n_1}{V_{tot}} = 2 . 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{n_2}{V_{tot}} = 4 . 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = \frac{n_3 + n_4}{V_{tot}} = \frac{n_3}{V_{tot}} = 0{,}2 . 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[HO^-] = \frac{Ke}{[H_3O^+]} = 5 . 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{2\,n_1 + n_2 + n_3}{V_{tot}} = 8{,}2 . 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.) Calcul du pH de cette solution :

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0{,}2 . 10^{-2}) \quad \Rightarrow \quad pH = 2{,}7$$

3.) Vérification de l'électroneutralité de la solution :

$$2 . [Ca^{2+}] + [Na^+] + [H_3O^+] = 8{,}2 . 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[HO^-] + [Cl^-] = 8{,}2 . 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

<u>EXERCICE 8</u> :

1.) $n = \frac{m}{M} = \frac{4{,}96}{248{,}2} = 2 . 10^{-2}$ mol $\quad \Rightarrow \quad c = \frac{n}{V} = \frac{2 . 10^{-2}}{0{,}200} = 0{,}1$ mol.L^{-1}

2.) Dissolution de thiosulfate de sodium hydraté dans l'eau :

$(Na_2S_2O_3 , 5\,H_2O)$	$\longrightarrow$	$2\,Na^+$	+	$S_2O_3^{2-}$	+	$5\,H_2O$
1 mole		2 moles		1 mole		
n		2 n		n		

3.) Concentrations des ions :

$$[Na^+] = \frac{2\,n}{V} = 0{,}2 \text{ mol.L}^{-1} \quad \text{et} \quad [S_2O_3^{2-}] = \frac{n}{V} = 0{,}1 \text{ mol.L}^{-1}$$

4.) On fait maintenant une ***<u>dilution</u>***

Solution initiale : $c_i = 10^{-1}$ moL.L^{-1} $\quad v_i$ = ? (à chercher)

Solution finale : $c_f = 10^{-2}$ moL.L^{-1} $\quad v_f = 100$ mL

En ajoutant de l'eau, la ***<u>quantité de matière ne change pas</u>*** $\quad \mathbf{n_i = n_f}$

$$\Rightarrow c_i . v_i = c_f . v_f \quad \Rightarrow \quad v_i = \frac{c_f . v_f}{c_i} = \frac{10^{-2} . 100}{10^{-1}} \quad \Rightarrow \quad v_i = 10 \text{ mL}$$

Description de la dilution : on prend un volume $v_i = 10$ mL de la solution concentrée avec une pipette et on met cette solution dans un fiole jaugée de volume $v_f = 100$ mL. Puis on complète avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.