

## Chimie : (8 pts)

On donne (en g.mol<sup>-1</sup>) : H = 1 ; O = 16 ; Na = 23 ; Cu = 64 .  
 $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .  $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$

### Exercice n°1: ( 4 pts )

On dissout un volume  $V_0 = 60 \text{ mL}$  de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  (électrolyte fort) dans l'eau pour préparer un volume  $V$  d'une solution ( $S_1$ ) d'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

1- a) Définir un acide.

b) Déterminer le volume  $V$ .

c) Déterminer le pH de la solution ( $S_1$ ).

2- On mélange un volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$  de la solution ( $S_1$ ) avec un volume  $V_2 = 150 \text{ mL}$  d'une solution ( $S_2$ ) d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  (électrolyte fort) de concentration molaire  $C_2$ .

Le pH du mélange ( $M$ ) obtenu est égal à 1,5. Déterminer :

a) la concentration molaire  $C_2$ .

b) les molarités de tous les anions du mélange ( $M$ ).

0,5	A <sub>1</sub>
0,75	A <sub>2</sub>
0,5	A <sub>2</sub>

1	A <sub>2</sub>
1,5	A <sub>2</sub>

### Exercice n°2: ( 4 pts )

On prépare une solution ( $S_0$ ) de volume  $V_0 = 100 \text{ mL}$  en dissolvant, dans l'eau, une masse  $m = 4 \text{ g}$  d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$  (électrolyte fort).

1- Calculer la concentration molaire  $C_0$  de la solution ( $S_0$ ).

2- On se propose de préparer à partir de la solution ( $S_0$ ) une solution ( $S$ ) de concentration molaire

$$C = \frac{C_0}{10} \text{ et de volume } V = 200 \text{ mL. Pour ce faire, on prélève un volume } V_p \text{ de la solution } (S_0) \text{ qu'on}$$

introduit dans une fiole jaugée de 200 mL puis on complète avec l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

a) Déterminer le volume  $V_e$  d'eau ajoutée.

b) Déterminer le pH de la solution ( $S$ ).

3- Dans un bêcher, on mélange un volume  $V_1 = 15 \text{ mL}$  de la solution ( $S$ ) et un volume  $V_2 = 35 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$  (électrolyte fort).

Il se forme un précipité bleu de masse  $m_p = 49 \text{ mg}$ .

a) Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.

b) Montrer que les ions  $\text{OH}^-$  sont en excès.

c) On filtre le contenu du bêcher, déterminer le pH du filtrat obtenu.

0,5	A <sub>2</sub>
-----	----------------

1	A <sub>2</sub>
---	----------------

0,5	A <sub>2</sub>
-----	----------------

0,25	A <sub>1</sub>
------	----------------

0,75	C
------	---

1	A <sub>2</sub>
---	----------------

# CHENIE

## Exercice n°1

1<sup>o</sup>/a) Un acide est un corps chimique qui donne des ions  $H_3O^+$  lors de sa dissolution dans l'eau.

$$b). C_1 = \frac{n}{V} = \frac{N_0}{V_1 \cdot V} \text{ avec } V = V_1 + V_2$$

$$1^o/b) V = \frac{G_0 \cdot 10^{-3}}{24 \times 10^{-2}} = 0,75 \text{ L}$$

c)  $HCl$  est un acide fort donc

$$[H_3O^+]_s = C_1 = 10 \text{ mol/L}$$

$$\text{or } [H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ donc } pH = 2$$

$$2^o/a) \frac{[H_3O^+]_f}{V_1 + V_2} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$\text{et } 10^{-pH_f} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$C_1 V_1 = 10^{-pH_f} (V_1 + V_2) - C_2 V_2$$

$$C_2 = \frac{10^{-pH_f} (V_1 + V_2) - C_1 V_1}{V_2} = \frac{10^{-pH_f} (V_1 + V_2) - 10^{-2} \cdot 10^{-3}}{V_2} = 0,15 \text{ mol/L}$$

$$C_2 = 0,046 \text{ mol/L}^{-1}$$

b) Ces amions possèdent des sites (I) tels que

$Cl^-$ ,  $NH_3^+$  et  $O_4^{4-}$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 1,16 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,046 \cdot 0,15}{0,25} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}^{-1}$$

$$[NH_3^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0,046 \times 0,15}{0,25} = 0,0226 \text{ mol/L}^{-1}$$

## Exercice n°2

$$1^o) C_0 = \frac{m}{V_0} = \frac{m}{AN \cdot Co} \cdot \frac{4}{40 \times 0,1} = 7 \text{ mol/L}$$

$$2^o) a) \{S_0\}_{VP} \xrightarrow{\text{dilution}} \{S_0\}_{V}$$

$$n_p = n \text{ sing } Co \cdot VP \approx e \cdot V \text{ donc } VP = \frac{e \cdot V}{Co}$$

$$VP = \frac{V}{10} = 20 \text{ mL soit } V = VP + V_0$$

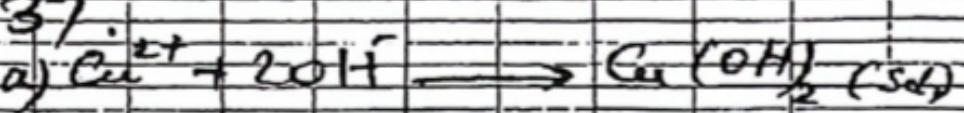
$$dM \cdot V_0 = V - VP = 180 \text{ mL}$$

b)  $NaOH$  est une base forte

$$\text{donc } [OH^-] = C = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_f = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = 10^{-13} \Rightarrow pH_f = 13$$

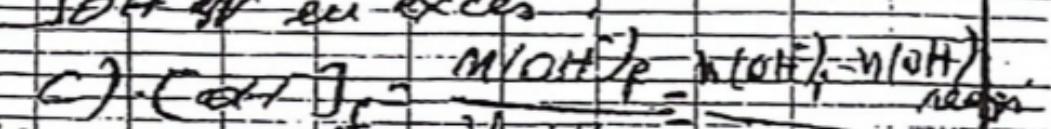
3<sup>o</sup>)



$$b) M(OH)_2 = CV_1 = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(Cu(OH)_2)_f = \frac{n_p}{17_f} = \frac{49 \cdot 10^{-3}}{(64 + 2 \times 17)} = 0,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$M(Cu(OH)_2)_f < M(OH^-)_f$  donc



$$[OH^-]_f = \frac{M(OH^-)_f}{V_1 + V_2} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \cdot 0,5 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 50 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-]_f = \frac{0,5 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[H_3O^+]_f = \frac{10^{-14}}{[OH^-]_f} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Chimie : (8 pts)

On donne (en g.mol<sup>-1</sup>) : H = 1 ; O = 16 ; Fe = 56 ; M(CaCO<sub>3</sub>) = 100 .  
 Volume molaire V<sub>M</sub> = 24 L.mol<sup>-1</sup>. [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>].[OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-14</sup>

Exercice n°1: ( 4,75 pts )

On considère un mélange de deux solutions aqueuses d'acides forts: A<sub>1</sub>H et A<sub>2</sub>H de même concentration molaire C et de même volume V chacune.

I) Citer les propriétés des solutions aqueuses d'acides.

---

---

---

II) On prélève un volume V<sub>A</sub> = 50 mL de ce mélange sur lequel on ajoute un excès de carbonate de calcium solide CaCO<sub>3</sub>.

1- Ecrire l'équation simplifiée de la réaction.

---

---

---

2- Sachant que la molarité en ion calcium dans le mélange final est [Ca<sup>2+</sup>] = 2,5 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>, déterminer :

a) le volume du gaz dégagé.

---

---

---

b) la molarité des ions hydronium dans le mélange initial.

---

---

---

c) la masse de CaCO<sub>3</sub> qui a réagi.

---

---

---

3- Montrer que la concentration molaire commune des solutions d'acides A<sub>1</sub>H et A<sub>2</sub>H est C = 5 10<sup>-4</sup> mol.L<sup>-1</sup>.

---

---

---

III) Sur un volume V<sub>B</sub> = 20 mL du mélange initial, additionné de quelques gouttes de BBT, on ajoute un volume V<sub>e</sub> d'eau, la molarité des ions hydronium devient [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 2.10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup>. Déterminer le volume d'eau ajouté.

---

---

---

## Exercice n°2: (3,25 pts)

NB : tous les électrolytes sont forts.

On considère une solution ( $S_B$ ) d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}$  de concentration molaire  $C_B = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$

1- A un volume  $V_1 = 15 \text{ mL}$  de ( $S_B$ ) on ajoute un volume  $V = 20 \text{ mL}$  d'une solution ( $S$ ) de sulfate de fer III ( $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ) de concentration molaire  $C = 0,04 \text{ mol.L}^{-1}$ .

a) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.

.....  
.....

b) Calculer la masse du précipité obtenu.

.....  
.....  
.....

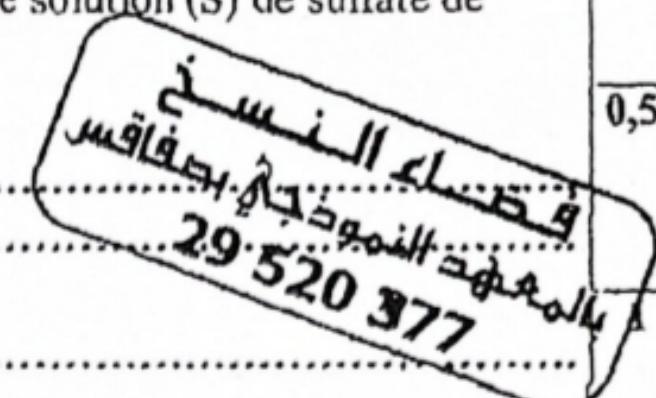
2- A un volume  $V_2 = 12 \text{ mL}$  de ( $S_B$ ) on ajoute un volume  $V_A = 18 \text{ mL}$  d'une solution ( $S_A$ ) d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  de concentration molaire  $C_A = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$  et quelques gouttes de BBT.

a) Après agitation, préciser en le justifiant, la couleur prise par le BBT.

.....  
.....

b) Déterminer les molarités des ions présents dans le mélange.

.....  
.....



0,5

A

A<sub>2</sub>

0,75

A<sub>2</sub>

1

C

**Chimie : (8 pts)**

Bar. Cap

On donne (en g.mol<sup>-1</sup>) : H = 1; O = 16; Fe = 56; M(CaCO<sub>3</sub>) = 100.  
 Volume molaire V<sub>M</sub> = 24 L.mol<sup>-1</sup>. [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>].[OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-14</sup>

**Exercice n°1: ( 4,75 pts )**

On considère un mélange de deux solutions aqueuses d'acides forts: A<sub>1</sub>H et A<sub>2</sub>H de même concentration molaire C et de même volume V chacune.

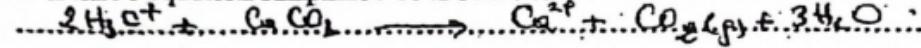
I) Citez les propriétés des solutions aqueuses d'acides.

0,75 A<sub>1</sub>

- ... faire une BBT au jaune.
- ... Agir sur ... avec ... un ... dégagement de l'hydrogène H<sub>2</sub>.
- ... l'acide carbonique de calcium CO<sub>2</sub> pour donner du dégagement de CO<sub>2</sub>.

II) On prélève un volume V<sub>A</sub> = 50 mL de ce mélange sur lequel on ajoute un excès de carbonate de calcium solide CaCO<sub>3</sub>.

1- Ecrire l'équation simplifiée de la réaction.

0,5 A<sub>1</sub>

2- Sachant que la molarité en ion calcium dans le mélange final est [Ca<sup>2+</sup>] = 2,5 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>, déterminer :

a) le volume du gaz dégagé.

0,75 A<sub>2</sub>

$$\text{d'après l'équation } M(\text{Ca}^{2+})_f = M(\text{CO}_2)_f \text{ ou } [\text{Ca}^{2+}]_f \cdot V_A = V(\text{CO}_2)_f$$

$$\text{soit } V(\text{CO}_2)_f = [\text{Ca}^{2+}]_f \cdot V_A = 2,5 \cdot 10^{-2} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\text{Ainsi } V(\text{CO}_2)_f = 0,025 \text{ L} = 25 \text{ cm}^3$$

0,75 A<sub>2</sub>

b) la molarité des ions hydronium dans le mélange initial.

Calculer le réactif en excès dans l'acide limiteur

d'après l'équation  $M(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{Ca}^{2+}) \text{ ou } [\text{H}_3\text{O}^+] = 2n(\text{Ca}^{2+})$

$$\text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

0,5 A<sub>2</sub>

c) la masse de CaCO<sub>3</sub> qui a réagi.

$$\text{Ainsi } n(\text{CaCO}_3) = n(\text{Ca}^{2+}) \text{ ou } \frac{n(\text{CaCO}_3)}{n(\text{CaCO}_3)} = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \cdot V_A}{[\text{Ca}^{2+}] \cdot V_A + [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V_A}$$

$$\text{soit } n(\text{CaCO}_3) = 2,5 \cdot 10^{-2} \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 0,025 \text{ g}$$

3- Montrer que la concentration molaire commune des solutions d'acides A<sub>1</sub>H et A<sub>2</sub>H est

$$C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

0,5 A<sub>2</sub>

$$\text{Ainsi } A_1\text{H et A}_2\text{H sont deux acides forts donc } [\text{H}_3\text{O}^+]_A = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_A}{V_A} = \frac{CV + CV - C}{2V}$$

$$\text{Ainsi } C = [\text{H}_3\text{O}^+]_A = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

III) Sur un volume V<sub>B</sub> = 20 mL du mélange initial, additionné de quelques gouttes de BBT, on ajoute un volume V<sub>e</sub> d'eau, la molarité des ions hydronium devient [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 2.10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup>.

Déterminer le volume d'eau ajouté.

1 A<sub>2</sub>

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_B \cdot V_B = [\text{H}_3\text{O}^+]_{B'} \cdot (V_e + V_B) \text{ ou } V_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_B \cdot V_B}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{B'}} - V_B$$

$$V_e = V_B \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_B}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{B'}} - 1 \right) \quad (gt) \quad V_e = 20 \cdot 10^{-3} \left( \frac{5 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 10^{-2}} - 1 \right) = 30 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

**Exercice n°2: ( 3,25 pts )**

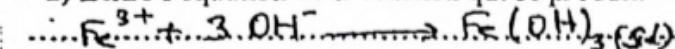
NB : tous les électrolytes sont forts.

On considère une solution (S<sub>B</sub>) d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire C<sub>B</sub> = 0,2 mol.L<sup>-1</sup>

1- A un volume V<sub>1</sub> = 15 mL de (S<sub>B</sub>) on ajoute un volume V = 20 mL d'une solution (S) de sulfate de fer III (Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>) de concentration molaire C = 0,04 mol.L<sup>-1</sup>.

0,5 A<sub>2</sub>

a) Ecrire l'équation de la réaction qui se produit.



b) Calculer la masse du précipité obtenu.

$$M(\text{OH}^-) = 16 \text{ g.V}_1 = 0,2 \times 15 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol et } M(\text{Fe}^{3+}) = 2 \cdot 5 \text{ V} = 0,04 \times 20 \cdot 10^{-3} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$M(\text{OH}^-) \cdot 3 = 10^{-2} \text{ mol donc } n(\text{OH}^-) = n(\text{Fe}^{3+}) \text{ donc } \text{Fe(OH)}_3 \text{ est le réactif limitant.}$

$$\text{et } n(\text{Fe(OH)}_3) = \frac{3}{3} \cdot 10^{-3} \text{ mol donc } M(\text{Fe(OH)}_3) = n(\text{Fe(OH)}_3) \cdot M(\text{Fe(OH)}_3) = 10 \cdot (56 + 3 \cdot 17) = 10 \cdot 83 = 830 \text{ g/mol.}$$

2- A un volume V<sub>2</sub> = 12 mL de (S<sub>B</sub>) on ajoute un volume V<sub>A</sub> = 18 mL d'une solution (S<sub>A</sub>) d'acide nitrique HNO<sub>3</sub> de concentration molaire C<sub>A</sub> = 0,05 mol.L<sup>-1</sup> et quelques gouttes de BBT.

a) Après agitation, préciser en le justifiant, la couleur prise par le BBT.

$$M(\text{H}_3\text{O}^+) = C_A V_A = 0,05 \cdot 18 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol et } M(\text{OH}^-) = C_B V_2 = 0,2 \times 12 \cdot 10^{-3} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$M(\text{OH}^-) > n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ donc } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ est en excès dans le mélange et banque d'ac.}$

b) Déterminer les molarités des ions présents dans le mélange.

$$M(\text{OH}^-) = n(\text{OH}^-) = M(\text{OH}^-) \cdot V_2 = 16 \cdot 10^{-3} \cdot 12 \cdot 10^{-3} = 19,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$

$$\text{donc } [\text{OH}^-] = \frac{16 \cdot 10^{-3}}{V_A + V_2} = \frac{16 \cdot 10^{-3}}{30 \cdot 10^{-3}} = 0,53 \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-4}}{10^{-6}} = 2 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_2} = \frac{0,05 \cdot 18}{30 \cdot 10^{-3}} = 0,03 \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{Na}^+] = \frac{C_B V_2}{V_A + V_2} = \frac{0,2 \cdot 12}{30 \cdot 10^{-3}} = 0,08 \text{ mol.L}^{-1}.$$

**Physique : (12 pts)**

## Devoir de contrôle N° 3

(Sciences physiques)

Prof : Mme Zribi , Mme kaïmoun , Mr Baccouche

NB : \*L'utilisation de la calculatrice est permise.

\*Donner les expressions littérales avant toute application numérique.

Chimie (8pts) :On donne : (en g.mol<sup>-1</sup>) Na = 23 H = 1 O = 16 Fe = 56 (à 25°C) K<sub>e</sub> = 10<sup>-14</sup>Exercice 1 : (3,5points)

On prépare une solution (S) de volume V=100 cm<sup>3</sup> et de concentration molaire C= 0,02 mol.L<sup>-1</sup> en dissolvant dans l'eau une masse m d'hydroxyde de sodium (base forte) :

1) Définir une base forte . (A<sub>1</sub> ; 0,5pt)2) Calculer le pH de la solution obtenue . (A<sub>2</sub> ; 0,5pt)3) Déterminer la masse m . (A<sub>2</sub> ; 0,5pt)4) À 40 cm<sup>3</sup> de la solution (S), on ajoute 10 cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse de chlorure de fer II (FeCl<sub>2</sub>) de concentration molaire C'=0,03 mol.L<sup>-1</sup>.a-Ecrire l'équation de la réaction de précipitation . (A<sub>1</sub> ; 0,5pt)b-Calculer la masse du précipité formé . (A<sub>2</sub>C ; 0,75pt)c-Déterminer le pH de la solution finale . (A<sub>2</sub>C ; 0,75pt)Exercice N°2 : (4,5points)

On considère une solution aqueuse (S<sub>1</sub>) de potasse KOH (base forte) de concentration molaire C<sub>1</sub>= 0,06 mol.L<sup>-1</sup>

1) Calculer le pH de la solution (S<sub>1</sub>) . (A<sub>2</sub> ; 0,75pt)2) On ajoute à 20 cm<sup>3</sup> de cette solution (S<sub>1</sub>) un volume d'eau pour obtenir une nouvelle solution (S<sub>1'</sub>) de pH=12 . déterminer le volume d'eau ajouté . (A<sub>2</sub>C ; 0,75 pt)3) On verse 9 cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse (S<sub>2</sub>) d'acide chlorhydrique HCl (acide fort) de concentration molaire C<sub>2</sub> = 0,1 mol.L<sup>-1</sup> sur 10 cm<sup>3</sup> de la solution (S<sub>1</sub>) de potasse 0,06 M .a-Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu . (A<sub>1</sub> ; 0,5pt)

b- le mélange obtenu est-il acide ou basique ?

Justifier et déduire le pH de ce mélange . (A<sub>2</sub> ; 1pt)c- quel volume de l'une des solutions (S<sub>1</sub>) ou (S<sub>2</sub>) faut-il ajouter au mélange précédent pour atteindre le point d'équivalence acido-basique . (C ; 1,5 pt)



## CHIMIE ( 8 pts )

On donne :  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$     2 =  $10^{0,3}$     3 =  $10^{0,48}$     5 =  $10^{0,7}$

On donne (g.mol<sup>-1</sup>) :    H = 1    C = 12    N = 14

### Exercice N°1(4 pts)

On prépare une solution (S) de méthanamine de formule  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  de volume  $V = 400\text{mL}$  en dissolvant  $m = 0,124\text{g}$  de ce soluté dans l'eau

I) Calculer la concentration molaire de la solution (S).

0,75

2) Le pH de la solution (S) est 11,3

a- Montrer que la méthanamine est une base faible.

0,5

b- Ecrire l'équation de la dissociation ionique de la méthanamine dans l'eau.

0,5

c- Quelles sont les différentes entités chimiques, autres que l'eau, présentes dans la solution (S) ?

1

d- On néglige les ions  $\text{OH}^-$  provenant de l'eau devant celles provenant de la base .

Déterminer alors la concentration molaire de chacune de ces entités citées dans la question précédente .

1,25

A<sub>2</sub>

A<sub>2</sub>

A<sub>1</sub>

A<sub>1</sub>

A<sub>2</sub>



**Exercice N°2(4 pts)**

On prépare un mélange (M) formé d'un volume  $V_1 = 50\text{mL}$  d'une solution ( $S_1$ ) d'acide chlorhydrique de concentration initiale  $C_1$  et de  $\text{pH}_1$ , et d'un volume  $V_2 = 150\text{mL}$  d'une solution ( $S_2$ ) d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  de concentration initiale  $C_2$  et de  $\text{pH}_2$ .

1) Définir un acide fort

0,5

2) Sachant que ces deux acides sont des acides forts, écrire l'équation d'ionisation de chacun de ces acides dans l'eau.

0,5

3) A un volume  $V = 10\text{mL}$  du mélange (M) on ajoute un volume  $V' = 11,25 \text{ mL}$  d'une solution de potasse KOH de  $\text{pH}' = 12$  en présence de BBT qui prend la couleur verte.

0,5

a- Ecrire l'équation simplifiée de la réaction produite

1

b- Sachant que dans le mélange (M) le nombre de moles d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  provenant de la solution ( $S_1$ ) est le double de celui provenant de la solution ( $S_2$ ).

\* Montrer que  $C_2 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

0,5

\* En déduire la valeur de  $C_1$

1

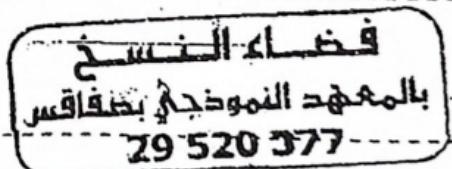
\* Calculer les valeurs de  $\text{pH}_1$  et de  $\text{pH}_2$ .

A<sub>1</sub>

A<sub>1</sub>

A<sub>1</sub>

C



A<sub>2</sub>

A<sub>2</sub>

## CHIMIE ( 8 pts )

On donne :  $[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$     2 =  $10^{0,3}$     3 =  $10^{0,18}$     5 =  $10^{0,7}$   
 On donne (g.mol<sup>-1</sup>) : H = 1    C = 12    N = 14

### Exercice N°1(4 pts)

On prépare une solution (S) de méthanimine de formule  $CH_3NH_2$  de volume  $V = 400mL$  en dissolvant  $m = 0,124g$  de ce soluté dans l'eau

1) Calculer la concentration molaire de la solution (S).

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV} \quad AN \quad c = \frac{0,124}{(12+3+14) \times 0,4} = 0,01 \text{ mol L}^{-1}$$

2) Le pH de la solution (S) est 11,3

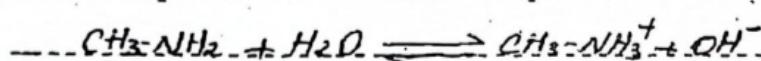
a- Montrer que la méthanimine est une base faible.

$$pH = 11,3 - \log [H_3O^+] = 10^{-11,3} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-12}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$[OH^-] < c$  donc l'ionisation de la base  $CH_3NH_2$  est limitée c'est une base faible.

b- Ecrire l'équation de la dissociation ionique de la méthanimine dans l'eau.



c- Quelles sont les différentes entités chimiques, autres que l'eau, présentes dans la solution (S) ?

les entités chimiques autres que l'eau présentes dans (S) sont :

$CH_3NH_3^+$ ;  $CH_3NH_2$ ;  $H_3O^+$  et  $OH^-$

d- On néglige les ions  $OH^-$  provenant de l'eau devant celles provenant de la base.

Déterminer alors la concentration molaire de chacune de ces entités citées dans la question précédente.

On néglige la quantité d'ions  $OH^-$  provenant de l'eau donc

$$[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}; [H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$$

$$n(CH_3NH_2) = M \cdot n(CH_3NH_3^+) \text{ soit}$$

$$[CH_3NH_2] = c - [CH_3NH_3^+]$$

$$AN [CH_3NH_2] = 10^2 - 2 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

Exercice N°2(4 pts)

On prépare un mélange (M) formé d'un volume  $V_1 = 50\text{mL}$  d'une solution ( $S_1$ ) d'acide chlorhydrique de concentration initiale  $C_1$  et de  $\text{pH}_1$ , et d'un volume  $V_2 = 150\text{mL}$ , d'une solution ( $S_2$ ) d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  de concentration initiale  $C_2$  et de  $\text{pH}_2$ .

1) Définir un acide fort

0,5

Un acide est un corps composé dont la dissolution dans l'eau donne des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ ; il est dit fort si sa réaction avec l'eau est totale.

0,5

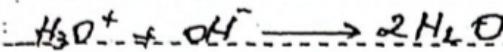
2) Sachant que ces deux acides sont des acides forts, écrire l'équation d'ionisation de chacun de ces acides dans l'eau.



3) A un volume  $V = 10\text{mL}$  du mélange (M) on ajoute un volume  $V' = 11,25\text{ mL}$  d'une solution de potasse KOH de  $\text{pH}' = 12$  en présence de BBT qui prend la couleur verte.

0,5

a- Ecrire l'équation simplifiée de la réaction produite



1

b- Sachant que dans le mélange (M) le nombre de moles d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  provenant de la solution ( $S_1$ ) et le double de celui provenant de la solution ( $S_2$ ).

$$* \text{ Montrer que } C_2 = 5 \cdot 10^3 \text{ mol.L}^{-1}$$

Les deux acides sont forts donc  $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{S_1} = C_1 V_1$  et  $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{S_2} = C_2 V_2$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{M'} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{S_1} + n(\text{H}_3\text{O}^+)_{S_2} = 2n(\text{H}_3\text{O}^+)_{S_2}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{M'} = 3C_2 V_2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{M'} = \frac{3C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{3C_2 V_2}{\frac{V_1}{3} + V_2}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]_{M'} = \frac{9}{4} C_2$ . A l'équivalence le BBT prend la couleur verte.

Donc:  $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{p} = n(\text{OH}^-)_{p}$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{M'} V = C' V' \Rightarrow \frac{3}{4} C_2 V = C' V'$  or

KOH est une base forte donc  $C' = [\text{OH}^-]_{S'} = \frac{10}{10 - pH} = \frac{10}{10 - 12} = 10^2 \text{ mol.L}^{-1}$

$$C_2 = \frac{4C'V'}{9V} \quad \text{AN} \quad C_2 = \frac{4 \times 10^2 \times 11,25 \times 10^{-3}}{9 \times 10} = 5 \cdot 10^3 \text{ mol.L}^{-1}$$

1,5

\* En déduire la valeur de  $C_1$

$$C_1 V_1 = 2 C_2 V_2 \Rightarrow C_1 = \frac{2 C_2 V_2}{V_1} \quad \text{AN} \quad C_1 = \frac{2 \times 5 \cdot 10^3 \times 0,15}{0,05} = 3 \cdot 10^2 \text{ mol.L}^{-1}$$

1

\* Calculer les valeurs de  $\text{pH}_1$  et de  $\text{pH}_2$ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{S_1} = C_1 \text{ mol.L}^{-1} = 3 \cdot 10^{-2} = 10 \times 10^{-2} = 10 \Rightarrow \text{pH}_1 = 1,52$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{S_2} = C_2 \text{ mol.L}^{-1} = 5 \cdot 10^{-3} = 10^{-3} \times 10^{-3} = 10^{-6} \Rightarrow \text{pH}_2 = 2,3$$

فخت اكاديمية  
بالمعهد التوفيقى بظفافس  
29 520 377

A1

A1

A1

C

A2

A2

On donne : en (g.mol<sup>-1</sup>) : H = 1, C = 12 ; O = 16, Cl = 35,5 Ca = 40, Fe = 56 , Ag = 108  
 le volume molaire  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$  et  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$  à 25°C

**X Exercice n° 1 : ( 4,5 points)**

On veut préparer une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène ( $\text{HCl}$ ) de concentration molaire  $C = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$  et de volume  $V = 0,5 \text{ L}$  :

- 1) Déterminer le volume de chlorure d'hydrogène gazeux qu'il faut dissoudre dans l'eau pour préparer cette solution.

2) a- Ecrire l'équation de la dissociation ionique du chlorure d'hydrogène dans l'eau sachant que c'est un électrolyte fort.

b- Quel est l'effet d'un échantillon de la solution préparée sur le BBT. Justifier.

3) A un volume  $V_1 = 10 \text{ cm}^3$  de la solution précédente, on ajoute un excès d'une solution de nitrate d'argent ( $\text{AgNO}_3$ ). Il se forme un corps solide.

a- Donner le nom et la couleur du corps solide obtenu.

b- Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu.

c - Déterminer la masse du corps solide formé.

4) On verse un volume  $V_2 = 50 \text{ cm}^3$  de la solution de chlorure d'hydrogène déjà préparée sur une masse  $m = 4\text{g}$  de carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ).

a- Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.

b- Comment peut-on identifier le gaz dégagé ?

c- Calculer le volume du gaz dégagé au cours de cette réaction.

Exercice n° 2 : ( 3,5 points)

On prépare une solution (S) de soude de concentration C et dont le  $\text{pH}_S = 12$  à 25°C.

1) Calculer la concentration C de la solution (S)

-----  
-----

2) On prélève un volume  $V_p$  de la solution (S), on lui ajoute un excès d'une solution de sulfate de ferIII. Il se forme un précipité de masse  $m = 21,4 \text{ mg}$

a- En justifiant, votre réponse, donner la formule statistique du sulfate de ferIII.

-----  
-----

b- Donner le nom et la couleur de précipité formé.

-----  
-----

c- Ecrire l'équation de la réaction.

-----  
-----

d- Déterminer le volume  $V_p$  prélevé

-----  
-----

A

A<sub>2</sub>

A<sub>2</sub>

A<sub>2</sub>

A<sub>2</sub>E



On donne : en (g.mol<sup>-1</sup>) : H = 1, C = 12, O = 16, Cl = 35,5 Ca = 40, Fe = 56, Ag = 108  
le volume molaire V<sub>M</sub> = 24 L.mol<sup>-1</sup> et [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>][OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-14</sup> à 25°C

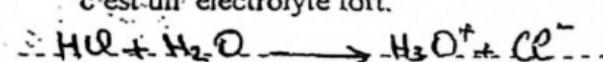
### Exercice n° 1 : (4,5 points)

On veut préparer une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène (HCl) de concentration molaire C = 0,1 mol.L<sup>-1</sup> et de volume V = 0,5 L

- 1) Déterminer le volume de chlorure d'hydrogène gazeux qu'il faut dissoudre dans l'eau pour préparer cette solution.

$$L = \frac{n}{V} = \frac{Vg}{V_n \cdot V} \rightarrow Vg = C \cdot V_n \cdot V = 0,1 \times 24 \times 0,5 = 1,2 \text{ L}$$

- 2) a- Ecrire l'équation de la dissociation ionique du chlorure d'hydrogène dans l'eau sachant que c'est un électrolyte fort.



b- Quel est l'effet d'un échantillon de la solution préparée sur le BBT. Justifier.

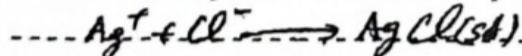
(S) une solution acide elle fait virer le B.B.T à la couleur jaune

- 3) A un volume V<sub>1</sub> = 10 cm<sup>3</sup> de la solution précédente, on ajoute un excès d'une solution de nitrate d'argent (AgNO<sub>3</sub>). Il se forme un corps solide.

a- Donner le nom et la couleur du corps solide obtenu.

Le corps solide obtenu est le précipité de chlorure d'argent AgCl blanc qui n'agit pas l'effet de la lumière

b- Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu.

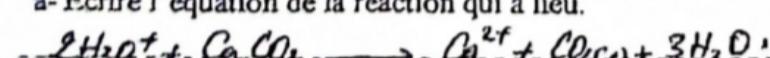


c- Déterminer la masse du corps solide formé.

$\text{Ag}^+$  est utilisé en excès donc Cl<sup>-</sup> est le réactif limitant, d'après l'équation  $n(\text{AgCl})_f = n(\text{Cl}^-) = [Cl]_f \cdot V_f = C \cdot V_1 \cdot 0,1 \text{ mol/L} = 0,1 \times 10^{-3} \times (108,5) = 0,1085 \text{ g}$

- 4) On verse un volume V<sub>2</sub> = 50 cm<sup>3</sup> de la solution de chlorure d'hydrogène déjà préparée sur une masse m = 4 g de carbonate de calcium (CaCO<sub>3</sub>).

a- Ecrire l'équation de la réaction qui a lieu.



b- Comment peut-on identifier le gaz dégagé ?

Le gaz dégagé est le dihydroxyde de calcium il trouble l'eau de chaux

c- Calculer le volume du gaz dégagé au cours de cette réaction

$$M(\text{CO}_2)_f = M(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot \frac{2}{2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{CO}_2)_f = 0,1 \times 0,5 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{CO}_2)_f = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{n(\text{CaCO}_3)} = \frac{4}{100} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$M(\text{CO}_2)_f = \frac{4 \cdot 10^{-2}}{2} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$V(\text{CO}_2)_f = M(\text{CO}_2)_f \cdot V_M = 2 \cdot 10^{-2} \times 24 = 0,06 \text{ L}$$

$$V(\text{CO}_2)_f = 0,06 \text{ L}$$

### Exercice n° 2 : (3,5 points)

On prépare une solution (S) de soude de concentration C et dont le pH<sub>S</sub> = 12 à 25°C.

- 1) Calculer la concentration C de la solution (S)

$$\text{NaOH est une base forte donc } [\text{OH}^-]_S = C \text{ d'où } C = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10 \text{ mol/L}$$

- 2) On prélève un volume V<sub>p</sub> de la solution (S), on lui ajoute un excès d'une solution de sulfate de ferIII. Il se forme un précipité de masse m = 21,4 mg

a- En justifiant, votre réponse, donner la formule statistique du sulfate de ferIII.

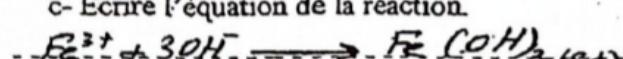
La formule ionique du sulfate de ferIII est  $2\text{Fe}^{3+}, \text{SO}_4^{2-}$  donc

formule statistique est  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

b- Donner le nom et la couleur de précipité formé.

Le précipité obtenu est l'hydroxyde de ferIII :  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  rouge

c- Ecrire l'équation de la réaction.



d- Déterminer le volume V<sub>p</sub> prélevé

Fe<sup>3+</sup> est utilisé en excès donc OH<sup>-</sup> est le réactif limitant d'où

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_3)_f = \frac{n(\text{OH}^-)}{3} = \frac{C \cdot V_p}{3} \text{ d'où } V_p = \frac{3 \cdot M(\text{Fe}(\text{OH})_3)_f}{C} = \frac{3 \cdot m}{10 \cdot C}$$

$$V_p = \frac{3 \cdot 21,4 \cdot 10^{-3}}{(56 + 3 \cdot (16 + 1)) \cdot 10^{-2}} = 0,06 \text{ L}$$

## CHIMIE

(8 points)

On donne : (en g.mol<sup>-1</sup>) H = 1 O = 16 S = 32 Cl = 35,5 Ba = 137

à 25°C [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] . [OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-14</sup>

Exercice n°: 1 (3,25 pts)

On dispose de 100ml de solution à 0,040 mol.L<sup>-1</sup> d'hydroxyde de baryum Ba(OH)<sub>2</sub>.



- 1°) Quelles sont les espèces présentes dans la solution et quelle sont leurs concentrations molaires ?
- 2°) Comment peut on obtenir 100 ml de solution (S) d'hydroxyde de baryum de concentration 0,025mol.L<sup>-1</sup> à partir de la solution précédente ?
- 3°) On mélange les 100 mL de (S) avec 100mL de solution S' d'acide sulfurique H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de concentration 0,05mol.L<sup>-1</sup>.



- a- Ecrire les équations des deux réactions qui ont lieu lors du mélange.  
 b- Calculer la masse du précipité formé.

Exercice n°: 2 (4,75 pts)

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique, notée S<sub>0</sub> de concentration C<sub>0</sub> inconnue. Afin de déterminer C<sub>0</sub>, on applique le protocole suivant :

- On prélève un volume V<sub>0</sub> de la solution d'acide chlorhydrique S<sub>0</sub> et on ajoute un volume d'eau V<sub>eau</sub> = 9 V<sub>0</sub>, on prépare ainsi une nouvelle solution notée S<sub>1</sub>.
- On prélève ensuite 20 mL de la solution S<sub>1</sub> que l'on place dans un erlenmeyer; on ajoute alors quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT);
- On laisse progressivement couler dans cette solution acide une solution d'hydroxyde de potassium KOH de concentration 0,1 mol.L<sup>-1</sup> jusqu'au virage de l'indicateur.

Expliquer comment évolue le pH d'une solution acide quand celle-ci subit une dilution.

Quelles sont les entités qui interviennent lors de la réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de potassium ?

Pourquoi est-il nécessaire de rajouter du BBT ?

Sachant qu'il a fallu verser 15mL de solution d'hydroxyde de sodium pour que l'indicateur change de couleur :

Déterminer la concentration initiale C<sub>0</sub> de la solution d'acide chlorhydrique S<sub>0</sub>.

Quelle est la masse de chlorure d'hydrogène que l'on a dissoute dans l'eau distillée pour obtenir un litre de solution S<sub>0</sub> ?

Calculer le volume de la solution d'hydroxyde de potassium qu'il faut ajouter à 20 mL de la solution S<sub>1</sub> pour que le pH du mélange prenne une valeur égale à 1,56.

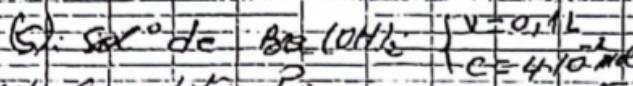
Cap	Bar
A,A <sub>2</sub>	1
A,C	07,5
	1
	0,5
29 520 371	1,5
A <sub>1</sub>	0,5
A <sub>2</sub>	0,5
A <sub>1</sub>	0,25
A,C	1,25
A <sub>2</sub>	0,75
C	1,5

# DEVOIR DE CONTRÔLE N°

## CHIMIE

Exercice n° 1

$$n(\text{BaSO}_4) = n(\text{Ba}^{2+}) \cdot \frac{M}{M(\text{BaSO}_4)} \\ = 4 \cdot 10^{-3} \cdot (137 + 32 + 4 \cdot 16)$$



1/ Les entités chimiques présentes

savons (S) (à part l'eau) sont  $\text{OH}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

$$[\text{Ba}^{2+}] = C = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 2C = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{8 \cdot 10^{-2}} = 1,25 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$



$$\therefore n = C \cdot V$$

c'est donc (S') qui prépare par dilution de (S), tout le volume d'équivalence de la réaction.

puisque  $n = C \cdot V$ , donc  $C'V' = C \cdot V$ , où  $V' = C'V$

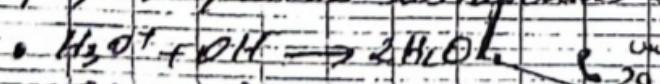
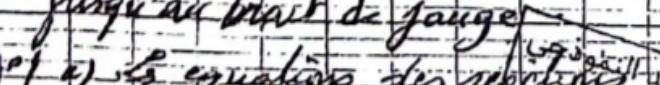
$$\therefore V' = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{4 \cdot 10^{-2}} = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

on mettra  $V' = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ L}$  dans une fiole

pour un volume de 100 mL puis

on complète avec de l'eau distillée jusqu'au bain de gauges.

3°/ a) Les équations des réactions



$$\text{b) } n(\text{Ba}^{2+}) = C'V' \quad n(\text{Ba}^{2+}) = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$\text{c) } n(\text{SO}_4^{2-}) = C'V' \quad n(\text{SO}_4^{2-}) = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$\text{d) } m(\text{Ba}^{2+}) = C'V' \cdot M(\text{Ba}^{2+}) = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 137 \text{ g/mol} = 5,48 \text{ g.}$$

$$\text{e) } m(\text{SO}_4^{2-}) = C'V' \cdot M(\text{SO}_4^{2-}) = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 96 \text{ g/mol} = 4,8 \text{ g.}$$

$$\text{f) } m(\text{Ba}^{2+}) < m(\text{SO}_4^{2-}) \text{ donc l'anhydrite est } \text{BaSO}_4 \text{ et } n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) - n(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ réagi-} \\ \text{lentant donc } m(\text{BaSO}_4) = n(\text{Ba}^{2+}) \cdot M(\text{Ba}^{2+}) = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 137 \text{ g/mol} = 5,48 \text{ g.}$$

$$n(\text{BaSO}_4) = n(\text{Ba}^{2+}) \cdot \frac{M}{M(\text{BaSO}_4)} = 0,932 \text{ g.}$$

Exercice n° 2

1/ donnez un tableau de solubilité

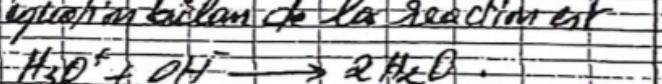
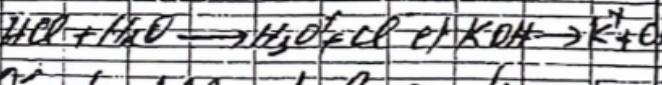
de  $\text{BaSO}_4$  (s), la molalité de  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans la solution est de  $10^{-3} \text{ mol/L}$ .

2/ donnez le pH correspondant à cette concentration et trouvez les entités qui interviennent

dans la réaction lors du recouvrement

avec la solution de HCl et la

solution de KOH pour  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$ .



Le BBT est un indicateur coloré ; il permet de détecter l'équivalence.

par un virage de la couleur jaune au bleu vif à la couleur verte.

dans un milieu neutre à l'équivalence.

$$3^\circ/ \text{a) } 1 \text{-équivalence en } (\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

$$\text{donc } C \cdot V_a = C \cdot V_b \text{ d'où } C_a = \frac{C_b V_b}{V_a}$$

$$\text{b) } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \times 15,10^{-3} = 1,510^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{c) } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{d) } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 29,520 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{e) } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 100 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{f) } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 27,315 \text{ mol/L}$$

$$\text{g) } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 156 \text{ mol/L donc spectre d'ionisation}$$

$$\text{m(H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-) \text{ ou } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 100 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{n(H}_3\text{O}^+)_{\text{réact}} = n(\text{OH}^-) - n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a V_a$$