

Chimie : (8 pts)

On donne (en g.mol⁻¹) : 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 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 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 ₁
0,75	A ₂
0,5	A ₂

1	A ₂
1,5	A ₂

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 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 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 OH^- sont en excès.

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

0,5	A ₂
-----	----------------

1	A ₂
0,5	A ₂

0,25	A ₁
0,75	C
1	A ₂

CHIENTE

Exercice n°1

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

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

$$AV \quad V = \frac{60 \cdot 10^{-3}}{24 \times 10^{-3}} = 0,25 \text{ L}$$

c) HCl est un acide fort donc

$$[H_3O^+]_1 = C_1 = 10 \text{ mol/L}$$

$$\text{or } [H_3O^+]_1 = 10^{-pH} \text{ donc } pH = 2$$

$$2^o/b) [H_3O^+]_2 = \frac{M(H_3O^+)_{tot}}{V_1 + V_2} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$\text{et } 10^{-pH_2} = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$C_2 V_2 = 10^{-pH_2} (V_1 + V_2) - C_1 V_1$$

$$C_2 = \frac{10^{-pH_2} (V_1 + V_2) - C_1 V_1}{V_2} = \frac{10^{-2,5} (0,27 + 0,25) \cdot 10^{-3}}{0,25} = 0,046 \text{ mol/L}$$

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

b) NH_3 présente des liaisons (1) faibles

Cl^- ; NO_3^- et O_4^-

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

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

$$[NO_3^-] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,046 \times 0,15}{0,25} = 0,0276 \text{ mol/L}$$

Exercice n°2

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

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

$$n_p = n \cdot \frac{m}{m_p} \quad m_p = n \cdot \frac{m}{n_p} \quad m_p = n \cdot \frac{m}{Co} \quad m_p = n \cdot \frac{m}{Co} \cdot \frac{e \cdot V}{e \cdot V_p} = n \cdot \frac{e \cdot V}{Co \cdot V_p}$$

$$V_p = \frac{V}{10} = 20 \text{ mL} \quad \text{et} \quad V = V_p + V_e$$

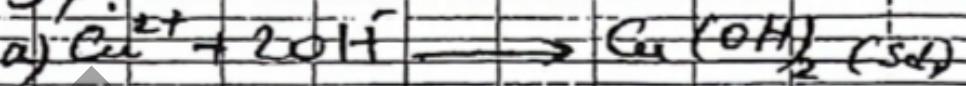
$$dM_C \cdot V_e = V - V_p = 180 \text{ mL}$$

b) $NaOH$ est une base forte

$$\text{donc } [OH^-] = C = 2,1 \text{ mol/L}$$

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

3^o/

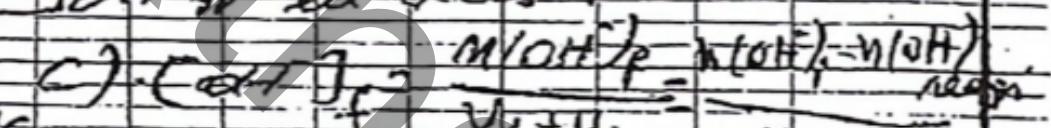


$$b) M(OH)^{-}_2 = CV_1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

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

$M(Cu(OH)_2)_{f,p} < M(OH)^{-}_2$ donc

OH^- en excès



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

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

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

Chimie : (8 pts)

On donne (en g.mol⁻¹) : H = 1 ; O = 16 ; Fe = 56 ; M(CaCO₃) = 100 .
 Volume molaire V_M = 24 L.mol⁻¹. [H₃O⁺].[OH⁻] = 10⁻¹⁴

Exercice n°1: (4,75 pts)

On considère un mélange de deux solutions aqueuses d'acides forts: A₁H et A₂H 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_A = 50 mL de ce mélange sur lequel on ajoute un excès de carbonate de calcium solide CaCO₃.

1- Ecrire l'équation simplifiée de la réaction.

2- Sachant que la molarité en ion calcium dans le mélange final est [Ca²⁺] = 2,5 10⁻² mol.L⁻¹, déterminer :

a) le volume du gaz dégagé.

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

c) la masse de CaCO₃ qui a réagi.

3- Montrer que la concentration molaire commune des solutions d'acides A₁H et A₂H est C = 5 10⁻⁴ mol.L⁻¹.

III) Sur un volume V_B = 20 mL du mélange initial, additionné de quelques gouttes de BBT, on ajoute un volume V_e d'eau, la molarité des ions hydronium devient [H₃O⁺] = 2.10⁻³ mol.L⁻¹.
 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 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 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.

.....
.....



Chimie : (8 pts)

Bar. Cap

On donne (en g.mol⁻¹) : H = 1; O = 16; Fe = 56; M(CaCO₃) = 100.
 Volume molaire V_M = 24 L.mol⁻¹. [H₃O⁺].[OH⁻] = 10⁻¹⁴

Exercice n°1: (4,75 pts)

On considère un mélange de deux solutions aqueuses d'acides forts: A₁H et A₂H de même concentration molaire C et de même volume V chacune.

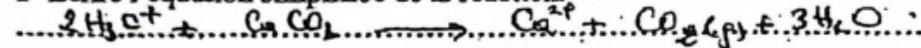
I) Citez les propriétés des solutions aqueuses d'acides.

0,75 A₁

- ... faire une BBT au jaune.
- ... Agir sur ... avec ... un ... dégagement de l'hydrogène H₂.
- ... l'acide carbonique de calcium CO₂ pour donner du dégagement de CO₂.

II) On prélève un volume V_A = 50 mL de ce mélange sur lequel on ajoute un excès de carbonate de calcium solide CaCO₃.

1- Ecrire l'équation simplifiée de la réaction.

0,5 A₁

2- Sachant que la molarité en ion calcium dans le mélange final est [Ca²⁺] = 2,5 10⁻² mol.L⁻¹, déterminer :

a) le volume du gaz dégagé.

0,75 A₂

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

$$\text{soit } V_f \cdot V_M = [\text{Ca}^{2+}]_f \cdot V_A = 2,5 \cdot 10^{-2} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\text{soit } V_f = 0,03 \text{ L} = 30 \text{ cm}^3$$

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

0,75 A₂

$$\text{Calculer le réactif en essai dans l'acide limite } M(\text{H}_3\text{O}^+) = M(\text{Ca}^{2+})_i \text{ ou } [\text{H}_3\text{O}^+]_i = 2,5 \cdot 10^{-2} \cdot 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{soit } [\text{H}_3\text{O}^+]_i = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

c) la masse de CaCO₃ qui a réagi.

0,5 A₂

$$\text{A l'essai, } M(\text{CaCO}_3)_{\text{réag}} = n(\text{Ca}^{2+})_{\text{réag}} \text{ ou } \frac{M(\text{CaCO}_3)}{n(\text{CaCO}_3)} = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \cdot V_A}{V_f \cdot V_M}$$

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

3- Montrer que la concentration molaire commune des solutions d'acides A₁H et A₂H est

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

0,5 A₂

$$\text{A l'essai, A.H. sont deux acides forts donc } [\text{H}_3\text{O}^+]_A = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_A}{V_A} = \frac{CV + CV - C}{2V}$$

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

III) Sur un volume V_B = 20 mL du mélange initial, additionné de quelques gouttes de BBT, on ajoute un volume V_e d'eau, la molarité des ions hydronium devient [H₃O⁺] = 2.10⁻² mol.L⁻¹.

Déterminer le volume d'eau ajouté.

1 A₂

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

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

Exercice n°2: (3,25 pts)

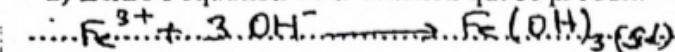
NB : tous les électrolytes sont forts.

On considère une solution (S_B) d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire C_B = 0,2 mol.L⁻¹

1- A un volume V₁ = 15 mL de (S_B) on ajoute un volume V = 20 mL d'une solution (S) de sulfate de fer III (Fe₂(SO₄)₃) de concentration molaire C = 0,04 mol.L⁻¹.

0,5 A₂

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



b) Calculer la masse du précipité obtenu.

$$M(\text{OH}^-) \cdot C_B \cdot V_1 = 0,2 \times 15 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol. et } M(\text{Fe}^{3+}) = 2 \cdot C_V = 0,04 \times 20 \cdot 10^{-3} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$M(\text{OH}^-) \cdot C_B \cdot V_1 \cdot M(\text{Fe}^{3+}) \cdot V = 3 \cdot 10^{-3} \cdot 1,6 \cdot 10^{-3} = 4,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol. soit } 2,9520377 \text{ mg. le réactif limitant.}$$

$$M(\text{Fe(OH)}_3) = \frac{M(\text{Fe}^{3+}) \cdot M(\text{OH}^-)^3}{3} = 10 \cdot 10^{-3} \cdot (56 + 3 \times 17) = 10 \cdot 10^{-3} \cdot 85 = 850 \text{ mg. soit } 0,85 \text{ g.}$$

2- A un volume V₂ = 12 mL de (S_B) on ajoute un volume V_A = 18 mL d'une solution (S_A) d'acide nitrique HNO₃ de concentration molaire C_A = 0,05 mol.L⁻¹ et quelques gouttes de BBT.

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

$$M(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot C_A \cdot V_A = 0,05 \cdot 18 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol. et } M(\text{OH}^-) \cdot C_B \cdot V_2 = 0,2 \times 12 \cdot 10^{-3} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

0,75 A₂

$$M(\text{OH}^-) \cdot C_B \cdot V_2 \cdot M(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot C_A \cdot V_A = 2,4 \cdot 10^{-3} \cdot 9 \cdot 10^{-4} = 2,16 \cdot 10^{-6} \text{ mol. soit } 2,16 \cdot 10^{-6} \text{ g.}$$

b) Déterminer les molarités des ions présents dans le mélange. *Le B.B.T prend la couleur bleue*

$$M(\text{OH}^-) \cdot C_B \cdot V_2 = M(\text{OH}^-) \cdot C_B \cdot V_2 = 2,4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2 \cdot 10^{-3} = 4,8 \cdot 10^{-7} \text{ mol.}$$

1 C

$$\text{soit } [\text{OH}^-] = \frac{M(\text{OH}^-) \cdot C_B \cdot V_2}{V_A + V_2} = \frac{4,8 \cdot 10^{-7}}{30 \cdot 10^{-3}} = 0,0016 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$M(\text{Na}^+) \cdot C_B \cdot V_2 = M(\text{Na}^+) \cdot C_B \cdot V_2 = 2,4 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2 \cdot 10^{-3} = 4,8 \cdot 10^{-7} \text{ mol.}$$

1 C

$$\text{soit } [\text{Na}^+] = \frac{M(\text{Na}^+) \cdot C_B \cdot V_2}{V_A + V_2} = \frac{4,8 \cdot 10^{-7}}{30 \cdot 10^{-3}} = 0,0016 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$M(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot C_A \cdot V_A = 0,05 \cdot 18 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol. et } M(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot C_A \cdot V_A = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol. soit } 9 \cdot 10^{-4} \text{ g.}$$

1 C

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⁻¹) Na = 23 H = 1 O = 16 Fe = 56(à 25°C) K_e = 10⁻¹⁴**Exercice 1 : (3,5points)**

On prépare une solution (S) de volume V=100 cm³ et de concentration molaire C= 0,02 mol.L⁻¹ en dissolvant dans l'eau une masse m d'hydroxyde de sodium (base forte) :

1) Définir une base forte .

(A₁ ; 0,5pt)

2) Calculer le pH de la solution obtenue .

(A₂ ; 0,5pt)

3) Déterminer la masse m .

(A₂ ; 0,5pt)4) À 40 cm³ de la solution (S), on ajoute 10 cm³ d'une solution aqueuse de chlorurede fer II (FeCl₂) de concentration molaire C'=0,03 mol.L⁻¹.

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

(A₁ ; 0,5pt)

b-Calculer la masse du précipité formé .

(A₂C ; 0,75pt)

c-Déterminer le pH de la solution finale .

(A₂C ; 0,75pt)**Exercice N°2 : (4,5points)**

On considère une solution aqueuse (S₁) de potasse KOH (base forte) de concentration molaire C₁= 0,06 mol.L⁻¹

1) Calculer le pH de la solution (S₁)(A₂ ; 0,75pt)2) On ajoute à 20 cm³ de cette solution (S₁) un volume d'eau pour obtenir une nouvelle solution⇒ (S₁) de pH=12 déterminer le volume d'eau ajouté .(A₂C ; 0,75 pt)3) On verse 9 cm³ d'une solution aqueuse (S₂) d'acide chlorhydrique HCl (acide fort) de concentration molaire C₂ = 0,1 mol.L⁻¹ sur 10 cm³ de la solution (S₁) de potasse 0,06 M .

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

(A₁ ; 0,5pt)

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

Justifier et déduire le pH de ce mélange .

(A₂ ; 1pt)c- quel volume de l'une des solutions (S₁) ou (S₂) faut-il ajouter au mélange précédent pour atteindre le point d'équivalence acido-basique .

(C ; 1,5 pt)

مختبر الماء والبيئة
الجامعة الإسلامية بغزة
29 5 20 37

CHIMIE

Exercice 1

1^e Une base est un corps composé qui par dissolution dans l'eau donne des ions hydroxyde OH⁻, la base est dite forte si sa réaction avec l'eau est totale.

2^e La base est forte donc [OH⁻]_s = C

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_s = \frac{10^{-14}}{C} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 1,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_s = 10^{-12,8} \Rightarrow \text{pH} = 12,8$$

$$\text{3}^e. C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = V \cdot C \cdot V_t$$

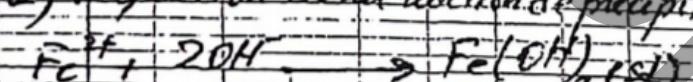
$$\text{AN: } n = 2 \cdot 10^{-2} \times 0,1 \times (23 + 16 + 1)$$

$$\text{AN: } n = 8 \cdot 10^{-2}$$

$$4^e. (\text{S}): \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- \quad (\text{S})$$

$$(\text{S}) \cdot \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \quad (\text{S})$$

$$\text{a) L'équation de la réaction de précipitation: excess de mélange obtenu et acide}$$



$$\text{b) } M(\text{Fe}^{2+})_i = C \cdot V \quad M(\text{Fe}^{2+})_f = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$M(\text{OH}^-)_i = C \cdot V \quad M(\text{OH}^-)_f = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$M(\text{OH}^-)_c = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \Rightarrow M(\text{OH}^-)_f > M(\text{Fe}^{2+})_f$$

donc OH⁻ est en excès et Fe²⁺ le réactif limitant \Rightarrow écrire l'équation:

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_2)_f = M(\text{Fe}^{2+})_f = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$M(\text{Fe}(\text{OH})_2)_f = M(\text{Fe}^{2+})_f \cdot \frac{1}{2} \quad (\text{S})$$

$$\text{AN: } M(\text{Fe}(\text{OH})_2)_f = 3 \cdot 10^{-4} \times (56 + 2(16 + 1)) = 27 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{c) } M(\text{OH}^-)_f = M(\text{OH}^-)_i - M(\text{OH}^-)_c$$

$$= M(\text{OH}^-)_i - 2n(\text{Fe}^{2+})_f$$

$$\Rightarrow M(\text{OH}^-)_f = M(\text{OH}^-)_i - 2n(\text{Fe}^{2+})_f = 8 \cdot 10^{-2} \times 3 \cdot 10^{-4}$$

$$M(\text{OH}^-)_f = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-11,6} \text{ donc pH}_f = 14,4$$

Exercice n°2

1^e KOH est une base forte sa dissociation

lente l'eau est totale donc [OH⁻] = C₁

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_s = \frac{10^{-14}}{C_1} = \frac{10^{-14}}{3 \cdot 10^{-2}} = 1,16 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_s = 10^{-12,8} \Rightarrow \text{pH} = 12,8$$

$$2^e. 1. (\text{S}) \xrightarrow{\text{dilution}} (\text{S}') \quad \text{pH}' = 12,2$$

$$\text{donc } [\text{H}_3\text{O}^+]_{s'} = 10^{-12} \text{ mol/L} \Rightarrow [\text{OH}^-]_{s'} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{d'or } C_1 \cdot V_1 = 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow C_1 \cdot (V_1 + V_2) = C_1 \cdot V_1$$

$$\text{AN: } V_2 = \frac{C_1 \cdot V_1}{10^{-2}} = V_1 \text{ ou } V_2 = \frac{(C_1 - 1) \cdot V_1}{10^{-2}}$$

$$\text{AN: } V_2 = \frac{10^{-2}}{10^{-3}} \times 20 \cdot 10^{-3} = 100 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$\text{AN: } V_2 = 100 \text{ mL}$$

$$3^e. \text{a) } \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{b) } M(\text{OH}^-)_s = C_1 \cdot V_2 = 6 \cdot 10^{-2} \cdot 10 \cdot 10^{-3} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{H}_3\text{O}^+)_{s'} = C_2 \cdot V_2 = 9,1 \times 9 \cdot 10^{-3} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$M(\text{H}_3\text{O}^+)_{s'} > M(\text{OH}^-)_s \text{ donc H}_3\text{O}^+ \text{ est en excess}$$

$$M(\text{H}_3\text{O}^+)_{s'} = M(\text{H}_3\text{O}^+)_{s''} + n(\text{ClF})_f = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{s''} = \frac{3 \cdot 10^{-4}}{10^{-12}} = 3,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{s''} = 10^{-1,8} \Rightarrow \text{pH} = 1,8$$

c) au mélange initial de l'acide pour avoir l'équivalence on doit ajouter un volume V_{b(j)} à (S)

pour avoir l'équivalence.

$$M(\text{OH}^-)_f = M(\text{H}_3\text{O}^+)_{s''}$$

$$\text{d'or } C_1 \cdot V_{b(j)} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{s''}$$

$$\text{d'or } V_{b(j)} = \frac{M(\text{H}_3\text{O}^+)_{s''}}{C_1} = \frac{3 \cdot 10^{-4}}{6 \cdot 10^{-2}}$$

$$\text{AN: } V_{b(j)} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{229/300} \text{ mL}$$

النوع النموذجي
نطاق

6.29.520-377 3-513

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⁻¹) : 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 $V = 400\text{mL}$ 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 méthanimine est une base faible.

0,5

b- Ecrire l'équation de la dissociation ionique de la méthanimine 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 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

A₂

A₂

A₁

A₁

A₂

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 pH_1 , et d'un volume $V_2 = 150\text{mL}$ d'une solution (S_2) d'acide nitrique HNO_3 de concentration initiale C_2 et de 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 H_3O^+ 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

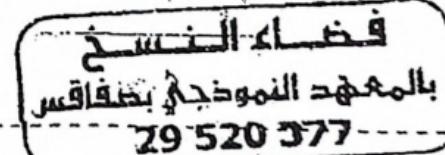
* Calculer les valeurs de pH_1 et de pH_2 .

A₁

A₁

A₁

C



29 520 377

A₂

A₂

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⁻¹) : 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.

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

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

$[OH^-] < c$ 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

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

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

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

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

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 pH_1 , et d'un volume $V_2 = 150\text{mL}$, d'une solution (S_2) d'acide nitrique HNO_3 de concentration initiale C_2 et de pH_2 .

1) Définir un acide fort

0,5

Un acide est un corps composé dont la dissolution dans l'eau donne des ions H_3O^+ ; 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



b- Sachant que dans le mélange (M) le nombre de moles d'ions H_3O^+ provenant de la solution (S_1) et le double de celui provenant de la solution (S_2).

* 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 $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{S_2} = C_2 V_2$

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

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{M'} = 3C_2 V_2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{M'} = \frac{3C_2 V_2}{V_1 + V_2} = \frac{3C_2 V_2}{\frac{V_1}{3} + V_2} = \frac{9}{4} C_2 V_2$$

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

Donc: $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{p} = n(\text{OH}^-)_{p}$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_{M'} V' = C' V' \cdot \text{Aig} \cdot \frac{3}{4} C_2 V_2 = C' V'$ or

KOH est une base forte donc $C' = [\text{OH}^-]_{S'} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^2 \text{ mol.L}^{-1}$

$$C_2 = \frac{4C'V'}{9V_2} \quad \text{AN} \quad C_2 = \frac{4 \times 10^2 \times 11,25 \times 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3} \times 9} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

* En déduire la valeur de C_1

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

* Calculer les valeurs de pH_1 et de pH_2 .

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{S_1} = C_1 \cdot \text{Aig} \cdot 10^{-12} = 3 \cdot 10^{-3} \times 10^{-3} = 10^{-6} \Rightarrow \text{pH}_1 = -\log_{10} 10^{-6} = 6$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{S_2} = C_2 \cdot \text{Aig} \cdot 10^{-12} = 5 \cdot 10^{-3} \times 10^{-3} = 10^{-6} \Rightarrow \text{pH}_2 = 6$$

فخت ام الـ ٣٧٧
بالمعرفة النموذجية باتفاق

On donne : en (g.mol⁻¹) : H = 1, C = 12 ; O = 16, Cl = 35,5 Ca = 40, Fe = 56 , Ag = 108
le volume molaire V_M = 24 L.mol⁻¹ et [H₃O⁺][OH⁻] = 10⁻¹⁴ 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⁻¹ 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.

فْيَالِ التَّمَوِّلِيِّ
بِالْمَعْدَنِيِّ

29 520 377

- 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 V₁ = 10 cm³ de la solution précédente, on ajoute un excès d'une solution de nitrate d'argent (AgNO₃). 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 V₂ = 50 cm³ de la solution de chlorure d'hydrogène déjà préparée sur une masse m = 4g de carbonate de calcium (CaCO₃).

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

فْيَالِ التَّمَوِّلِيِّ
بِالْمَعْدَنِيِّ

29 520 377

0,5

0,5

0,5

0,25

0,5

0,5

0,25

1

A₂

A₂

A₁

A₁

A₁

A₂

A₁

A₁

A_{2B}

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

A₂

A₂

A₂

A₂E

On donne : en (g.mol⁻¹) : H = 1, C = 12, O = 16, Cl = 35,5 Ca = 40, Fe = 56, Ag = 108
le volume molaire V_M = 24 L.mol⁻¹ et [H₃O⁺][OH⁻] = 10⁻¹⁴ à 25°C

Exercice n° 1 : (4,5 points)

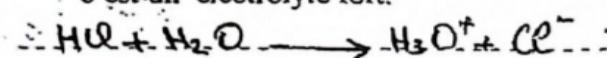
On veut préparer une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène (HCl) de concentration molaire C = 0,1 mol.L⁻¹ et de volume V = 0,5 L

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

$$L = \frac{n}{V} = \frac{Vg}{V_m \cdot V} \rightarrow Vg = C \cdot V_m \cdot V \rightarrow 29,520,377$$

$$\underline{\text{AN}} - Vg = 0,1 \times 24 \times 0,5 = 1,2 \text{ L}$$

- 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 V₁ = 10 cm³ de la solution précédente, on ajoute un excès d'une solution de nitrate d'argent (AgNO₃). 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.

Ag⁺ est utilisé en excès donc Cl⁻ est le réactif limitant, d'après l'équation $m(\text{AgCl})_f = n(\text{Cl}^-) = [Cl]_f \cdot V_f = C \cdot V_1 \cdot \text{hyp. M(AgCl)} = 2 \cdot V_1 \cdot D_{\text{AgCl}}$

- 4) On verse un volume V₂ = 50 cm³ de la solution de chlorure d'hydrogène déjà préparée sur une masse m = 4 g de carbonate de calcium (CaCO₃).

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

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

$$M(\text{H}_3\text{O}^+)_f = C \cdot V_2 = 0,1 \times 0,5 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

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

$$\frac{M(\text{H}_3\text{O}^+)_f}{2} < M(\text{CaCO}_3)_f \Rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ \text{ est le réactif limitant}$$

Exercice n° 2 : (3,5 points)

On prépare une solution (S) de soude de concentration C et dont le pH_S = 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_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 mg

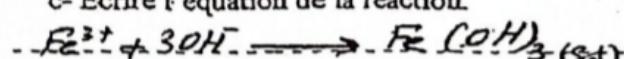
a- En justifiant, votre réponse, donner la formule statistique du sulfate de ferIII.

La formule ionique du sulfate de ferIII est $2\text{Fe}^{3+}, \text{SO}_4^{2-}$. donc sa 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 : Fe(OH)_3 rouge

c- Ecrire l'équation de la réaction.



d- Déterminer le volume V_p prélevé

Fe³⁺ est utilisé en excès donc OH⁻ est le réactif limitant et où

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

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

CHIMIE

(8 points)

On donne : (en g.mol⁻¹) H = 1 O = 16 S = 32 Cl = 35,5 Ba = 137

à 25°C [H₃O⁺] . [OH⁻] = 10⁻¹⁴

Exercice n°: 1 (3,25 pts)

On dispose de 100ml de solution à 0,040 mol.L⁻¹ d'hydroxyde de baryum Ba(OH)₂.



- 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⁻¹ à partir de la solution précédente ?
- 3°) On mélange les 100 mL de (S) avec 100mL de solution S' d'acide sulfurique H₂SO₄ de concentration 0,05mol.L⁻¹.



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

Exercice n°: 2 (4,75 pts)

On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique, notée S₀ de concentration C₀ inconnue. Afin de déterminer C₀, on applique le protocole suivant :

- On prélève un volume V₀ de la solution d'acide chlorhydrique S₀ et on ajoute un volume d'eau V_{eau} = 9 V₀, on prépare ainsi une nouvelle solution notée S₁.
- On prélève ensuite 20 mL de la solution S₁ 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⁻¹ 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 C₀ de la solution d'acide chlorhydrique S₀.

Quelle est la masse de chlorure d'hydrogène que l'on a dissoute dans l'eau distillée pour obtenir un litre de solution S₀ ?

Calculer le volume de la solution d'hydroxyde de potassium qu'il faut ajouter à 20 mL de la solution S₁ pour que le pH du mélange prenne un valeur égale à 1,56.

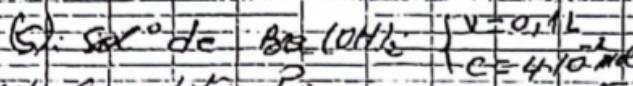
Cap	Bar
A,A ₂	1
A,C	07,5
	1
	0,5
29 520 371	1
A ₁	0,5
A ₁	0,5
A ₁	0,25
A ₁ C	1,25
A ₁	0,75
C	1,5

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

Ba^{2+} (S) (à part l'eau) H_3O^+ et OH^- (à part l'eau)

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

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w = \frac{10^{-14}}{8 \cdot 10^{-3}}$$

$$2^\circ / (\text{S}') \text{ sol° de } \text{Ba}(\text{CO}_3)_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} V' = 0,1 \text{ L} \\ C' = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \end{array} \right.$$

$$\therefore n' = C' V'$$

c'est donc (S') qui prépare par

dilution de (S), tout le volume d'équivalence de la réaction est

puisque de (S): $n = n_1 = C_1 V_1$

$$\text{donc } C' V' = C_1 V_1 \text{ ou } V_1 = \frac{C' V'}{C}$$

$$\text{AN } V_1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

on mettra $V_1 = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ L}$ dans

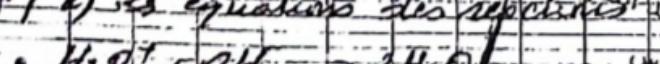
que l'on verse dans une fiole

fermée de volume 100 mL puis

on complète avec de l'eau distillée

jusqu'au biseau de jauge

3°/ a) Les équations des réactions



$$\text{b) } n(\text{Ba}^{2+})_f = C' V_f \text{ ou } n(\text{Ba}^{2+})_f = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-})_f = C' V_f \text{ ou } n(\text{SO}_4^{2-})_f = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{Ba}^{2+})_i < n(\text{SO}_4^{2-})_i \text{ donc finalement } n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_i - n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagi}}$$

$$\text{limitant donc } n(\text{BaSO}_4)_f = n(\text{Ba}^{2+})_i = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagi}} = n(\text{OH}^-)_{\text{réagi}} = C_e V_e$$

$$11/12$$

Exercice n° 2

1/ donnez un tableau de solubilité

de BaSO_4 (S), la molalité de H_3O^+

H_3O^+ détermine donc le pH

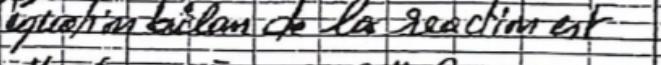
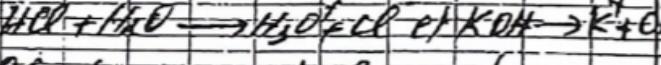
et ainsi le pH correspondant

à ce pH les entités qui interviennent

dans la réaction lors du mélange

avec la solution de HCl et la

solution de KOH sont H_3O^+ et OH^-



Le BBT est un indicateur coloré qui

permet de détecter l'équivalence

par un virage de la couleur jaune

en bleue verte à la couleur verte

dans un milieu neutre à l'équivalence.

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

$$\text{donc } C_e V_e = C_e V_f \text{ d'où } C_e = \frac{C_e V_e}{V_f}$$

$$\text{AN } C_e = 0,1 \times 15 \cdot 10^{-3} = 15 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$2^\circ / \text{b) } M_o = C_o V_o \text{ d'où } M_o = C_o V_o \text{ ou } M_o = C_o V_o \cdot 100$$

$$\text{AN } M_o = 0,125 \times 1 \times (1 + 35,5) = 27,375 \text{ g}$$

d'où $\text{pH} = 15,6$ donc spectre d'ion

$\text{M(H}_3\text{O}^+)\text{ > n(OH)}_{\text{réagi}} \text{ ou } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 10 \text{ en } V_o$

$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagi}} = n(\text{OH}^-)_{\text{réagi}} = C_e V_e$

11/12