

Module C111/2
Série n°1

Les solutions : pourcentage massique, molarité, normalité, molalité

- 1- Calculer le **pourcentage massique** d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 qui contient 49 g d'acide dans 196 g d'eau.
- 2- Calculer la **quantité de solution** d'**hydroxyde de potassium** KOH qui peut être obtenue à partir de 0,3 moles de soluté d'une solution **11,2 %** en **pourcentage massique**.
Données : Masse atomique molaire en g mol^{-1} : K = 39 ; O = 16 ; H = 1.
- 3- Un litre d'une solution aqueuse de chlorure de sodium contient 0,02 moles de soluté. Calculer la quantité de soluté contenu dans 50 mL de cette solution.
- 4- Dans une solution de CuCl_2 à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, quelle est la concentration **effective** en ions Cu^{2+} ? en ions Cl^- ?
- 5- Quelle masse de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ faut-il utiliser pour préparer 100 mL de solution de sulfate de cuivre de concentration molaire $0,1 \text{ mol/L}$?
Données : Masse atomique molaire en g mol^{-1} : Cu = 63,5 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1.
- 6- Quelle est la concentration en ions aluminium et en ions fluorure d'une solution de fluorure d'aluminium à $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$? Justifier.
- 7- Le sérum physiologique est une solution de chlorure de sodium. Une préparation pour une perfusion contient 0,9% en masse de NaCl.
 - a- Déterminer la **concentration massique** de cette solution en prenant pour la masse volumique de la solution: $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$.
 - b- En déduire sa concentration molaire.**Données** : Masse atomique molaire en g mol^{-1} : Na=23 ; Cl=35,5.
- 8-1- Adil veut préparer 500 ml d'une solution de sulfate de cuivre(II) de concentration molaire 75 mmol.L^{-1} à partir de cristaux **anhydres** considérés comme purs.
 - a- Ecrire l'équation-bilan de mise en solution.

b- Quelle est la concentration molaire effective des ions de cette solution ?

c- Quelle masse de ce solide faut-il dissoudre pour préparer cette solution ?

2- En réalité, Adil a préparé la solution en utilisant, par inadvertance, du nitrate de cuivre(II) trihydraté !

a- Ecrire la **formule statistique** de ce composé chimique.

b- Calculer sa masse molaire.

c- Quelle est en définitive la concentration molaire de la solution préparée par Adil ?

Données : CuSO_4 ; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Masse atomique molaire en g mol^{-1} : Cu = 63,5 ; S = 32 ; O = 16 ; N = 14 ; H = 1.

9- Calculer la **normalité** de l'acide phosphorique qui contient :

a- 98 g de soluté par 500 mL de solution.

b- 0,2 **équivalents-grammes** de soluté par 50 mL de solution.

c- 6 moles de soluté par 3000 cm^3 de solution.

Données : H_3PO_4 ; Masse atomique molaire en g.mol^{-1} : P = 31 ; O = 16; H = 1.

10- Calculer la **molalité** de l'**acide nitrique** HNO_3 qui est préparée en :

a- en dissolvant 12,6 g de soluté dans 50 mL d'eau.

b- à partir de 5 équivalents-grammes de soluté et 2,5 kg d'eau.

11- Une étiquette de flacon de solution commerciale d'acide chlorhydrique (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl) indique les informations suivantes :

Chlorure d'hydrogène : HCl

Masse molaire = $36,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Pourcentage massique en chlorure d'hydrogène : 35,3 % ; densité : 1,18

a- Calculer la masse de chlorure d'hydrogène contenue dans ce litre de solution commerciale d'acide chlorhydrique.

b- En déduire la concentration molaire de la solution commerciale.

c- Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux, mesuré dans les conditions normales de température et de pression est nécessaire pour constituer 1,00 L de cette solution commerciale ?

Données : Volume molaire d'un gaz parfait : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$.

Module C111/2
Série 2

1- Donner la définition d'un acide et d'une base au sens de Brönsted.

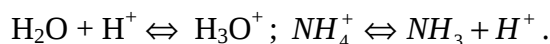
2- On considère les couples acide/base suivants :



a- Indiquer, en justifiant votre choix, quels sont les acides parmi les couples ci-dessus.

b- Ecrire pour chaque couple la demi-équation acidobasique.

3- Soit les demi-équations acidobasiques :



a- Indiquer, en justifiant votre choix, quels sont les bases parmi les espèces chimiques ci-dessus.

b- Ecrire le couple acidobasique pour chaque demi équation.

c- Quelle propriété acidobasique possède l'eau. Justifier votre réponse.

4-a- Définir une réaction acido-basique.

b- Ecrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'**acide nitreux** HNO_2 et l'ammoniac NH_3 .

c- Ecrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'ion anilinium $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$ et l'ion hydroxyde HO^- .

5- Etablir par ordre croissant, pour une concentration égale, l'acidité des couples ci-dessous :

Couple acide/base	pKa
$\text{CH}_3\text{-COOH} / \text{CH}_3\text{-COO}^-$: Acide éthanóïque	4,75
$\text{ClCH}_2\text{-COOH} / \text{ClCH}_2\text{-COO}^-$: Acide monochloroéthanóïque	2,85
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$: Ethanamine	10,8
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$: Aniline	4,6

6-a- Calculer le pH d'une solution aqueuse d'un acide fort noté HA de concentration molaire $C_0 = 10^{-1} \text{ mol/L}$ puis $C_0 = 10^{-4} \text{ mol/L}$.

b- Calculer le pH d'une solution aqueuse d'un acide faible noté HA ($pK_a=3,6$) de concentration molaire $C_0=10^{-1}$ mol/L puis $C_0 = 10^{-4}$ mol/L.

7- Quel volume d'eau doit-on ajouter à 24 mL de solution de NaOH 0,3 mol/L pour obtenir une solution à pH = 11,8 ?

8- Ecrire la réaction d'hydrolyse de l'ion **acétate**. Quel est le **pK_b** de cette base ?

Donnée : pK_a (CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,75.

9- Sachant que l'acide fluorhydrique HF 0,1 mol.L⁻¹ se dissocie à 7,9 %, calculez les concentrations en HF, F⁻ et H₃O⁺ à l'équilibre, et calculez la constante d'acidité K_a.

10- Quel est le pH de la solution résultant du mélange de 20 mL de HCl 0,5 mol.L⁻¹ avec 9 mL de NaOH 1 mol.L⁻¹ ?

11- Il a fallu 17,4 mL d'hydroxyde de baryum 0,05 mol.L⁻¹ pour neutraliser 236 mg d'un monoacide. Déterminez la masse molaire de ce monoacide.

12- On dose par pH-métrie 20 mL d'une solution d'un acide HA de concentration initiale inconnue, par une solution d'hydroxyde de sodium 0,1 mol.L⁻¹. On obtient les résultats suivants :

V _{NaOH} (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16
pH	2,65	3,2	3,6	3,8	4	4,2	4,3	4,45	4,7
V _{NaOH} (mL)	18	19	20	20,4	20,6	21	23	25	
pH	5,05	5,3	6,45	9,1	10,35	11	11,45	11,6	

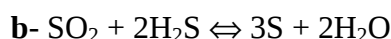
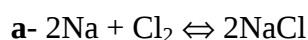
a- Tracer sur **papier millimétré** ou avec un **logiciel de traitement** de données la courbe de variation du pH en fonction du volume de base.

b- Déterminer le point d'équivalence et la concentration initiale de l'acide.

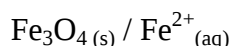
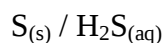
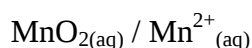
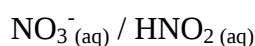
c- Quel est le pK_a de cet acide ?

Module C111/2 Série 3

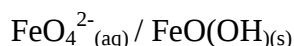
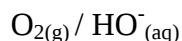
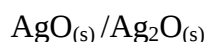
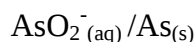
1- Déterminer l'oxydant et le réducteur dans les oxydoréductions suivantes :



2- Ecrire les demi-équations des couples **oxydant/réducteur** suivants en **milieu acide** :



3- Ecrire les demi-équations des couples **oxydant/réducteur** suivants en **milieu basique** :



4- Une solution **acidifiée** de permanganate de potassium (K^+ , MnO_4^-) réagit avec une solution contenant des ions chlorure Cl^- . Il se forme du dichlore Cl_2 gazeux.

a- D'après les couples oxydant/réducteur donnés ci-dessous, écrire les demi-équations correspondant à ces couples : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$; $\text{Cl}_{2(\text{g})} / \text{Cl}^- (\text{aq})$.

b- En déduire l'équation bilan de la transformation chimique qui se produit dans cette expérience.

c- Quelle est la valeur du volume de dichlore que l'on peut préparer à partir de 10 g de permanganate de potassium solide. L'acide sera mis en excès.

Données : Volume molaire dans les conditions de l'expérience $V_m = 25 \text{ L.mol}^{-1}$.

Masse molaire (en g.mol^{-1}) : K = 39,1 Mn = 54,9 O=16,0.

5- Une réaction de **dismutation** est une réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle une même espèce chimique réagit en tant qu'oxydant d'un couple et en tant que réducteur d'un



autre couple.

L'eau de javel est une solution équimolaire d'hypochlorite de sodium, $Na^+ + ClO^-$, et de chlorure de sodium. Le chauffage prolongé d'une solution d'eau de javel conduit à la transformation d'ions chlorate ClO_3^- et chlorure Cl^- .

a- Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives aux couples ClO_3^- / ClO^- et ClO^- / Cl^- .

b- En déduire l'équation de la réaction de dismutation des ions hypochlorite ClO^- .

6- Soit la pile : $Fe/Fe^{2+} // Sn^{2+}/Sn$

a- Quels sont les pôles positif et négatif de cette pile ?

b- Ecrivez les demi-réactions aux électrodes et l'équation bilan ?

c- Quelles sont les concentrations finales en ion Fe^{2+} et Sn^{2+} si chaque demi-pile contient au départ 50 mL de solution 0,1 M et si la lame de fer a diminué de 28 mg ?

Données : $E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(Sn^{2+}/Sn) = -0,136 \text{ V}$.

7- Une pile **bouton** contient 1,85 g d'oxyde d'argent.

a- Ecrivez les réactions d'oxydation et de réduction entre les couples Ag_2O / Ag ($E^\circ = 0,34 \text{ V}$) et $Zn(OH)_4^{2-} / Zn$ ($E^\circ = -1,20 \text{ V}$).

b- Quelle est la tension à vide fournie par la pile ?

c- Quelle est la masse de Zn qui disparaît pendant le fonctionnement de la pile ?

8- On considère la pile suivante : $Cu/Cu^{2+} (0,1M) // Fe^{3+} (0,4M), Fe^{2+} (0,4M)/Pt$

a- Déterminer le potentiel de chacune des électrodes et en déduire leurs polarités. Calculer la f.e.m initiale de la pile.

b- Donner le schéma de cette pile en précisant le sens du courant électrique et celui de migration des ions dans le pont salin qui est une solution de KCl. Donner les demi-réactions redox qui ont lieu au niveau de chaque électrode.

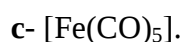
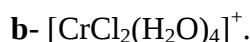
c- Ecrire la réaction bilan. Calculer la constante d'équilibre.

d- Après une durée de fonctionnement, le potentiel de l'électrode Cu(s) devient égal à 0,32V. Calculer dans ces conditions la concentration des ions Cu^{2+} .

Données : $E^\circ(Cu^{2+}/Cu(s)) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 \text{ V}$.

Module C111/2
Série 4

1- Nommer les complexes suivants :



2- On mélange 500 mL d'ammoniaque NH_3 à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ et 100 mL de sulfate de cuivre $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ à la concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

a- Ecrire la réaction de formation du complexe ainsi que son **tableau d'avancement**.

b- Calculer la constante de formation de ce complexe. Que peut-on en déduire au sujet de la réaction de formation ?

c- Déterminer les concentrations de toutes les espèces chimiques intervenant dans la réaction de complexation en état final.

Donnée : $K_D(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}) = 2,5 \cdot 10^{-13}$.

3- Dans un litre d'une solution de chlorure de zinc (II) à $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute 1 mole d'ammoniac. Il se forme le complexe tetramminezinc(II). A l'équilibre, la concentration en ions zinc(II) est égale à $1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.

Calculer la constante de formation β_4 du complexe tetramminezinc(II) (on négligera l'action de l'eau sur l'ammoniac et on supposera qu'il n'y a pas variation de volume).

4- Pour former le complexe $(\text{FeCH}_3\text{COO})^{2+}$, on mélange 50 mL de solution de nitrate de fer III $0,1 \text{ M}$ et 50 mL d'acétate de sodium $0,1 \text{ M}$.

a- Nommer le complexe formé.

b- Déterminer la composition de la solution à l'équilibre.

c- On ajoute sans dilution, un acide non complexant, comme l'acide nitrique. Dans quel sens est déplacé l'équilibre de complexation ?

d- Déterminer le pH de la solution, lorsqu'il n'y a que 1% des ions Fe^{3+} complexé.

Données : $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$; $\text{pK}_D(\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})^{2+}) = 3,2$.

5- On considère une solution saturée en chlorure de plomb. Calculer la concentration en ions Pb^{2+} de la solution.

Donnée : $pK_s (\text{PbCl}_{2(s)}) = 4,8$.

6- Calculer la solubilité du sulfate de baryum BaSO_4 :

a- dans l'eau pure.

b- dans une solution d'acide sulfurique à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données : $pK_s (\text{BaSO}_{4(s)}) = 9,97$; H_2SO_4 sera considéré comme un diacide fort.

7-a- Pour quelle valeur du pH observe-t-on la formation d'hydroxyde de zinc de formule $\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)}$ dans une solution de nitrate de zinc de concentration initiale $C = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

b- On se place à $\text{pH} = 4$.

i) Quelle est la concentration en ions hydroxyde de la solution.

ii) Calculer le produit $[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2$.

iii) Comparer celui-ci au produit de solubilité de l'hydroxyde de zinc. La condition de non précipitation est-elle respectée ?

Données : $pK_s (\text{Zn}(\text{OH})_{2(s)}) = 17$; $K_e = 10^{-14}$.

Cinétique chimique

1- A 25°C , on étudie la réaction : $\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{C}$

La concentration initiale de A, au temps $t=0$, est $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. La concentration de A déterminée au cours du temps donne les résultats suivants :

t (mn)	30	60	100	150	210
[A] mol.L^{-1}	0,0775	0,0600	0,0425	0,0279	0,0168

a- Quel est l'ordre de la réaction ?

b- Donner, en précisant leur unité :

- la valeur de la constante de vitesse k ;

- le temps de demi-réaction $T_{1/2}$.

c- Calculer, en kJ.mol^{-1} , l'énergie d'activation de la réaction, sachant que lorsque la réaction est effectuée à 50°C , le rapport des constantes de vitesse est tel que :

$$\frac{k_{(25^\circ\text{C})}}{k_{(50^\circ\text{C})}} = 0,02$$

Donnée : $R = 8,3 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

Module C111/2 Corrigé de la série 1

1- Définition du pourcentage massique :

Le pourcentage massique d'un constituant i est la proportion de ce constituant dans le

mélange ; soit : $\%w/w = \frac{m_i}{m_{\text{totale}}} \times 100$

où m_i et m_{totale} désignent respectivement la **masse du constituant i** et la **masse totale du mélange** (masse de la solution).

Dans notre cas, on a $\%w/w = \frac{49}{49 + 196} \times 100 = 20 \%$

2- Dans 0,3 moles de soluté, la masse de KOH est : $0,3 \times M_{\text{KOH}}$.

M_{KOH} étant la masse molaire de KOH vaut : 56 g/mol. On a $0,3 \times 56 = 16,8$ g de soluté KOH.

Le pourcentage massique est égal à 0,112 : $\%w/w = 0,112 = \frac{16,8}{m_{\text{solution}}}$

$\Rightarrow m_{\text{solution}} = \frac{16,8}{0,112} = 150$ g.

3- On a 0,02 moles de soluté dans 1000mL, dans 50 mL on aura $\frac{50 \times 0,02}{1000} = 0,001$ moles.

4- La concentration **effective des ions Cu^{2+}** est : $[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n_{\text{Cu}^{2+}}}{V_{\text{solution}}}$; **même chose pour Cl^-** .

Dans 1 mole de CuCl_2 , on a **1** mole de Cu^{2+} et **2** moles de Cl^- .

Si 0,1 M est la concentration de CuCl_2 , on a $[\text{Cl}^-] = 2[\text{Cu}^{2+}] = 2 \times 0,1 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

5- On a $C = \frac{n}{V_{\text{solution}}} = \frac{m}{M \times V_{\text{solution}}} \Rightarrow m = C \times M \times V_{\text{solution}}$

M est la masse molaire du sulfate de cuivre penta hydraté vaut $249,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

On a $m = 0,1 \times 249,5 \times 100 \times 10^{-3} = 2,49$ g.

6- L'équation-bilan de la dissolution du fluorure d'aluminium est :



Avec c la concentration en soluté, on a donc $[\text{Al}^{3+}] = c$ et $[\text{F}^{-}] = 3c$.

Application numérique : $[\text{Al}^{3+}] = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ et $[\text{F}^{-}] = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

7-a- La masse de NaCl dans un litre est $\frac{0,9 \times 1000}{100} = 9 \text{ g}$.

La concentration massique ou titre pondérale est 9 g.L^{-1} .

b- La concentration molaire est $\frac{\text{Concentration massique}}{\text{Masse molaire}} = \frac{9}{23 + 35,5} = 0,154 \text{ M}$.

8-1-a- L'équation bilan de mise en solution à partir des cristaux de sulfate de cuivre anhydre est :



La concentration est $75 \times 10^{-3} = 0,075 \text{ mol.L}^{-1}$.

b- La concentration molaire effective des ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} en solution est :

Dans une mole de CuSO_4 , on a **1 mole** de Cu^{2+} et **1 mole** de SO_4^{2-} .

Donc $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 0,075 \text{ M}$.

**Dissociation totale
de l'électrolyte**

c- Calcul de la masse de CuSO_4 nécessaire pour préparer 500 mL de concentration 0,075 M.

$$\text{On a : } C = \frac{n}{V_{\text{solution}}} = \frac{m}{M_{\text{CuSO}_4} \times V_{\text{solution}}} = 0,075 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$m = 0,075 \times 159,5 \times 500 \times 0,001 = 5,98 \text{ g}$$

8-2-a- La formule statistique du nitrate de cuivre(II) tri-hydraté est : $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

b- Calcul de la masse molaire de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$:

$$M = 63,5 + 14 \times 2 + 16 \times 6 + 3 \times 18 = 241,5 \text{ .mol}^{-1}$$

$$\text{c- } C = \frac{5,98}{241,5 \times 500 \times 0,001} = 0,0495 \text{ M}$$

9- Définition de la normalité : La normalité (ou concentration normale) d'une solution est le nombre d'équivalents-grammes de soluté contenu dans un litre de solution.

L'unité de normalité est l'équivalent-gramme par litre, représentée par le symbole **N** :

$$1 \text{ N} = 1 \text{ eq} \cdot \text{L}^{-1}$$

a- L'acide phosphorique est un triacide, il libère 3 équivalents-grammes.

$$\text{La molarité de } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ est } C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_{\text{H}_3\text{PO}_4} \times V} = \frac{98}{98 \times 500 \times 10^{-3}} = \frac{1}{0,5} = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$M_{\text{H}_3\text{PO}_4}$ est la masse molaire de H_3PO_4 égale à 98 g/mol.

La relation qui lie la **molarité et la normalité** est : $C = \frac{N}{p}$

Où p est le nombre d'équivalent mis en jeu.

Dans ce cas précis, on a $p = 3$ et $N = 2 \times 3 = 6 \text{ N}$.

b- L'équivalent gramme correspond à la normalité. 0,2 équivalent-gramme dans 0,05 L soit :

$$\frac{0,2}{50 \times 10^{-3}} = 4 \text{ mol eq} \cdot \text{L}^{-1} = 4 \text{ N}.$$

$$\text{c- } C = \frac{6}{3000 \times 10^{-3}} = \frac{6}{3} = 2 \text{ M}.$$

$$N = 2 \times 3 = 6 \text{ N}.$$

10- La molalié (ou concentration molale) C_m d'une solution, dont l'unité est représentée par le symbole **m**, est le nombre de moles de soluté par **kilogramme** de solvant :

$$C_m = \frac{n}{m_{\text{solvant}}} [\text{mol} \cdot \text{kg}^{-1}]. \text{ La molalité (m) ne peut être calculée à partir de la molarité (M) ou}$$

de la normalité (N) à moins de connaître la **densité de la solution**.

a. Dans **ce cas précis** le solvant est **l'eau**. La densité de l'eau est égale à 1, par conséquent on a : $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ litre} = 1 \text{ kg}$.

$$\text{La molarité de } \text{HNO}_3 \text{ est : } C = \frac{12,6}{63 \times 50 \times 10^{-3}} = 4 \text{ M}.$$

$$\text{La molalité } C_m = 4 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

b. 5 équivalents-grammes correspondent à 5 **moles du soluté** HNO_3 .

$$\text{La molalité est : } C_m = \frac{n}{m_{\text{solvant}}} = \frac{5}{2,5} = 2 \text{ mol} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

11-a- Masse de HCl

Densité $d = 1,18$ signifie que 1 L de solution pèse $1,18 \cdot 10^3$ g.

Pourcentage massique : 35,3% signifie que sur 100 g de solution il y a 35,3 g de HCl.

Donc sur $1,18 \cdot 10^3$ g de solution il y a (m) g de HCl ;

$$\text{Il vient : } m = \frac{1,18 \cdot 10^3 \times 35,3}{100} = 4,17 \cdot 10^2 \text{ g}.$$

b- Concentration molaire

$$\text{On a } C = \frac{n}{V} \text{ or } n = \frac{m}{M} \text{ donc } C = \frac{m}{M \times V}$$

Application numérique :

$$C = \frac{4,17 \cdot 10^2}{36,5 \times 1} = 11,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

c- Volume de $\text{HCl}_{(g)}$

L'équation de dissolution est : $\text{HCl}_{(g)} = \text{H}^+_{\text{aq}} + \text{Cl}^-_{\text{aq}}$

Il faut n_{HCl} gazeux pour former $n_{\text{H}^+} = n_{\text{Cl}^-}$ de solution d'acide chlorhydrique.

Donc $n_{\text{HCl}} = n_{\text{H}^+} = n_{\text{Cl}^-} = C \times V = 11,4 \times 1 = 11,4 \text{ mol}.$

$$\text{D'après le volume molaire : } V_m = \frac{V_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}}} \Rightarrow V_{\text{HCl}} = V_m \times n_{\text{HCl}} = 22,4 \times 11,4 = 255,36 \text{ L}.$$

Module C111/2
Corrigé de la série 2

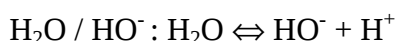
1- Un acide, selon Brönsted, est une espèce chimique capable de **céder** un proton H^+ .

Une base, selon Brönsted, est une espèce chimique capable de **capter** un proton H^+ .

2-a- Pour le couple CH_3COOH / CH_3COO^- : CH_3COOH est un acide car il est capable de céder un proton H^+ .

Pour le couple H_2O / HO^- : H_2O est un acide car il est capable de céder un proton H^+ .

b- Les demi-équations acide/base sont :



3-a- $H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$: H_2O est une base car il est capable de capter un proton.

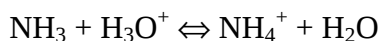
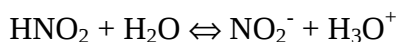
$NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$: NH_3 est une base car il est capable de capter un proton.

b- H_3O^+ / H_2O ; NH_4^+ / NH_3 .

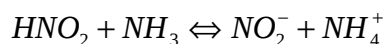
c- L'eau est un ampholyte car c'est une espèce chimique qui présente à la fois un caractère acide et basique, selon Brönsted.

4-a- Une réaction acido-basique est une transformation où il y a un échange de proton H^+ de l'acide vers la base.

b- La réaction acido-basique met en jeu deux couples acide/base HNO_2 / NO_2^- et NH_4^+ / NH_3 .



La réaction acidobasique entre les deux couples susmentionnés est :

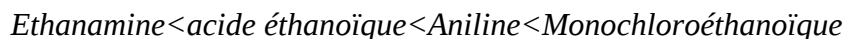


c- $C_6H_5NH_3^+ + HO^- \rightleftharpoons C_6H_5NH_2 + H_2O$

5- La constante d'acidité K_a d'un couple renseigne sur la force de l'acidité de ce couple.

Ainsi plus K_a est grand (pK_a est petit) plus l'acide est fort.

Le classement de l'acidité, pour une **concentration égale**, par ordre croissant des couples est :

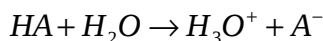


6-a- Calcul du pH d'un acide fort

La concentration de l'acide fort étant égal à 0,1M, le pH est donné par :

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+].$$

La dissociation de l'acide fort HA dans l'eau est :



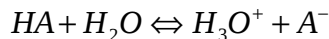
D'après la conservation de la masse on a $C_0 = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ M}$.

On a $\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}10^{-1} = 1$

- Pour $C_0 = 10^{-4} \text{ M}$, $\text{pH} = 4$.

b- Calcul du pH d'un acide faible

La dissociation de l'acide faible HA dans l'eau est :



La conservation de la matière implique : $C_0 = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$

L'électroneutralité de la solution E.N.S donne : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{HO}^-]$

L'autoprotolyse de l'eau est : $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-$

On a $C_0 = 10^{-1} \text{ M}$; nous vérifions si le rapport $\frac{K_a}{C_0} < 10^{-2}$.

$$\text{On a } K_a = 10^{-3,6}, \frac{K_a}{C_0} = \frac{10^{-3,6}}{10^{-1}} = 10^{-2,6} < 10^{-2}.$$

Nous pouvons considérer que l'acide est faiblement dissocié. Son pH est alors :

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(pK_a - \log C_0) = \frac{1}{2}(3,6 + 1) = 2,3.$$

- Pour $C_0 = 10^{-4} \text{ M}$, on a $\frac{K_a}{C_0} = \frac{10^{-3,6}}{10^{-4}} = 10^{-3,6+4} = 10^{0,4} > 10^{-2}$.

On résout alors l'équation du second degré en concentration H_3O^+ :

$$[H_3O^+] = \frac{-Ka + \sqrt{Ka^2 + 4KaC_0}}{2} = \frac{-10^{-3,6} + \sqrt{(10^{-3,6})^2 + 4 \times 10^{-3,6} \times 10^{-4}}}{2}$$

$$[H_3O^+] = 7,6625 \cdot 10^{-5} M \Rightarrow pH = 4,1.$$

7- NaOH est une base forte et la solution qu'on souhaite préparer est concentrée en ion OH^- .

Le pH de cette solution est $pH = 14 + \log C_b$. C_b étant la concentration de la base NaOH.

Pour avoir un $pH = 11,8$, la concentration de NaOH doit être égale à :

$$11,8 = 14 + \log C_b \Rightarrow \log C_b = 11,8 - 14 = -2,2 \Rightarrow C_b = 10^{-2,2} = 0,0063 M.$$

Nous disposons d'une solution en NaOH plus concentrée ; nous allons prendre un volume de cette solution qu'on dilue par un volume d'eau pour obtenir la concentration souhaitée.

En utilisant la formule : $C_i \times V_i = C_f \times V_f$

où i et f se réfèrent respectivement aux états initial et final.

Application numérique :

$$24 \cdot 10^{-3} \times 0,3 = 0,0063 \times V_f \Rightarrow V_f = \frac{24 \times 10^{-3} \times 0,3}{0,0063} = 1,143 L.$$

Le volume d'eau ajouté est $1,143 - 0,024 = 1,119 L$.

8- L'hydrolyse de l'ion acétate est : $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$

On a $pK_a (CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,75$ et on sait que $pK_a + pK_b = 14$.

$$\Rightarrow pK_b = 14 - 4,75 = 9,25.$$

9- La dissociation de l'acide fluorhydrique dans l'eau est : $HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+$

Son coefficient de dissociation est donné par $\alpha = \frac{[F^-]}{C_{initiale}} = 0,079$.

$$[F^-] = 0,079 \times 0,1 = 0,0079 M.$$

D'après la conservation de la masse, on a :

$$C_{initiale} = [HF] + [F^-] \Rightarrow [HF] = 0,1 - 0,0079 = 0,0921 M.$$

L'électroneutralité de la solution implique $[F^-] = [H_3O^+]$ après avoir négligé la concentration des ions OH^- provenant de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

$$[H_3O^+] = 0,0079 \text{ M.}$$

Calcul de la constante d'acidité K_a du couple HF/F^- :

$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = \frac{(0,0079)^2}{0,0921} = 6,776 \cdot 10^{-4}.$$

10- Nous allons calculer le nombre de moles de H^+ apportés par l'acide HCl :

$$n_{H^+} = 20 \times 10^{-3} \times 0,5 = 0,01 \text{ moles.}$$

Le nombre de moles OH^- apporté par $NaOH$ est :

$$n_{OH^-} = 9 \times 10^{-3} \times 1 = 0,009 \text{ moles.}$$

0,009 moles de H^+ seront neutralisées par 0,009 moles de OH^- ; il restera en solution 0,001 moles de H^+ .

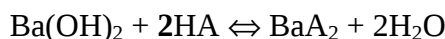
$$\text{La concentration en ions } H^+ \text{ est } \frac{0,001}{V_{\text{solution}}} = \frac{0,001}{(20+9) \times 10^{-3}} = 0,0345 \text{ M.}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 1,46.$$

11- L'hydroxyde de baryum est $Ba(OH)_2$. D'après la formule statistique, il comporte 2 ions OH^- . Nous allons calculer le nombre de moles de $Ba(OH)_2$ contenu dans 17,4 mL.

$$n_{Ba(OH)_2} = 0,05 \times 17,4 \times 10^{-3} = 0,00087 \text{ mol.}$$

On a 2 mole du monoacide HA réagiront avec 1 moles de $Ba(OH)_2$ selon :

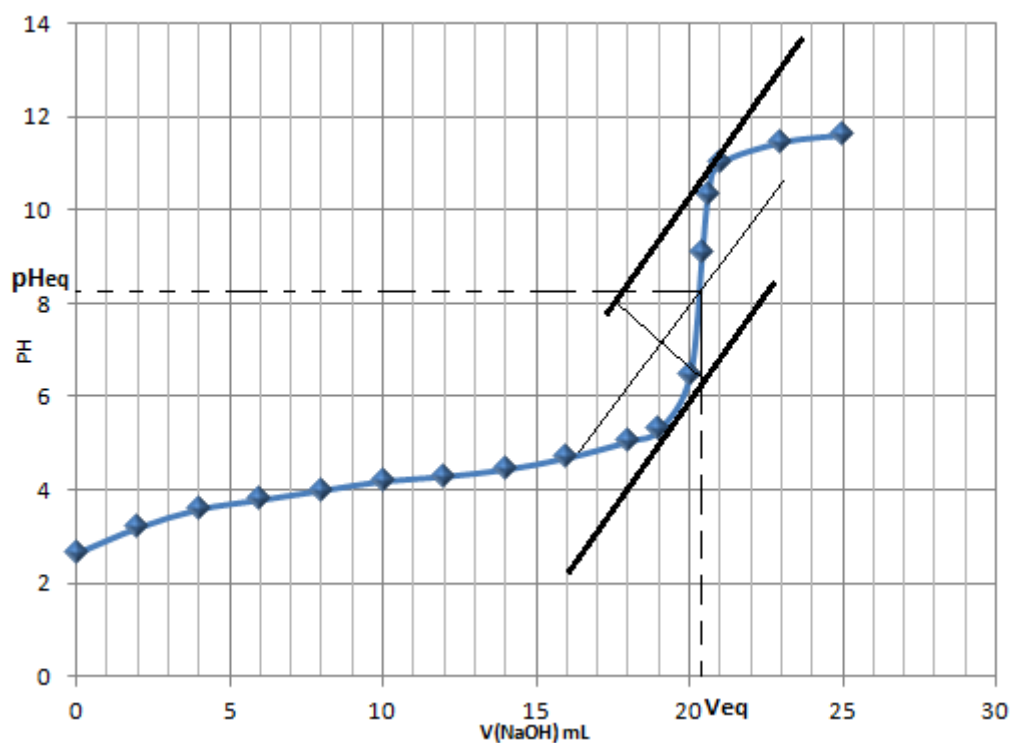


$$\text{Donc } n_{HA} = 2 \times n_{Ba(OH)_2} \Rightarrow n_{HA} = 2 \times 0,00087 = 0,00174 \text{ mol.}$$

$$\text{On a } n_{HA} = \frac{m_{HA}}{M_{HA}} = \frac{236 \times 10^{-3}}{M_{HA}} = 0,00174 \Rightarrow M_{HA} = \frac{236 \times 10^{-3}}{0,00174} = 135,6 \text{ g.mol}^{-1}.$$

12- Le tracé $\text{pH} = f(V)$ se fait sur papier millimétré ou à l'aide d'un logiciel de traitement de données.

a-



Courbe de titration.

b- D'après la courbe de titrage acidobasique $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$, le volume de NaOH au point d'équivalence est égal à **20,3 mL**.

Calcul de la concentration initiale de l'acide :

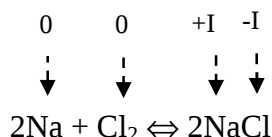
Au point d'équivalence, on a $C_a V_a = C_b V_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b \times V_b}{V_a} = \frac{0,1 \times 20,3 \times 0,001}{20 \times 0,001} = 0,1015 M$.

c- A la demi-équivalence, on a $\text{pH} = \text{pK}_a$, la lecture graphique donne 4,2.

Corrigé de la série 3

1- On attribue les nombres d'oxydations pour chaque élément à gauche et à droite de l'équation :

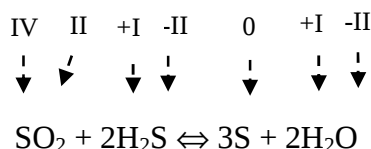
a-



Na passe de 0 à +1, donc donne 1 électron : Na est le réducteur.

Cl passe de 0 à -1, donc accepte 1 électron : Cl est l'oxydant.

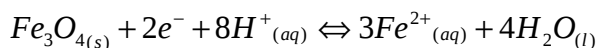
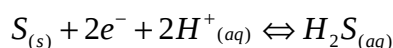
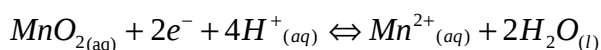
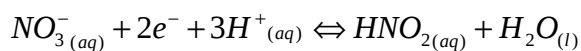
b-



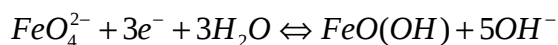
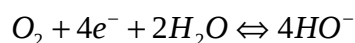
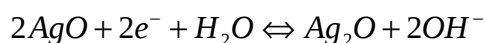
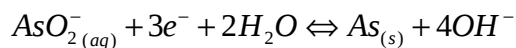
S dans le SO_2 passe de +IV à 0, donc accepte 4 électrons : SO_2 est l'oxydant.

S dans H_2S passe de -II à 0, donc donne 2 électrons : H_2S est le réducteur.

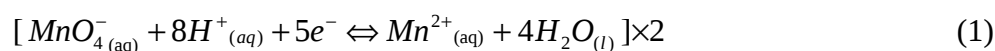
2- Milieu acide :



3- Milieu basique :



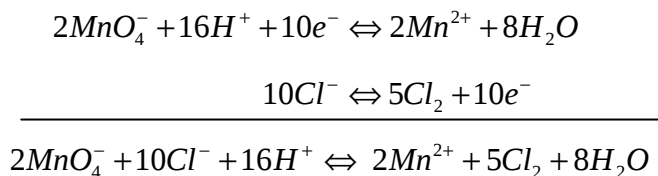
4-a- Les demi-équations des couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et Cl_2/Cl^- sont :





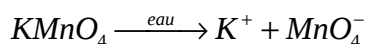
b- Equation bilan de la transformation

Pour avoir le même nombre d'électrons échangés il faut multiplier les coefficients stœchiométriques de l'équation (1) par 2 et de l'équation (2) par 5.



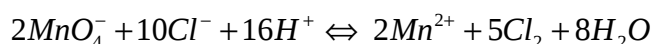
c- Volume de dichlore Cl_2

Mise en solution :



$$n(KMnO_4) = n(MnO_4^{-})$$

$$\text{Soit } n_0 \text{ le nombre de mole de } MnO_4^{-}. \text{ On a } n_0 = \frac{m}{M_{KMnO_4}} = \frac{10}{158} = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$



Etat final	$n_0 - 2x$	$n_1 - 10x$	excès	$2x$	$5x$
-------------------	------------	-------------	-------	------	------

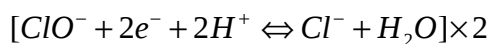
Si tout MnO_4^{-} est consommé pour produire un maximum de dichlore, on aura $n_0 - 2x = 0$

$$\Rightarrow x = \frac{n_0}{2} = \frac{6,3 \cdot 10^{-2}}{2} = 3,15 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

$$\text{Il se formera } n_{Cl_2} = 5x = 5 \times 3,15 \cdot 10^{-2} = 1,575 \cdot 10^{-1} \text{ mol.}$$

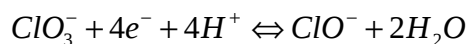
$$\text{Le volume de dichlore est } V_m = \frac{V_{Cl_2}}{n_{Cl_2}} \Rightarrow V_{Cl_2} = V_m \times n_{Cl_2} = 25 \times 1,575 \cdot 10^{-1} = 3,94 \text{ L.}$$

5-a-Demi-équations d'oxydoréduction :



↑

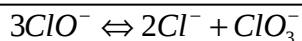
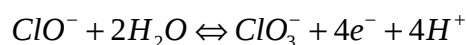
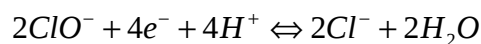
oxydant



↑

réducteur

b- Réaction de dismutation :

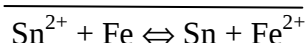


6-a- On a $E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) > E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) \Rightarrow$ le couple Sn^{2+}/Sn donne lieu à la réaction de réduction (cathode ou pôle positif), tandis que le couple Fe^{2+}/Fe donne lieu à la réaction d'oxydation (anode ou pôle négatif).

b- Les demi-réactions :

Réduction : $\text{Sn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Sn}$ **cathode ou pôle positif**

Oxydation : $\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2e^-$ **anode pôle négatif**



c- D'après la réaction bilan, une mole de Fe réagit avec une mole de Sn^{2+} .

La masse du fer a diminué de 28mg ; nous allons calculer le nombre de mole de Fe correspondant à cette masse :

$$\text{On a } n_{\text{Fe}} = \frac{m}{M_{\text{Fe}}} = \frac{0,028}{55,845} = 5,014 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Calculons le nombre de mole **initial** de Fe^{2+} : $n_{\text{Fe}^{2+}_{\text{init}}} = 0,05 \times 0,1 = 0,005 \text{ mol.}$

Le nombre de mole de Fe^{2+} à l'équilibre est : $n_{\text{Fe}^{2+}_{\text{final}}} = 0,005 + 5,014 \cdot 10^{-4} = 0,0055 \text{ mol.}$

La concentration finale de Fe^{2+} est : $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{0,0055}{0,05} = 0,11 \text{ mol.L}^{-1}.$

La concentration finale de Sn^{2+} est : $[\text{Sn}^{2+}] = \frac{0,005 - 5,014 \cdot 10^{-4}}{0,05} = 0,08997 \text{ mol.L}^{-1}.$

7-a- Les réactions correspondantes aux deux couples $\text{Ag}_2\text{O}/\text{Ag}$ et $\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}/\text{Zn}$ sont :

Réduction : $\text{Ag}_2\text{O} + 2e^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Ag} + 2\text{OH}^-$

Oxydation : $\text{Zn} + 4\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2e^-$

} $E^\circ(\text{Ag}_2\text{O} / \text{Ag}) > E^\circ(\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} / \text{Zn})$

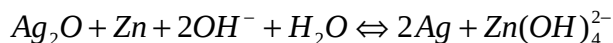
b- La tension à vide correspond à :

$$\Delta E^\circ = E^\circ(\text{Ag}_2\text{O}/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} / \text{Zn}) = 0,34 - (-1,20) = 1,54 \text{ V}$$

c- Pour calculer la masse du zinc, il faudrait calculer le nombre de mole d'oxyde d'argent à

$$\text{disposition : } n_{Ag_2O} = \frac{1,85}{231,74} = 0,00798 \text{ mol.}$$

D'après l'équation bilan, on a 1 mole de Ag_2O réagit avec une mole de Zn :



$$n_{Zn} = n_{Ag_2O} = 0,00798 \text{ mol.}$$

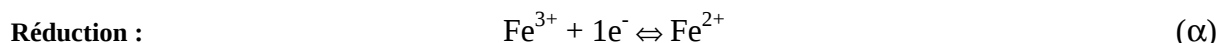
La masse de Zn consommée est : $m_{Zn} = 0,00798 \times 65,409 = 0,522 \text{ g.}$

8-a- On a $E = E^\circ + \frac{0,06}{n} \log \frac{[Ox]^a}{[Red]^b}$ pour une réaction $aOx + ne^- \Leftrightarrow bRed$

$E(Fe^{3+}/Fe^{2+}) > E(Cu^{2+}/Cu) \Rightarrow$ l'électrode $Pt/Fe^{3+}, Fe^{2+}$ est la cathode (pôle positif) ;

l'électrode Cu/Cu^{2+} joue le rôle de l'anode (pôle négatif).

$E_c = E(Fe^{3+}/Fe^{2+})$; $E_a = E(Cu^{2+}/Cu)$; E_c et E_a sont les potentiels normaux de la cathode et de l'anode.



$$E_c = E(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) + \frac{0,06}{1} \log \left[\frac{Fe^{3+}}{Fe^{2+}} \right] = 0,77 + \frac{0,06}{1} \log \frac{0,4}{0,4} = 0,77 \text{ V}$$



$$E_a = E(Cu^{2+}/Cu) = E^\circ(Cu^{2+}/Cu) + \frac{0,06}{2} \log [Cu^{2+}].$$

$$E_a = E(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 + 0,03 \log [0,1] = 0,31 \text{ V.}$$

b- Le schéma est le même que celui du cours.

Calcul de la force électromotrice f.e.m :

$$\text{f.e.m} = E_c - E_a = 0,77 - 0,31 = 0,46 \text{ V.}$$

c- A la cathode, on a la réaction de réduction : voir (α).

A l'anode, on a la réaction d'oxydation : voir (β).



$$\text{f.e.m.} = E_c - E_a = E^\circ(Fe^{3+}/Fe^{2+}) - E^\circ(Cu^{2+}/Cu) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[Fe^{3+}]^2}{[Fe^{2+}]^2 [Cu^{2+}]}$$

A l'équilibre, $\Delta G = 0 \Rightarrow \text{f.e.m} = 0 \Rightarrow K_{eq} = 10^{\frac{2\Delta E^\circ}{0,06}} = 10^{14,33} = 2,15 \cdot 10^{14}$.

d- On a :

$$E_a = 0,32 = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + \frac{0,06}{2} \log[\text{Cu}^{2+}] = 0,34 + 0,03 \log[\text{Cu}^{2+}]$$

$$\Rightarrow -0,02 = 0,03 \log[\text{Cu}^{2+}] \Rightarrow [\text{Cu}^{2+}] = 0,215 \text{ M}.$$

Module C111/2 Corrigé de la série 4

Rappel

Dans le nom du complexe, l'anion est nommé en premier puis le cation.

Le nom du (des) des ligand(s) précède(nt) celui de l'atome métallique central (c'est l'inverse dans l'écriture de la formule).

Le nom d'un ligand négatif se termine souvent par "o" : chloro Cl^- ; cyano CN^- , hydroxo HO^- , sulfato SO_4^{2-} .

Quelques noms particuliers de ligand : aqua H_2O , ammine NH_3 , carbonyl CO .

Le préfixe mono, di, tri, tetra, penta, hexa indique le **nombre de chaque ligand**.

1- Nom des complexes :

a- ion tetra cyano mercurate II.

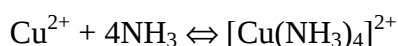
b- Ion dichloro tetra aqua chrome III.

c- penta carbonyle fer 0)

2- La réaction de complexation a lieu entre le cuivre (II) et l'amine selon :



Tableau d'avancement de la réaction :



	Cu^{2+}	4NH_3	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
Etat initial	n_0	n_1	0
Etat final	$n_0 - x$	$n_1 - 4x$	x

On a :

$$n_0 = C_0 V_0 = 100 \times 0,001 \times 10^{-2} = 0,001 \text{ mol.}$$

$$n_1 = C_1 V_1 = 500 \times 0,001 \times 0,1 = 0,05 \text{ mol.}$$

b- On a $K_f = \frac{1}{K_D} = \frac{1}{2,5 \times 10^{-13}} = 4 \cdot 10^{12}$. On peut en conclure que la **réaction est totale**.

c- Puisque la réaction est totale, on détermine le **réactif limitant**.

Hypothèse n°1 : Le réactif limitant est Cu^{2+} .

Dans ce cas $n_0 - x = 0$ et $n_0 = x = 0,001 \text{ mol.}$

On a :

$$K_D = \frac{[Fe^{3+}][CH_3COO^-]}{[Fe(CH_3COO)]^{2+}} = \frac{(C_0 - x)^2}{x} = 10^{-3,2}$$

On résout l'équation du second ordre : $x^2 - x(2C_0 + K_D) + C_0^2 = 0$.

On obtient : $x = 4,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

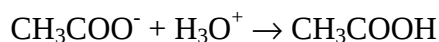
Les concentrations des espèces sont respectivement :

$$[Fe(CH_3COO)^{2+}] = 4,47 \cdot 10^{-2} \text{ M.}$$

$$[Fe^{3+}] = [CH_3COO^-] = 0,0053 \text{ M.}$$

$$[Na^+] = [NO_3^-] = 0,05 \text{ M.}$$

c- Lorsqu'on ajoute des ions H_3O^+ , ils vont réagir avec les ions CH_3COO^- selon la réaction :



On aura donc diminution des ions CH_3COO^- . D'après la loi de Le Chatelier, l'équilibre se déplacera de manière à compenser ce qui est retranché. L'équilibre (1) va se déplacer vers la dissociation du complexe.

d- Détermination du pH :

$$1\% \text{ de } Fe^{3+} \text{ est complexé} \Rightarrow [Fe(CH_3COO)^{2+}] = 0,05 \times 0,01 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[Fe^{3+}] = 0,99 \times 0,05 = 0,0495 \text{ M.}$$

$$[CH_3COO^-] = K_D \cdot \frac{[Fe(CH_3COO)^{2+}]}{[Fe^{3+}]} = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{0,0495} \cdot 10^{-3,2} = 6,37 \cdot 10^{-6} \text{ M.}$$

$$C_0 = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-] + [Fe(CH_3COO)^{2+}]$$

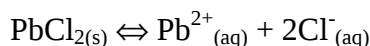
$$\Rightarrow [CH_3COOH] = C_0 - [CH_3COO^-] - [Fe(CH_3COO)^{2+}] = 0,05 - 6,37 \cdot 10^{-6} - 5 \cdot 10^{-4} = 4,9491 \cdot 10^{-2} \text{ M.}$$

On reporte dans K_a :

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow [H_3O^+] = K_a \cdot \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = \frac{4,949 \cdot 10^{-2} \times 10^{-4,8}}{6,37 \cdot 10^{-6}} = 0,123 \text{ M.}$$

$$\text{pH} = 0,91.$$

5- L'équilibre entre le solide et ses ions est :



$$\text{On a : } [Pb^{2+}] = S \text{ et } [Cl^-] = 2S \Rightarrow K_s = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = 1,58 \cdot 10^{-2} \text{ M.}$$

6- On a l'équilibre suivant :

$$BaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ba^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$$

Calculons la solubilité de $BaSO_{4(s)}$:

a- Dans l'eau pure :

$$\text{On a } [\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = S \Rightarrow K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{10^{-9,97}} = 1,035 \cdot 10^{-5} M.$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 1,035 \cdot 10^{-5} M.$$

$$\text{b- } [\text{Ba}^{2+}] = S \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = S + 0,1 \Rightarrow K_s = S(S + 0,1) = S^2 + 0,1S.$$

Approximation : Comme S est faible $\Rightarrow S^2$ le serait davantage, ce qui permet de négliger S^2 .

$$\text{On aura : } K_s = 0,1S \Rightarrow S \cong \frac{K_s}{0,1} = 1,07 \cdot 10^{-9} M.$$

$$\text{7-a- On a : } \text{Zn(OH)}_{2(s)} \Leftrightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2\text{OH}^{-}_{(aq)}$$

$$K_s = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = 10^{-17}.$$

$$[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-3} M \Rightarrow [\text{OH}^{-}] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Zn}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{10^{-17}}{10^{-3}}} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7.$$

b- pH = 4

$$\text{i) } K_s = [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = 10^{-17} \Rightarrow [\text{Zn}^{2+}] = \frac{K_s}{[\text{OH}^{-}]^2}$$

$$[\text{OH}^{-}] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} M.$$

$$\text{ii) } [\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = 10^{-3} \times (10^{-10})^2 = 10^{-23}.$$

$$\text{iii) } 10^{-23} < 10^{-17} \Rightarrow \text{on n'a pas précipitation.}$$

Cinétique chimique

1- Ordre de la réaction :

Si l'ordre est 1, l'équation de vitesse intégrée conduit à l'expression :

$$\ln[A] = -kt + \ln[A]_0 \text{ et l'expression } \frac{1}{t} \ln \frac{[A]_0}{[A]} \text{ doit être constante :}$$

t(mn)	30	60	100	150	210
$\frac{1}{t} \ln \frac{[A]_0}{[A]}$	$8,496 \cdot 10^{-3}$	$8,510 \cdot 10^{-3}$	$8,510 \cdot 10^{-3}$	$8,510 \cdot 10^{-3}$	$8,494 \cdot 10^{-3}$

Comme on peut le constater l'expression est une **grandeur constante**. L'ordre de la réaction est 1.

Calcul du temps de demi-réaction $T_{1/2}$

Pour une réaction d'ordre 1, le temps de demi-réaction est donné par :

$$T_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}.$$

$$T_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{\ln 2}{8,5 \cdot 10^{-3}} = 81,55 \text{ mn.}$$

La constante de vitesse est liée à la température par la relation d'Arrhénius :

$$k = A \cdot e^{\frac{E_A}{RT}}$$

$$\begin{cases} A \text{ } T_1 = 298^\circ\text{K} \Rightarrow k_1 = A \cdot e^{\frac{E_A}{R \times T_1}} \\ A \text{ } T_2 = 323^\circ\text{K} \Rightarrow k_2 = A \cdot e^{\frac{E_A}{R \times T_2}} \end{cases}$$

$$\frac{k_2}{k_1} = \frac{1}{0,02} = 50 = e^{\frac{E_A}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

$$\text{Donc } E_A = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \ln \frac{k_2}{k_1}$$

$$E_A = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_2 - T_1} \cdot \ln 50 = 125,16 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$