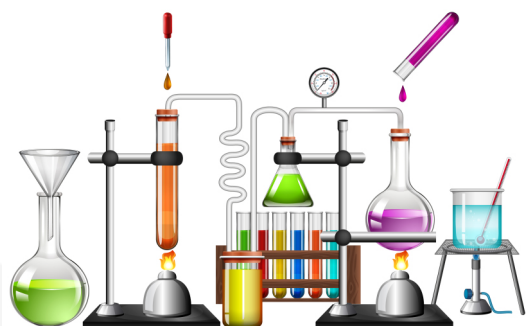


TD chimie analytique



Dr MEZBOUR Samira

Université BADJI MOKHTAR
ANNABA

Faculté des sciences

Département de chimie

samirachimiedz@gmail.com

1.0

Mars 2024

Table des matières

Objectifs	3
Introduction	4
I - Travaux dirigé n° 1 (préparation des solutions)	6
1. Exercice : Test pré-requis	7
2. Série n° 1 (exercices)	8
3. Série n° 1 (solutions)	9
4. Exercice : Test de sortie	13
Abréviations	15
Références	16

Objectifs

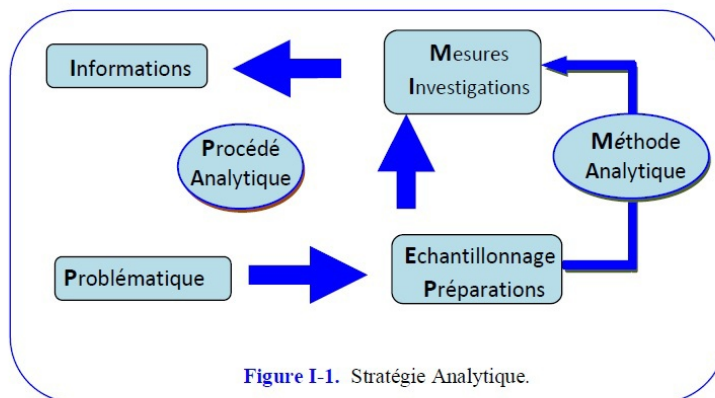
- Connaître la préparation des solutions
- Savoir les bases d'analyse des produits
- Faire l'identification et les caractéristiques des substances chimique en milieu aqueux

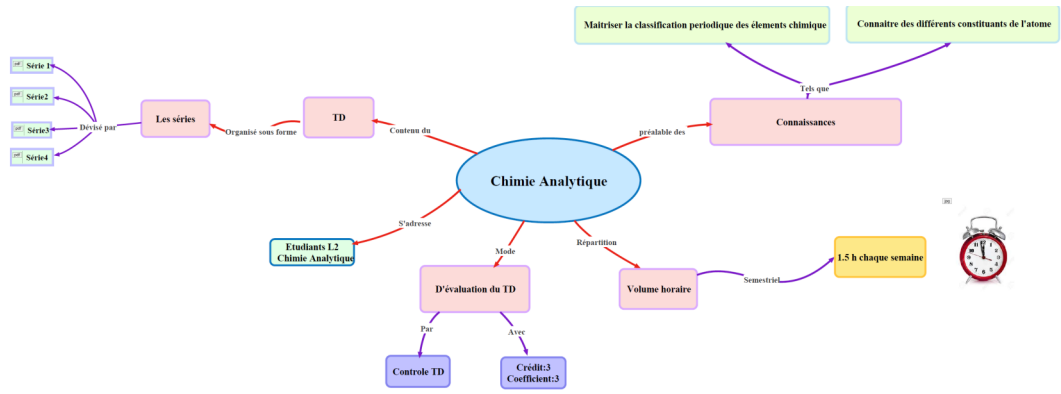
Les objectifs spécifiques

- Faire la différence entre la préparation des solutions à partir de la dissolution et la dilution
- Connaître la concentration, nombre de la mole, volume de la substance
- Connaître la préparation des solutions
- Définir le pH d'une solution aqueuse
- Identifier un couple acide-base, une transformation acide-base
- interpréter le domaine de prédominance d'un couple acide/base
- Déterminer le pKA d'un couple acido-basique

Introduction

La chimie analytique permet l'identification, la caractérisation et la quantification des espèces chimiques. Elle vise également la compréhension et le développement des processus mis en jeu et les méthodes appropriées à cette analyse. Un procès analytique s'articule sur deux volets, les méthodes et les principes, une méthode d'analyse est une large description des actes nécessaires pour bien analyser un échantillon. Le schéma suivi par une analyse repose sur un enchaînement méthodologique pour bien sélectionner une méthode analytique appropriée (Fig. I-1). Cependant, définir la problématique reste le premier point majeur de la procédure analytique, puis, établir un bon échantillonnage et des bonnes pratiques permet une fiabilité des résultats, de plus, l'échantillon doit être prélevé et traité de façon à ce que sa composition chimique ne change pas jusqu'à l'analyse.





-Connaitre la préparation d'une solution
 -Savoir les bases de l'analyse des produits
 -Faire l'identification et les caractéristiques des substances chimiques en milieu aqueux



carte conceptuel

I Travaux dirigé n° 1 (préparation des solutions)

- Une solution :

C'est un mélange de deux ou plusieurs constituants ; c'est un mélange d'un soluté et un solvant.

On peut préparer une solution à partir un soluté solide (poudre) ou liquide et un solvant (l'eau), chaque solution est caractérisée par une concentration (M^*), normalité (N^*), molalité (mol/kg)

Le mélange obtenu ou la solution; peut-être homogène présente une seule phase, ou hétérogène ou elle comporte deux phases ou plus.



Les prérequis

- Savoir convertir les unités du volume

- Savoir calculer une masse molaire d'une substance
- Savoir calculer la quantité de la matière

1. Exercice : Test pré-requis

Calculer les masses molaire des éléments chimiques suivants : NaCl, H₂O, HNO₃

2. Série n° 1 (exercices)

Exercice 01 :

On dissout dans l'eau 187,6 g de sulfate de chrome $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ et on ajuste la solution à 1 L. La densité de cette solution est 1,172. Déterminer :

1. la molarité de la solution
2. la molalité de la solution
3. la fraction molaire de chaque constituant
4. le pourcentage de sel (p/p)
5. Combien faut-il prendre de ml de cette solution pour préparer 5 L d'une solution de normalité 0,10 N.

Exercice 02 :

Calculer la masse de soluté nécessaire à la préparation de :

1. 5 L d'acide chlorhydrique 0,6 M et 0,6 N.
2. 250 mL d'acide sulfurique 2 mol/l et 2 eq.g/L.
3. 50 cm³ de permanganate de potassium 0,05M et 0,05 N.

Exercice 03:

A 20°C, on dissout 164 g du nitrate de calcium ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$), dont la masse volumique est 2,5 g.cm⁻³ dans 434,4 mL d'eau pur. Déterminer la concentration de cette solution en g/L, mol/L, en % massique et fraction molaire du soluté, ainsi que sa molalité. On suppose que le nitrate reste intact dans l'eau. $M \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164\text{g/mol}$, $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$.

Exercice 04:

1. Calculer la molarité d'une solution A préparée en dissolvant 4,2 g de NaOH dans de l'eau distillée pour obtenir 350 mL de cette solution.
2. Quel est le volume d'eau distillée ajouté à la solution A pour obtenir une solution B à 0,1 M.

Exercice 05 :

1. Quelle est la normalité des solutions suivantes : 0,2 mol/L H_2SO_4 , 0,3 mol/L NaOH, et 0,8 mol/L de H_3PO_4 .
2. On dose 10 mL de H_2SO_4 par la soude NaOH 0,1 N. Le volume de NaOH au point d'équivalence est de 9,5 mL. Calculer la normalité de la solution de H_2SO_4 .

Exercice 06 :

La densité de la solution aqueuse sulfurique contenue dans une batterie d'automobile est $d = 1,25$ et cette solution est composée de 33% d'acide sulfurique en masse.

1. On veut préparer 100 mL de H_2SO_4 de normalité 0,1 N. Quelle est la masse de H_2SO_4 pur contenue dans cette solution ?

3. Série n° 1 (solutions)

Exercice 01:

- *La molarité :*

$$n = m/M = 187,6/392 = 0,48 \text{ mol}$$

$$C = n/V = 0,48/1 = 0,48 \text{ mol/L}$$

- *La molalité :*

M : La molalité c'est le nombre de mol de soluté dans 1 Kg de solvant.

$$D = \rho_{\text{solution}} / \rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1,172$$

$$\rho_{\text{solution}} = m/V \quad \text{donc} \quad m = \rho * V = 1,172 * 1000 = 1172 \text{ g c'est la masse totale.}$$

c-à-d que 1 L contient 1172g.

$$m_{\text{sl}} = m_t - m_s \quad \text{sachant que:}$$

$$m_{\text{sl}} : \text{masse de solvant} \quad m_t : \text{masse totale} \quad m_s : \text{masse de soluté}$$

$$\text{Donc } m_{\text{sol}} = 1172 - 187,6 = 984,4 \text{ g.}$$

$$M = n/m_{\text{sl}} = 0,48 / 0,9844 = 0,487 \text{ mol/Kg.}$$

- *Fraction molaire :*

$$X_i = n_i/n_t \quad \text{Or } n_i : \text{nombre de mol de constituant (i)}$$

n_t : nombre de mole totale qui est la somme de nombre de mole de solvant (n_2) et de soluté (n_1).

$$n_2 = 984,4/18 = 54,7 \text{ mol}$$

$$X_1 = n_1/n_t = 0,48/(0,48+54,7) = 0,008$$

$$X_2 = n_2/n_t = 54,7/(0,48+54,7) = 0,992$$

- *Le pourcentage de sel (poids/poids)*

$$\% \text{sel} = \text{ms}/100$$

$$1172 \text{ g de solution} \longrightarrow 187,6 \text{ g de soluté}$$

$$100 \text{ g de solution} \longrightarrow P$$

$$\%p = 187,6 * 100 / 1172 = 16\%$$

- *La dilution*

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \qquad V_1 = C_2 V_2 / C_1$$

$$C_2 = N_2 / Z = 0,1/6 = 0,016 \text{ mol/L}$$

$$V_1 = 0,016 / 0,48 = 0,173 \text{ L}$$

Exercice 02:

- *La masse nécessaire pour préparer HCl*

1. $V = 5 \text{ L}$ avec une molarité $0,6 \text{ M}$

$$C = n/V \text{ donc } N = C * V \quad n = 3 \text{ mol et on a } n = m/M$$

$$\text{Alors } m = 36,453 * 3 = 109,359 \text{ g} \qquad \mathbf{m = 109,359 \text{ g}}$$

2. $V = 5 \text{ L}$ avec une normalité $0,6 \text{ N}$

$$N = Z * C \quad \text{sachant que } Z \text{ est le nombre d'équivalent gramme de } H_3O^+ \text{ dans un acide ; } Z = 1$$

$$\text{donc } N = C \text{ et la masse reste la même donc } \mathbf{m = 109,359 \text{ g}}$$

- *La masse nécessaire pour préparer H_2SO_4*

1. $V = 250 \text{ mL}$ avec une molarité 2 mol/L

$$C=n/V \quad \text{donc} \quad n= C*V =0,25*2= 0,5 \text{ mol}$$

$$M=0,5*98,06= 49,033 \text{ g} \quad \text{donc} \quad \mathbf{m=49,033g}$$

$$2. \quad V=250 \text{ mL} \text{ avec une normalité } 2 \text{ N}$$

$$N= Z*C \quad , \quad Z= 2 \text{ donc } C = 2/2 = 1 \text{ mol/L}$$

$$n= C*V =1*0,25 = 0,25 \text{ mol} \text{ donc } m = M*n = 98,06*0,25 = 24,515 \text{ g}$$

$$\mathbf{m=24,515 \text{ g}}$$

- *La masse nécessaire pour préparer $KMnO_4$*

$$1. \quad V=50 \text{ mL} \text{ avec une molarité } 0,05 \text{ mol/L}$$

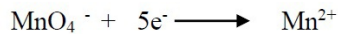
$$0,05 \text{ mol de } KMnO_4 \longrightarrow 100 \text{ mL de solution}$$

$$Y \text{ nombre de mol} \longrightarrow 50 \text{ mL}$$

$$\text{Donc } Y= 2,5*10^{-3} \text{ mol} \quad M= 155,09 \text{ g/mol}$$

$$\text{Alors } m= 155,09*2,5*10^{-3}= 0,395\text{g} \quad \mathbf{m = 0,395g}$$

$$2. \quad V=50 \text{ mL} \text{ avec une normalité } 0,05 \text{ N}$$



$N=Z*C$ sachant que Z est le nombre d'électron échangé dans une réaction d'oxydation ou de réduction, donc

$$C= N/Z = 0,05/5 = 0,01 \text{ mol/L}$$

$$n= C*V = 0,5*10^{-3} \text{ mol}$$

$$m = n*M = 0,5*10^{-3}*158,09 = 7,904* 10^{-2} \text{ g.} \quad \mathbf{m= 7,904* 10^{-2} \text{ g.}}$$

Exercice 03:

Le nombre de mole de $Ca(NO_3)_2$: $n_s = m_s/M_s = 164/164 =1 \text{ mol}$

Le volume de soluté $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$: $V_s = 164/2,5 = 65,6 \text{ cm}^3$.

Le volume de la solution : $V_{so1} = V_{\text{eau}} + V_s = 434,4 + 65,6 = 500 \text{ L}$.

- *La concentration en mol/L :*

On a 1 mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ pour 0,5 L donc : $C = 2 \text{ mol/L}$.

- *La concentration en g/L :*

On a 164 g de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ pour 0,5 L de solution donc : $C = 328 \text{ g/L}$.

Pourcentage massique du soluté :

$$\% m = 100 * m_s / (m_s + m_{\text{eau}})$$

$$\% m = 100 * 164 / (164 + 434,6) = 27,34\%$$

- *Fraction molaire de soluté :*

$$X_s = n_s / (n_s + n_{\text{eau}}) = 1 / (1 + (434,6/8)) = 1/25,14 = 0,04$$

- *La molalité :*

$M =$ nombre de mole de soluté/masse de solvant.

$$M = 1/0,4346 = 2,3 \text{ mol/Kg}$$

Exercice 04 :

- *Calcule de molarité M ou C :*

$$C = n/V \text{ avec } n = m/M = 4,2/40 = 0,105 \text{ mol.C}$$

$$= n/V = 0,105/350 * 10^{-3} = 0,3M$$

- *Calcule de volume d'eau ajouté :*

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 = C_2 (V_1 + V_{\text{eau}})$$

Dans ce cas on a une dilution.

$$V_2 = C_1 V_1 / C_2 = 0,3 * 350 / 0,1 = 1050 \text{ mL, or } V_{\text{eau}} = V_2 - V_1$$

$$V_{\text{eau}} = 1050 - 350 = 700 \text{ mL.}$$

Exercice 05 :

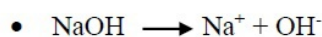
$$N = M * Z$$

M : la molarité ou la concentration d'une solution.

Z : le nombre d'Equivalent de H_3O^+ ou H^+ dans une solution acide et OH^- dans une solution basique.

N : la normalité en équivalent gramme /litre.

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 * 0,2 = 0,4 \text{ N.}$$



$$N_{\text{NaOH}} = 1 * 0,3 = 0,3 \text{ N}$$



$$N = 0,8 * 3 = 2,4 \text{ N.}$$

$$N_A V_A = N_B V_B \text{ donc } N_A = N_B V_B / V_A = 0,9 * 9,5 / 10 = 0,095 \text{ N.}$$

Exercice 06:

- Calcule de masse de H_2SO_4 :*

$$m = n * M$$

$$N = Z * M. \quad M = N / Z = 0,1 / 2 = 0,05 \text{ mol/L donc } 0,05 \text{ mol contenant dans } 1000 \text{ mL.}$$

$$\text{Dans } 100 \text{ mL, on } n = 100 * 0,05 / 1000 = 5 * 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$m = n * M = 5 * 10^{-4} * 98 = 0,49 \text{ g.}$$

- 33% en masse c-à-d 33 g de soluté dans 100 g de solution.*

On 0,49 g de H_2SO_4 pur dans la solution à préparé.

$$\text{Dans } 100 \text{ g de solution on } 33 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pur. Donc } m = 4,9 * 100 / 33 = 14,84 \text{ g.}$$

- Calcule de volume :*

$$D = \rho_{\text{solution}} * \rho_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\rho_{\text{solution}} = m_{\text{sol}} / V_{\text{sol}} = d, \text{ donc } V_{\text{sol}} = m_{\text{sol}} / d.$$

$$V_{\text{sol}} = 14,84 / 1,25 = 11,872 \text{ mL.}$$

4. Exercice : Test de sortie

- Calculer la molarité d'une solution A préparée en dissolvant 4,2 g de NaOH dans de l'eau distillée pour obtenir 350 mL de cette solution.
- Quel est le volume d'eau distillée ajouté à la solution A pour obtenir une solution B à 0,1 M.

Abréviations

M : Molaire

N : Normale

Références

[1] C. Buess-Herman,
J. Dauchot et T.
Doneux; Chimie
Analytique; De Boeck
Supérieur; 2012.

[1] C. Buess-Herman, J. Dauchot et T. Doneux; Chimie Analytique; De Boeck Supérieur; 2012.

[2] A. Durupthy, J.
Estienne, M. Giacino,
A. Jaubert, C. Mesnil,
C. Fournes, T. Zobirt ;
Chimie 1er année PC;
Hachette ; 2010.

[2] A. Durupthy, J. Estienne, M. Giacino, A. Jaubert, C. Mesnil, C. Fournes, T. Zobirt ; Chimie 1er année PC; Hachette ; 2010.

[3] B. Fosset, J.
Baudin, F. Lahitête, V.
Prévost ; Chimie 2eme
édition PC ; Dunod;
2006.

[3] B. Fosset, J. Baudin, F. Lahitête, V. Prévost ; Chimie 2eme édition PC ; Dunod; 2006.

[4] A. Durupthy, J.
Estienne, M. Giacino,
Alian Jaubert, C.
Mesnil, C. Fournes, T.
Zobirt ; Exercices
Chimie PC ; Hachette;
2009.

[4] A. Durupthy, J. Estienne, M. Giacino, Alian Jaubert, C. Mesnil, C. Fournes, T. Zobirt ; Exercices Chimie PC ; Hachette; 2009.

[5] B. Dubois ;
Collection de Chimie
1er cycle du concept à
l'application; Ellipses;
1997.

[5] B. Dubois ; Collection de Chimie 1er cycle du concept à l'application; Ellipses; 1997.