

République Algérienne Démocratique et Populaire
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche
Scientifique Université 8 Mai 1945 Guelma

**Faculté des Mathématiques et de l'Informatique et des Sciences
de la Matière
Département des Sciences de la Matière**



Polycopié de TP

Niveau : 1ère Année Sciences de la Nature et de la Vie

Thermodynamique et chimie des solutions minérales

Réalisé par:

Dr. FARDJAOUI Nor-el-houda

2023/2024

SOMMAIRE

I.	Introduction.....	01
II.	Les travaux pratiques.....	03-35
	• TP1. Titrage d'un acide fort HCl par une base forte NaOH par colorimétrie	03
	• TP2. Dosage des ions fer Fe^{2+} contenus dans le sel de Mohr par manganimétrie	11
	• TP3. Détermination de la dureté de l'eau du robinet	18
	• TP4. Identification des ions et séparation des précipités.....	25
	• TP5. Cinétique chimique.....	31

Titre	TP1	TP2	TP3	TP4	TP5
1. But de tp	3	11	18	25	31
2. Rappels	3	11	18	25	31
3. Principe	3	11	18	26	/
4. Matériels et produits nécessaires	4	12	18	27	32
5. Mode opératoire	5	12	19	27	32
6. Compte rendu	6	14	20	28	34
7. Corrigé type	8	16	22	29	35

III.	Exercices d'évaluation.....	38
IV.	Références.....	45
V.	Programme pédagogique Socle commun 1 ^{ère} année.....	47
VI.	Annexe.....	52

INTRODUCTION

Les travaux pratiques constituent les activités expérimentales principales au cours des semestres universitaires. Ceux-ci sont essentiels pour vérifier, compléter et remettre en perspective des notions abordées de manière théorique lors de cours ou travaux dirigés. Ces séances peuvent aussi être l'occasion de sensibiliser les étudiants au principe de la chimie expérimentale et à la réalisation de différentes manipulations.

Aux cours de ce semestre les étudiants permettons de

- Mettre en œuvre les dosages : acido-basique, oxydoréduction et complexométrique;
- Identification de quelques ions;
- Savoir déterminer l'ordre d'une réaction.

Le présent polycopié s'organise comme suite:

- TP 01. Titrage d'un acide fort HCl par une base forte NaOH par colorimétrie;
- TP 02. Dosage des ions fer Fe^{2+} contenus dans le sel de Mohr par manganimétrie;
- TP 03. Détermination de la dureté de l'eau de robinet;
- TP 04. Identification des ions et séparation des précipités;
- TP 05. Cinétique chimique;
- Exercices d'évaluation;
- Programme pédagogique Socle commun 1^{ère} année domaine science de la nature et de la vie, module chimie II (Thermodynamique et chimie des solutions), semestre II;
- Annexe dont on trouve le danger potentiel causé par les produits chimiques quand on va l'utiliser pour réaliser les travaux pratiques de ce semestre.

***TP 01. TITRAGE D'UN ACIDE FORT HCl
PAR UNE BASE FORTE NaOH PAR
COLORIMETRIE***

TP 01. TITRAGE D'UN ACIDE FORT HCl PAR UNE BASE FORTE NaOH PAR COLORIMÉTRIE

1. But de tp

Détermination de la concentration inconnue de la solution de l'acide chlorhydrique (HCl).

2. Rappels

Une solution contient une espèce chimique dissoute A. Doser cette espèce chimique, c'est déterminer sa concentration C_A dans la solution.

Pour doser A, on fait réagir A sur un corps B contenu dans une solution de concentration connue C_B . La réaction de dosage doit être rapide, totale, facilement observable.

3. Principe d'un dosage acido-basique

Doser une solution aqueuse d'un acide ou d'une base, c'est déterminer sa concentration en réalisant une réaction acide-base.

A l'équivalence le nombre de moles H_3O^+ apportées par l'acide doit être égal au nombre de moles OH^- apportées par la base. Cela entraîne : $C_A V_A = C_B V_B$

On désigne par :
 - C_A la concentration molaire de l'acide, par V_A le volume de l'acide,
 - C_B la concentration molaire de la base, par V_B le volume de la base,

Un dosage acido-basique peut-être suivi par :

◆ **Colorimétrie** Lors d'un titrage avec suivi colorimétrique un changement de couleur du milieu réactionnel se produit à l'équivalence on utilisant un indicateur coloré.

Tableau 1: Exemples d'indicateurs colorés

Indicateur	Teinte	Zone de virage	Teinte
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénolphaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose

Les **indicateurs colorés** permettent de déterminer l'équivalence dans un dosage acido-basique. Pour cela, il faut impérativement que la **zone de virage** de l'indicateur «encadre» la zone de l'équivalence. Un choix incorrect entraînera une détermination erronée du **volume équivalent**.

Choix de l'indicateur coloré dans le cas d'un dosage acides et bases fortes

C'est le cas par exemple du dosage d' HCl par NaOH la réaction de neutralisation est la suivante



A l'équivalence $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ donc le $\text{pH} = 7$

IL faudra donc choisir un indicateur coloré dont la zone de virage se situe vers 7.

Choix possible

Bleu de bromothymol (BBT) (zone de virage 6 - 7,6)

Précision d'un dosage acido-basique avec indicateur coloré

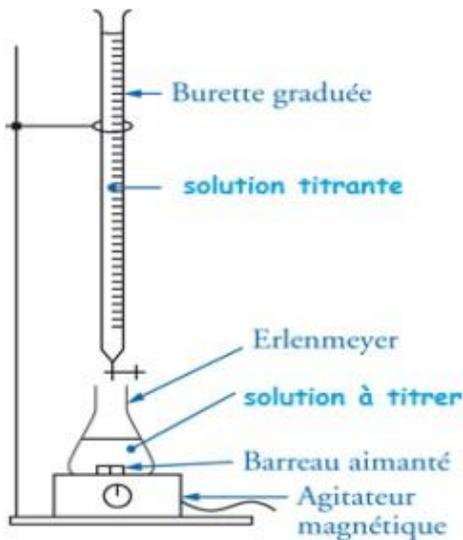
L'indicateur coloré ne doit pas perturber le pH de la solution dans laquelle il est dissous : on n'utilise que quelques gouttes d'une solution diluée (souvent à 10^{-3} mol/L)

4. Matériel et produits nécessaires

- Une burette graduée sur son support ;
- Un agitateur magnétique ;
- Un barreau aimanté ;
- pH-mètre
- Solution d'acide chlorhydrique HCl de concentration molaire inconnue (*L'acide chlorhydrique fortement concentré forme des vapeurs acides. Ces dernières et la solution d'acide ont toutes deux un effet corrosif sur les tissus humains, et peuvent endommager les organes respiratoires, les yeux, la peau et les intestins. L'ingestion d'acide chlorhydrique peut entraîner une perforation de l'estomac ou de l'œsophage, quelques jours après l'ingestion*).
- Solution d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire 0,1 mol.L⁻¹ (*L'hydroxyde de sodium est un produit dangereux, non par sa toxicité métabolique; mais plutôt parce qu'il est extrêmement corrosif dès 0,5 % de concentration et son contact direct détruit les tissus organiques*).
- Une pissette d'eau distillée ;
- Indicateur coloré le bleu de bromothymol.

5. Mode opératoire

Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par l'hydroxyde de sodium



On a les solutions suivantes :

- ◆ Base forte : solution de soude de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$
- ◆ Acide fort : solution d'acide chlorhydrique de concentration C_A inconnue.

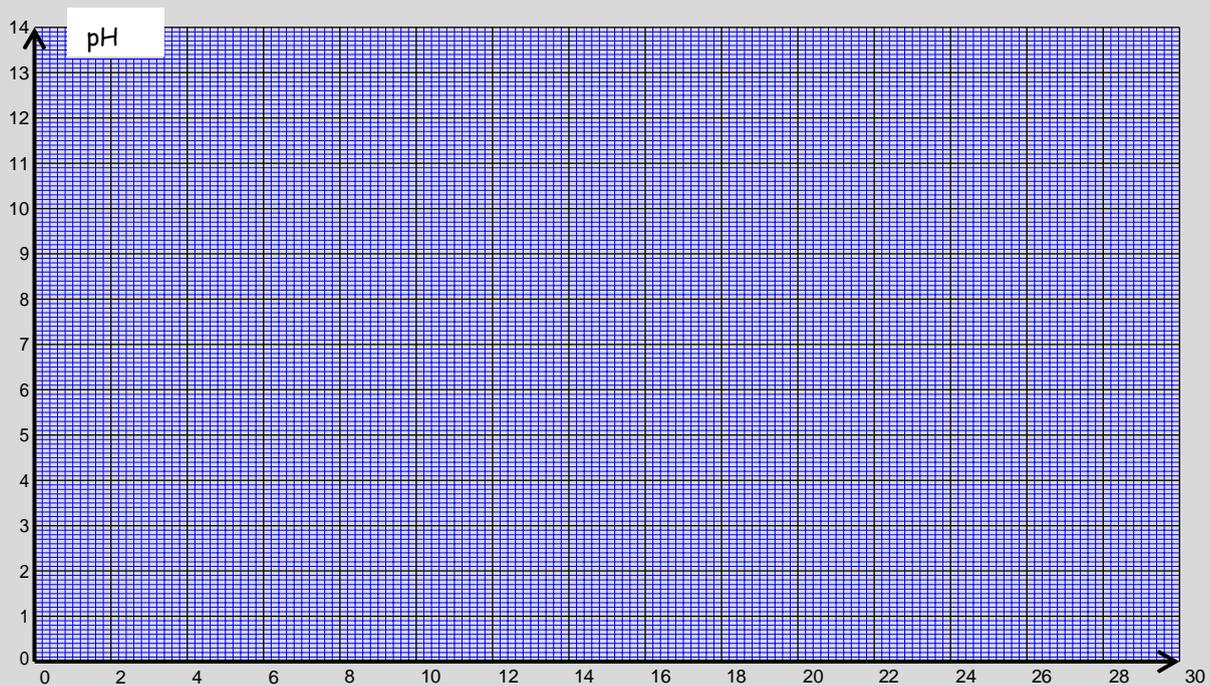
Figure 1: Montage d'un dosage acido-basique

1. Prélever, à l'aide d'une pipette, un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ de la solution chlorhydrique, le verser dans l'erlenmeyer et ajouter quelques gouttes de BBT afin que la solution soit colorée en jaune clair.
 2. Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$ et ajuster le zéro en laissant écouler le liquide excédentaire dans un béccher de récupération placé sous la burette.
 3. Placer l'erlenmeyer sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le béccher et l'agitateur, plonger le barreau magnétique dans la solution, faire fonctionner l'agitateur (mouvement lent et sans bruit du barreau aimanté) et placer l'ensemble sous la burette.
 4. Ouvrir le robinet et laisser écouler la solution de soude. On désigne par B (bleu), V (vert), J (jaune) les couleurs de l'indicateur coloré (à pH neutre l'indicateur coloré est vert).
- Après chaque ajout de soude, mesurer le pH de la solution et noter la teinte de l'indicateur coloré.

Compte rendu**Nom..... Prénom..... Groupe..... Sous-groupe****Relevé des valeurs expérimentales****Tableau 2:** Variation du pH en fonction du volume de la base versée

V_B (mL)	pH	V_B (mL)	pH	V_B (mL)	pH
0		6		12	
1		7		13	
2		8		14	
3		9		15	
4		10		16	
5		11			

Tracer dans le repère ci-dessous la courbe de dosage (variation du pH en fonction du volume V_B de soude ajouté) En abscisse 1cm représente 2 cm³ de soude. En ordonnée 1 cm représente 1 pour le pH.

**Figure 2:** Courbe d'un dosage acido-basiqueVolume V_B de

Exploitation du résultat: Calcul de la concentration molaire C_A de la « solution A ».

1. Indiquer sur la courbe précédemment tracée la zone de virage du bleu de bromothymol.
2. Relever les coordonnées du point d'équivalence E (virage au vert de l'indicateur coloré).

$V_E = \dots\dots\dots$ $\text{pH} = \dots\dots\dots$

3. Sachant qu'au point d'équivalence, on a la relation :

$$C_A V_A = C_B V_B$$

(C_A et C_B en mol/L ; V_A et V_B en mL)

Calculer la concentration C_A de la solution d'acide chlorhydrique étudiée.

- ◆ Concentration de la soude : $C_B = \dots\dots\dots$
- ◆ Volume équivalent de soude : $V_B = V_E = \dots\dots\dots$
- ◆ Volume d'acide chlorhydrique à doser : $V_A = \dots\dots\dots$

4. Calculer de la concentration molaire C_A de l'acide chlorhydrique :

.....

.....

.....

.....

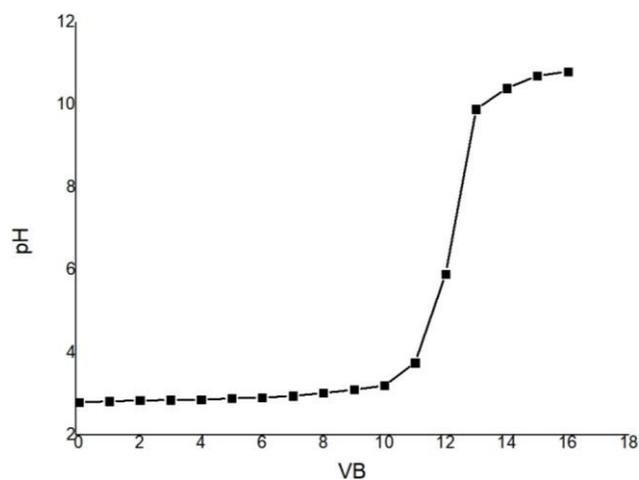
.....

.....

5. La solution contenue dans le bécher est-elle neutre, acide ou basique ?

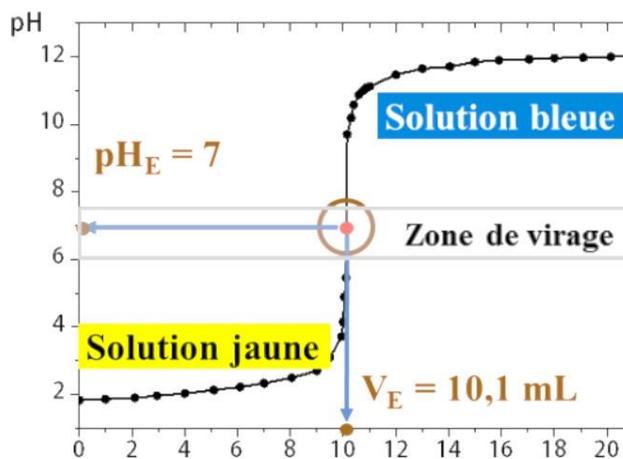
Corrigé type**Relevé des valeurs expérimentales****Tableau 2** : Variation du pH en fonction du volume de la base versée

V_B (mL)	pH	V_B (mL)	pH	V_B (mL)	pH
0	2,820	6	2,910	12	5,900
1	2,820	7	2,950	13	9,840
2	2,840	8	3,020	14	10,40
3	2,850	9	3,100	15	10,70
4	2,860	10	3,200	16	10,80
5	2,89	11	3,750		

**Figure 2**: Courbe d'un dosage acido-basique

Exploitation du résultat: Calcul de la concentration molaire C_A de la « solution A ».

1. Zone de virage du BBT :

**Figure 3**: Zone de virage du BBT

D'après le graphe $\text{pH} = f(\text{VB})$ On peut déterminer le volume et le pH d'équivalence par la Méthode des tangentes Tracer de part et d'autre du point d'équivalence une tangente à la courbe (tangentes parallèles entre elles). Construire une perpendiculaire aux tangentes et en déterminer le milieu. De ce point, construire la perpendiculaire qui est donc parallèle aux tangentes. Le prolongement de la droite donne le point d'équivalence.

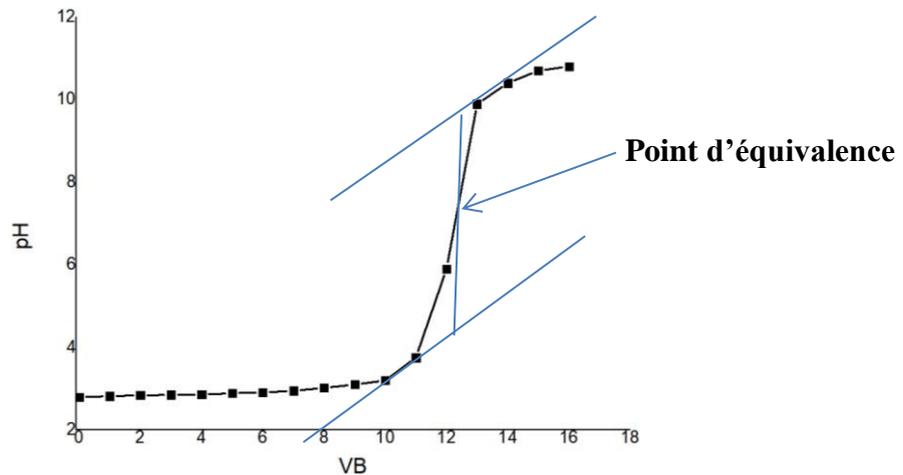


Figure 4: Point d'équivalence

2. $V_E = \dots\dots\dots 12,3 \text{ ml}$ $\text{pH} = \dots\dots\dots 7 \dots\dots\dots$
3. $C_B = \dots\dots\dots 0,1 \text{ mol/L}$
 $V_B = \dots\dots\dots 12,3 \text{ ml}$
 $V_A = \dots\dots\dots 20 \text{ ml}$
4. $C_A = \dots\dots\dots 0,0615 \text{ mol/L}$
5. La solution obtenue est basique.

***TP 02. DOSAGE DES IONS FER Fe^{2+}
CONTENUS DANS LE SEL DE MOHR
PAR MANGANIMETRIE***

TP 02. DOSAGE DES IONS FER Fe^{2+} CONTENUS DANS LE SEL DE MOHR PAR MANGANIMETRIE

1. But de tp

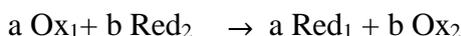
Détermination de la concentration des ions de Fe^{2+} contenu dans le sel de Mohr $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6 H_2O$.

2. Rappels

Les réactions d'oxydo-réduction (ou redox) sont des réactions au cours desquelles se produit un transfert d'électrons entre un donneur (le réducteur) et un accepteur (l'oxydant). Il est nécessaire de connaître les demi-réactions redox :



Et la réaction bilan :



Avec : a et b sont les coefficients stœchiométriques

n : nombre des électrons échangés

La manganimétrie est une technique volumétrique de dosage qui utilise comme réactif de dosage une solution de permanganate de potassium en milieu acide. Le dosage d'une solution contenant un réducteur Red par une solution de permanganate de potassium de concentration molaire C Ox connue consiste à déterminer la concentration molaire inconnue C_{Red} du réducteur au moyen de la réaction d'oxydoréduction mettant en jeu les couples redox Ox/Red et MnO_4^- / Mn^{2+} .

3. Principe

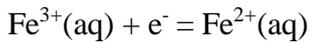
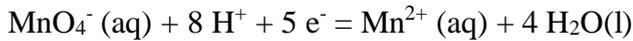
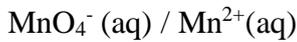
1) Pourquoi un virage coloré à l'équivalence ?

Les ions permanganate MnO_4^- , violet, et les ions fer II Fe^{2+} réagissent ensemble pour donner des ions manganèse Mn^{2+} , incolores, et des ions fer III Fe^{3+} , jaune pâle presque incolores. Tant qu'il reste des ions fer II dans le mélange réactionnel, les ions permanganate versés deviennent des ions manganèse incolores et le mélange réactionnel reste incolore. Au moment où tous les ions fer II ont réagi, la première goutte versée contenant des ions permanganate ne se décolore plus - les ions permanganate ne réagissent plus - et donne une teinte rose au mélange réactionnel, c'est l'équivalence.

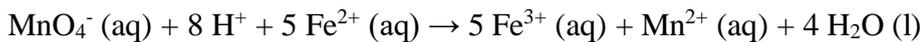
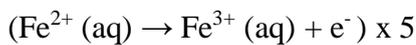
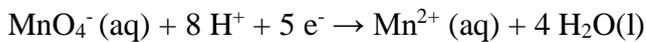
2) Pourquoi acidifier le sel de Mohr utilisant l'acide sulfurique?

L'ion permanganate appartient à différents couples selon l'acidité du milieu. Pour que ce soit le couple $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ qui interviennent, le mélange réactionnel doit être acide d'où l'ajout d'acide dans la solution à titrer.

3) Couples en présence et demi-équations de couple



4) Demi-équations de réaction et équation de réaction



4. Matériels et produits nécessaires

- Une burette graduée sur son support ;
- Un agitateur magnétique ;
- Un barreau aimanté ;
- Solution de l'acide sulfurique H_2SO_4 de concentration molaire élevé ;
- Solution de sel de Mohr $(\text{Fe}(\text{SO}_4)_2(\text{NH}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O})$ de concentration inconnue;
- Solution de permanganate de potassium KMnO_4 de concentration molaire 0,1M ;
- Une pissette d'eau distillée ;

5. Mode Opérateur

-On prélève avec une pipette jaugée 10 mL de solution inconnue à titrer que l'on introduit dans un bécher avec quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. On remplit la burette d'une solution aqueuse de permanganate de potassium (K^+ ; MnO_4^-) (aq) de concentration $C \text{MnO}_4^- = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence du dosage est repérée par la coloration de la solution en violet par l'ion permanganate MnO_4^- .

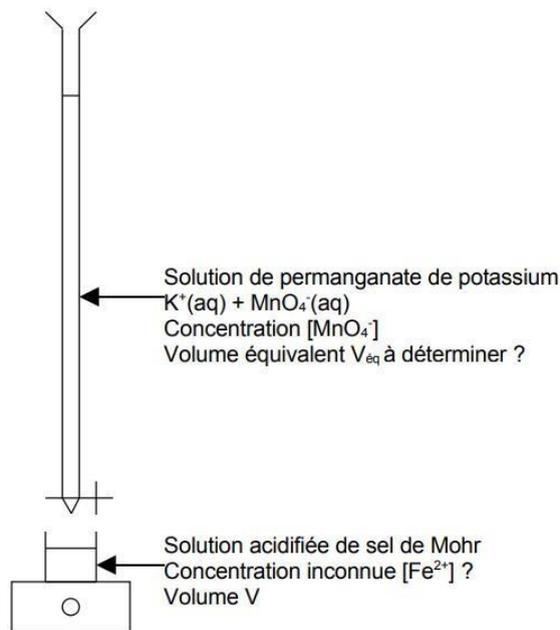


Figure 1 : Montage d'un dosage acido-basique

-On met dans le bécher 10 mL de solution du sel de Mohr + quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

-Effectuer un premier titrage rapide, en versant ml par ml la solution de permanganate de potassium. Laisser couler la solution oxydante de KMnO_4 avec agitation. La première goutte de la solution de KMnO_4 en excès c'est-à-dire qui n'est plus réduite, colore la solution contenue dans l'erenmeyer en rose persistant.

-Faire un essai grossier et deux essais précis.

Nettoyage de la verrerie

La verrerie livrée sèche est réputée propre. Son mouillage doit se révéler homogène. La verrerie n'ayant contenu que des solutions courantes peu salissantes pourra être lavée simplement à l'eau du robinet, puis à l'eau distillée et enfin séchée à l'air chaud si l'on pressé. **La verrerie jaugée ou graduée ne doit jamais être chauffée au-dessus de 40°C : il y'a un risque de résidu de dilatation.** Dans le cas où l'on ne peut attendre qu'elle sèche ; et/ ou lors de la première utilisation, la rincer 2 ou 3 fois avec la solution de travail

Pour la verrerie plus souillée, on pourra employer de l'éthanol à 95 % vol. Proscrire le benzène et les solvants chlorés (toxicité, pollution).

Compte rendu

Nom..... Prénom..... Groupe..... Sous-groupe

1) Donner des autres exemples des réactions d'oxydoréductions

.....

2) Définir le point d'équivalence d'un dosage

.....

3. Calculer la concentration en ions fer II [Fe²⁺]. Sachant que:

- Quantité de matière initiale d'ions fer II dans le bécher

$$n_i(\text{Fe}^{2+}) = [\text{Fe}^{2+}] \cdot V$$

-Quantité de matière d'ions permanganate versée à l'équivalence

$$n_v(\text{MnO}_4^-) = [\text{MnO}_4^-] \cdot V_{\text{éq}}$$

- Relation entre les quantités de matière à l'équivalence

Les ions fer II ont réagi avec la totalité des ions permanganate versés. Leurs quantités à l'équivalence sont nulles, $x_{\text{éq}}$ représente l'avancement à l'équivalence lorsque les conditions sont stœchiométriques.

$$n_{\text{éq}}(\text{Fe}^{2+}) = n_i(\text{Fe}^{2+}) - 5 x_{\text{éq}} = 0 \quad x_{\text{éq}} = n_i(\text{Fe}^{2+}) / 5 \quad n_{\text{éq}}(\text{MnO}_4^-) = n_v(\text{MnO}_4^-) - x_{\text{éq}} = 0 \quad x_{\text{éq}} = n_v(\text{MnO}_4^-)$$

-Vous en déduisez la relation suivante :

$$x_{\text{éq}} = n_i(\text{Fe}^{2+}) / 5 = n_v(\text{MnO}_4^-)$$

-Qui peut s'écrire encore :

$$[\text{Fe}^{2+}] \cdot V / 5 = [\text{MnO}_4^-] \cdot V_{\text{éq}}$$

Il reste à exprimer la concentration en ion fer II : $[\text{Fe}^{2+}] = 5 [\text{MnO}_4^-] \cdot V_{\text{éq}} / V$

.....

.....

.....

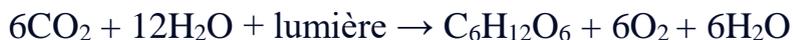
.....

.....

Corrigé type

1. Exemples des réactions d'oxydoréductions

1. La photosynthèse



2. La phosphorylation de l'ADP

3. La synthèse de l'acide ascorbique (ou vitamine C)

2. Le point d'équivalence d'un dosage est le point où l'espèce chimique à titrer et l'espèce titrant ont été mélangées dans des proportions stœchiométriques. À l'équivalence du titrage, ces deux espèces sont complètement consommées et donc leur quantité de matière est nulle.

3. La concentration en ions fer II $[\text{Fe}^{2+}]$:

$$[\text{Fe}^{2+}] = 5 [\text{MnO}_4^-] \times V_{\text{éq}} / V$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 5 \times 0,1 \times 3,6 / 10$$

$$= 0,18 \text{ mol/L}$$

***TP 03. DETERMINATION DE LA
DURETE DE L'EAU DE ROBINET***

TP 03. DETERMINATION DE LA DURETE DE L'EAU DE ROBINET

1. But

Détermination de la dureté de l'eau de robinet par complexométrie

2. Définition

La réaction de complexation est une forme de titrage dans laquelle on transforme un ion libre en complexe coloré. Parmi ces réactions on note la dureté totale de l'eau ou titre hydrotimétrique qui donne la quantité des bicarbonates, sulfates, chlorure, etc. (des sels alcalinoterreux présents dans l'eau). Globalement c'est la teneur de sels Ca et Mg.

Le degré hydrotimétrique n'est pas un critère de potabilité d'une eau. Cependant, idéalement, on estime que le TH d'une eau potable doit se situer entre 20 et 30 °f.

- $1^{\circ}TH = 1 \times 10^{-4} mol.L^{-1} ([Ca^{2+}] + [Mg^{2+}])$

3. Principe

Formation des complexes des ions Ca^{++} et Mg^{++} avec une solution titrée de sel dissodique de l'acide éthylène diamine tétracétique (EDTA) en milieu tamponné à pH 10. La fin de la réaction est indiquée par le noir ériochrome T (le NET). Qui donne une coloration violette en présence des ions Ca^{++} et Mg^{++} et reprend sa teinte bleue lorsque la totalité de ces ions sont sous la forme CaY^{2-} et MgY^{2-} .

4. Produits

- Solution de noir d'ériochrome (NET) dans l'alcool éthylique absolu à 0,4% (à conserver à l'abri de la lumière)

- Solution tampon

Chlorure d'ammonium 54 g

Ammoniaque à 25% 350 ml

Eau distillée q.s. 1000 ml

-Solution d'EDTA

Sel dissodique de l'acide éthylène-diaminetétracétique 3,721 g

Eau distillée 1000 ml

(A conserver dans un flacon en polyéthylène, les ions calcium du verre se dissolvant légèrement par suite de leur complexation, ce qui modifie le titre)

5. Mode opératoire

- Rincer la burette avec la solution d'EDTA de concentration 0,02 mol/L
- Remplir la burette avec la solution d'EDTA et ajuster le zéro.
- Prélever 100 ml d'eau de robinet à analyser.
- Chauffer la prise d'essai à une température d'environ 60 °C
- À l'aide de l'éprouvette graduée, ajouter 5 ml de solution tampon
- Ajouter quelque goutte d'indicateur coloré (Noir d'ériochrome T)
- Introduire le barreau aimanté dans l'erenmeyer et le placer sur l'agitateur magnétique sous la burette.
- Verser la solution d'EDTA jusqu'au virage du rouge vieux au bleu vert.
- Vérifier qu'une goutte d'EDTA ne produit plus de tache bleu-vert. Soit V le volume d'EDTA versé.

Refaire l'essai avec l'eau minérale, comparer sa dureté à celle de l'eau de robinet déjà analysée conclure.

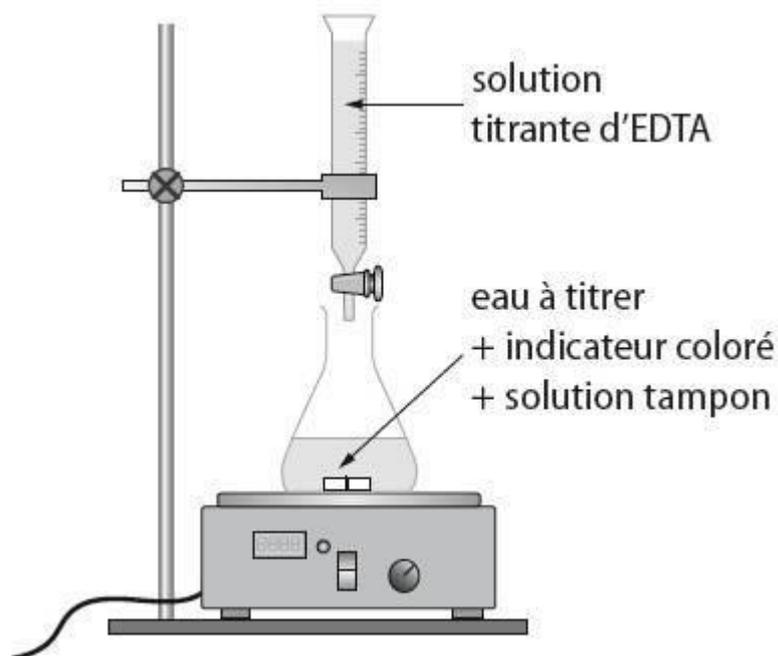


Figure 1 : Complexation des ions Ca^{+2} et Mg^{+2} par l'EDTA

Compte rendu du TP

Nom..... Prénom..... Groupe..... Sous-groupe

Résultats

A) Dosage de l'eau minérale

Effectuer le titrage et déterminer V_{e1} , avec précision. À l'approche de l'équivalence verser goutte à goutte la solution de l'EDTA jusqu'au changement de couleur.

1. Noter le volume obtenu : $V_{e1} = \dots\dots\dots$ ml

2. Observation

La solution contenue dans l'erenmeyer de couleur Au départ est devenue de couleur Après avoir versé V_{e1} De solution d'EDTA.

À l'équivalence de ce dosage, on a :

$$C \times V_{\text{eau}} = C_A \times V_{e1}$$

C_A : Concentration molaire de la solution d'EDTA.

V_{e1} : Volume de la solution d'EDTA à l'équivalence.

C : Concentration molaire des ions calcium et magnésium de l'eau minérale.

V_{eau} : Volume de la prise d'essai d'eau minérale.

3. **Principe**.....

4. Calculer la quantité de matière totale en Ca^{2+} et Mg^{2+} présente dans 100 mL d'eau analysée :.....

En déduire la concentration globale de ces deux espèces en mol.L⁻¹

.....

5. Sachant qu'une eau est dite dure si TH > 27 et douce si TH < 18. Conclure quant au caractère doux ou dur de cette eau.

.....

6. Comparer cette valeur à celle déduite des indications figurant sur l'étiquette. On rappelle :
 M (Ca) = 40,1 g/mol et M (Mg) = 24,3 g/mol

.....

B) Dosage de l'eau de robinet

Réaliser le dosage de l'eau de robinet comme précédemment et Indiquer le volume V_{e2} , correspondant à l'équivalence de ce dosage.

1. $V_{e2} = \dots\dots\dots$ ml

2. Calculer la dureté de l'eau du robinet, exprimée en degrés hydrotimétriques français

.....

Corrigé type**A) Dosage de l'eau minérale**

1. $V_{e1} = \dots\dots\dots 3,8 \dots\dots\dots \text{ml}$

2. Observation :

La solution contenue dans l'erlenmeyer de couleurrouge..... au départ est devenue de couleurbleu..... après avoir versé $V_{e1} \dots\dots\dots 3,8$ de solution d'EDTA.

3. Principe**Dosage globales des deux sortes d'ions**

Après l'ajout d'indicateur coloré NET la solution prend la teinte rouge de complexe Mg-NET, et va conserver cette couleur tant qu'il y aura des ions magnésium libres. Le point d'équivalence de dosage est détecté par le changement de couleur vers le bleu.

Et lorsqu'on ajoute la solution titrée d'EDTA, les ions calcium se complexent, ce qui n'affecte pas la coloration, lorsqu'il n'y a plus d'ions calcium les ions magnésium se complexent, et la couleur rouge va disparaître. On a donc dosé à la fois les ions calcium et les ions magnésium, ce qui détermine la dureté totale de l'eau.

4. Calculer la quantité de matière totale en Ca^{2+} et Mg^{2+} présente dans 100 mL d'eau

$$\text{analysée} \dots\dots C_{\text{EDTA}} \times V_{\text{EDTA}} = C_{\text{EAU}} \times V_{\text{EAU}}$$

$$0,02 \times 3,8 = C_{\text{EAU}} \times 100$$

$$C_{\text{EAU}} = 7,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{Ca}} + M_{\text{Mg}} = 40,1 + 24,3 = 64,4 \text{ g/mol}$$

$$C_{\text{massique}} = 7,6 \times 10^{-4} \times 64,4 = 0,48 \text{ g/L}$$

Comparer la valeur obtenue à celle de l'eau minérale déjà analysée. conclure

$$\text{Valeur sur l'étiquette} = 0,200 \text{ g/L}$$

$$\text{Valeur calculée} = 0,48 \text{ g/L}$$

On note que la valeur calculée est supérieur à celle indiqué sur l'étiquette.

5. Sachant qu'une eau est dite dure si $\text{TH} > 27$ et douce si $\text{TH} < 18$. Conclure quant au caractère doux ou dur de cette eau.

Pour déterminer la dureté de l'eau il faut multiplier la valeur de volume versé par 5

Donc $3,5 \times 5 = 19$ donc l'eau est moyennement douce.

3. En déduire la concentration globale de ces deux espèces en mol. L^{-1}

$$C = 7,6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

4. Comparer cette valeur à celle déduite des indications figurant sur l'étiquette. On rappelle :

$$M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g/mol et } M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol}$$

On note que la valeur calculée est supérieur à celle indiqué sur l'étiquette.

B) Dosage de l'eau de robinet:

Réaliser le dosage de l'eau de robinet comme précédemment et Indiquer le volume V_{e2} , correspondant à l'équivalence de ce dosage.

$$V_{e2} = \dots\dots\dots 16 \dots\dots\dots \text{ ml}$$

Calculer la dureté de l'eau du robinet, exprimée en degrés hydrotimétriques français.

$$C_{\text{EDTA}} \times V_{\text{EDTA}} = C_{\text{EAU}} \times V_{\text{EAU}}$$

$$0,02 \times 16 = C_{\text{EAU}} \times 100$$

$$C_{\text{EAU}} = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

On a :

1 °f correspond à 10^{-4} mol/L d'ions calcium (Ca^{2+}) et magnésium (Mg^{2+}).

$$1^{\circ}\text{TH} = 3,2 \times 10^2 / 10^{-4}$$

$$= 32 \text{ °f}$$

***TP 04. IDENTIFICATION DES IONS ET
SEPARATION DES PRECIPITES***

TP 04. IDENTIFICATION DES IONS ET SEPARATION DES PRECIPITES

1. But de tp

- Réalisation des tests de précipitation simples
- Identifier les ions présents dans une solution
- Ecrire des réactions de précipitation

2. Rappels

Un test d'identification d'ion par précipitation permet de vérifier la présence d'un ion donné en solution aqueuse.

Il met en jeu une réaction de précipitation impliquant l'ion testé et un autre ion (de signe opposé) avec lequel il forme un composé de faible solubilité.

Ce type de test se réalise en ajoutant dans un échantillon de solution à analyser quelques gouttes d'une solution ionique concentrée appelée "**réactif**".

Si l'ion recherché est bien présent alors l'un des ions du "**réactif**" réagit avec lui pour former un composé solide appelé "**précipité**" dont il est nécessaire de connaître la couleur pour interpréter le résultat du test:

- si l'ajout de réactif conduit à la formation d'un précipité dont la couleur est celle prévue alors le test est positif
- si l'ajout de réactif ne provoque pas la formation de précipité ou s'il y a un précipité de la mauvaise couleur alors le test est négatif.

Le réactif: est une solution ionique dont l'un des ions est censé provoquer une réaction de précipitation en présence de l'ion recherché

Les réactifs les plus fréquents sont:

- La solution d'hydroxyde de sodium (aussi appelé soude) qui contient des ions sodium Na^+ et d'ions hydroxyde de formule OH^- . C'est ce dernier qui est censé intervenir dans la réaction de précipitation.
- La solution de nitrate d'argent constituée d'ions nitrate NO_3^- et d'ions argent Ag^+ . C'est dernier qui intervient dans la réaction de précipitation.

Le précipité est un solide mou il est toujours électriquement neutre car il est formé par l'association d'un cation et d'un anion.

3. Principe

La réaction de précipitations

La précipitation peut être considérée comme le phénomène inverse de la dissolution. Pour rappel, la dissolution est l'obtention d'un mélange homogène (une seule phase) à partir d'une espèce chimique (souvent solide) et d'un solvant liquide. Les particules (ions ou molécules) du soluté se dispersent parmi les molécules du solvant tant que la capacité d'accueil n'est pas excédée c'est à dire tant que la limite de solubilité n'est pas atteinte.

Tableau 1 : Exemples des réactions de précipitation

Test	Réactifs	Couleur de précipité	Equation
Cuivre Cu^{2+}	NaOH	bleu	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
Fer Fe^{2+}	NaOH	Vert foncé	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$
Fer Fe^{3+}	NaOH	Rouge	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$
Chlorure Cl^{-}	Nitrate d'argent (AgNO_3)	blanc	$\text{Cl}^{-}(\text{aq}) + \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$
Bromure Br^{-}	Nitrate d'argent (AgNO_3)	Jaune pale	$\text{Br}^{-}(\text{aq}) + \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgBr}(\text{s})$
Iodure I^{-}	Nitrate d'argent (AgNO_3)	jaune	$\text{I}^{-}(\text{aq}) + \text{Ag}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgI}(\text{s})$
Calcium Ca^{2+}	Oxalate d'ammonium ($(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$)	blanc	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s})$

Précipitation des ions fer III

Le test des ions fer III (de formule Fe^{3+}) se réalise en ajoutant quelques gouttes d'hydroxyde de sodium, une solution qui contient les ions hydroxyde (OH^{-}) et des ions sodium (Na^{+}).

Les réactifs sont donc les ions testés à savoir les ions fer III. Puisque ce sont des cations la précipitation se réalise grâce aux anions présents dans la soude à savoir les ions hydroxyde.

Conclusion les réactifs sont l'ion fer III (Fe^{3+}) et l'ion hydroxyde (OH^{-})

Le produit

Puisque les ions fer III réagissent avec les ions hydroxydes, il se forme donc un précipité d'hydroxyde de fer III. Ce précipité est neutre par conséquent les trois charges positives de Fe^{3+} doivent être compensées par trois charges négatives correspondant à trois ions hydroxyde.

Conclusion, le produit est le précipité d'hydroxyde de fer III de formule $\text{Fe}(\text{OH})_3$ qui combine un ion fer III à trois ions hydroxyde

Ecriture de l'équation de réaction

- Etape n°1 indiquer uniquement les formules: $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
- Etape n°2 préciser l'état de chaque espèce chimique: $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$

Rappel (aq) désigne une espèce dissoute et (s) un solide

- Etape n°3 Equilibrer la matière: $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$

4. Produits et matériels nécessaires

- Chlorure de fer III (FeCl_3) à $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ (*Le chlorure ferrique est un produit relativement courant utiliser par exemple dans des réactions de chimie organique, comme réactif pour l'attaque des métaux, en pharmacologie ou encore pour le traitement des eaux. Toxique et corrosif, il est à l'origine d'accidents industriels, notamment dans les domaines du traitement des eaux, du transport et de la chimie*).

- Hydroxyde de sodium (NaOH) à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

- Tubes à essai

- Pipette pasteur en plastique

5. Mode opératoire

- Introduire dans un tube à essais 2 mL de solution de chlorure de fer III : $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cl}^-(\text{aq})$.

- Ajouter quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

-Noter la remarque

6. Compte rendu

Nom..... Prénom..... Groupe..... Sous-groupe

Compléter ces tableaux

Tableau 2 : Le réactif est le nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-)

Soluti- on à tester	Chlorure de sodium NaCl	Chlorure de zinc ZnCl_2	Chlorure de fer FeCl_3	Sulfate de cuivre CuSO_4	Sulfate de fer FeSO_4
Coul eur					
Résul -tat					

Tableau 3 : Le réactif est le Chlorure de baryum (Ba^{2+} , 2Cl^-)

Solution à tester	Sulfate de sodium NaSO_4	Chlorure de sodium NaCl	Sulfate de potassium KSO_4
Formule chimique			
Résultat			

Tableau 4: Le réactif est l'oxalate d'ammonium (2NH_4^+ , CO_3^{2-})

Solution à tester	Chlorure de calcium CaCl_2	Chlorure de sodium NaCl	hydroxyde de calcium Ca(OH)_2	Hydroxyde de sodium NaOH
Formule chimique				
Résultat				

Corrigé type

Tableau 2: Le réactif est le nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-)

Soluti -on à tester	Chlorure de sodium NaCl	Chlorure de zinc ZnCl_2	Chlorure de fer FeCl_3	Sulfate de cuivre CuSO_4	Sulfate de fer FeSO_4
Coul eur	Transparente	Transparente	Jaune	bleu	Jaune opale
Résul -tat	Précipité blanc	Précipité blanc	Précipité blanc	Rien	Rien

Tableau 3: Le réactif est le Chlorure de baryum (Ba^{2+} , 2Cl^-)

Solution à tester	Sulfate de sodium NaSO_4	Chlorure de sodium NaCl	Sulfate de potassium KSO_4
Formule chimique	$2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	$\text{K}^+ + \text{SO}_4^-$
Résultat	Précipité blanc	Rien	Précipité blanc

Tableau 4: Le réactif est l'oxalate d'ammonium (2NH_4^+ , CO_3^{2-})

Solution à tester	Chlorure de calcium CaCl_2	Chlorure de sodium NaCl	hydroxyde de calcium Ca(OH)_2	Hydroxyde de sodium NaOH
Formule chimique	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$
Résultat	Précipité blanc	Rien	Précipité blanc	Rien

TP 05. CINETIQUE CHIMIQUE

TP 05. CINETIQUE CHIMIQUE

1. But de tp

Détermination expérimentale l'ordre de la réaction par rapport au thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)

2. Rappel

Introduction

On peut observer que certaines réactions chimiques sont rapides, d'autres lentes. Dans le cas des réactions lentes on observe l'effet de certains facteurs cinétiques :

- La température: plus la température du milieu réactionnel est élevée plus la réaction va vite;
- La concentration des réactifs: plus les réactifs sont concentrés dans le milieu plus la réaction va vite.
- La catalyse: la présence de certains corps accélère parfois les réactions, sans qu'ils interviennent dans leurs bilans. Par exemple en chimie organique, l'éthène ne réagit avec le dihydrogène pour former l'éthane, qu'en présence d'un catalyseur.

Ces notions ont été abordées dans le cours de lycée. L'objectif de ce cours est de formaliser l'étude des vitesses de réaction. L'objectif du TP est de mesurer expérimentalement la vitesse d'une réaction chimique.

3. Vitesse de réaction

3.1 Vitesse volumique de réaction

Considérons une réaction chimique quelconque :



avec :

A et B : les réactifs

C et D : les produits

ν_A, ν_B, ν_C et ν_D sont les nombres stœchiométriques.

La vitesse d'une réaction est la variation de la concentration d'un constituant en fonction du temps.

La vitesse est une grandeur positive et définie par rapport à un constituant.

$$v = -\frac{1}{\nu_A} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{\nu_B} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{\nu_C} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{\nu_D} \frac{d[D]}{dt}$$

∅ La vitesse v est mesurée en $\text{mol.L}^{-1} . \text{s}^{-1}$.

3.2 Ordre d'une réaction chimique

La vitesse volumique d'une réaction chimique est aussi liée aux concentrations des réactifs par sa loi de vitesse (empirique) :

$$v = k [A]^{q^1} [B]^{q^2}$$

Où :

— q^1 (respectivement q^2) est l'ordre courant de la réaction par-rapport au réactif A (respectivement B) ;

— $q = q^1 + q^2$ est appelé ordre global de la réaction ;

— k est la constante de vitesse, dont l'unité dépend de l'ordre de réaction : (mol/L).

Les ordres courants et l'ordre global d'une réaction sont déterminés par mesure expérimentale, et n'ont aucun rapport avec les coefficients stœchiométriques.

4. Matériels et produits nécessaires

-Solution d'acide sulfurique H_2SO_4 (0,8 mol.L⁻¹)

-Solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ (0,1 mol. L⁻¹)

-Eau distillée

-Tube à essai

5. Mode opératoire

Détermination de l'ordre de la réaction en utilisant la méthode des vitesses initiales

On détermine l'ordre de la réaction :



On doit savoir les vitesses initiales pour différentes concentrations initiales de $Na_2S_2O_3$ grâce à la formation de la plus petite quantité de soufre qui va troubler le mélange. La température et la concentration de H_2SO_4 étant constantes. On mesure le temps correspondant à la formation de cette quantité de soufre c .

$$V_0 = dc/dt = c-0/t-0$$

« c » est constant pour toutes les déterminations, elle représente aussi la quantité de $Na_2S_2O_3$ qui a réagi.

$$V_0 = k [Na_2S_2O_3]_0^m$$

$$c/t = k [Na_2S_2O_3]_0^m$$

$$-\log 1/t = -m \log [Na_2S_2O_3]_0 - \log k + \log c$$

On représente $-\log 1/t = f(-\log [Na_2S_2O_3]_0)$ et on calcule m en mesurant la pente de la droite.

Déroulement des expériences

- Préparer 5 tubes à essai contenant la solution A ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $0,1 \text{ mol. L}^{-1} + \text{H}_2\text{O}$) en respectant les volumes donnés dans le tableau 1

- Préparer 5 tubes à essai contenant la solution B (H_2SO_4 $0,8 \text{ mol. L}^{-1}$) en respectant les volumes donner dans le tableau 1

On mélange pour chaque cas A et B et on détermine avec un chronomètre le temps mis pour que la solution commence à devenir trouble pour chaque essai.

6. Compte rendu**Nom..... Prénom..... Groupe..... Sous-groupe****Calculs**

a- Compléter le tableau suivant :

Tableau 1:

		Volume à prendre				
		1er essai (ml)	2ème essai (ml)	3ème essai (ml)	4ème essai (ml)	5ème essai (ml)
Solution A	Na ₂ S ₂ O ₃ 0,1M	1	2	3	4	5
	H ₂ O	4	3	2	1	0,5
Solution B	H ₂ SO ₄ 0,8M	5	5	5	5	5
[Na ₂ S ₂ O ₃] ₀ (mol.L ⁻¹)						
t (secondes)						
-Log 1/t						
-Log [Na ₂ S ₂ O ₃] ₀ (mol.L ⁻¹)						

b- Tracer la courbe – log 1/t = f (- log [Na₂S₂O₃]₀).c- Déterminer l'ordre de la réaction (ordre partiel par rapport à Na₂S₂O₃) et conclure.

Corrigé type**Tableau 1**

		Volume à prendre				
		1er essai (ml)	2ème essai (ml)	3ème essai (ml)	4ème essai (ml)	5ème essai (ml)
Solution A	Na ₂ S ₂ O ₃ 0,1M	1	2	3	4	5
	H ₂ O	4	3	2	1	0,5
Solution B	H ₂ SO ₄ 0,8M	5	5	5	5	5
[Na ₂ S ₂ O ₃] ₀ (mol. L ⁻¹)		10 ⁻²	2.10 ⁻²	3.10 ⁻²	4.10 ⁻²	5.10 ⁻²
t (secondes)		220	103	83	43	33
-Log 1/t		2,34	2,04	1,92	1,63	1,51
-Log [Na ₂ S ₂ O ₃] ₀ (mol. L ⁻¹)		2	1,7	1,5	1,4	1,3

d-Tracer la courbe $-\log 1/t = f(-\log [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]_0)$.

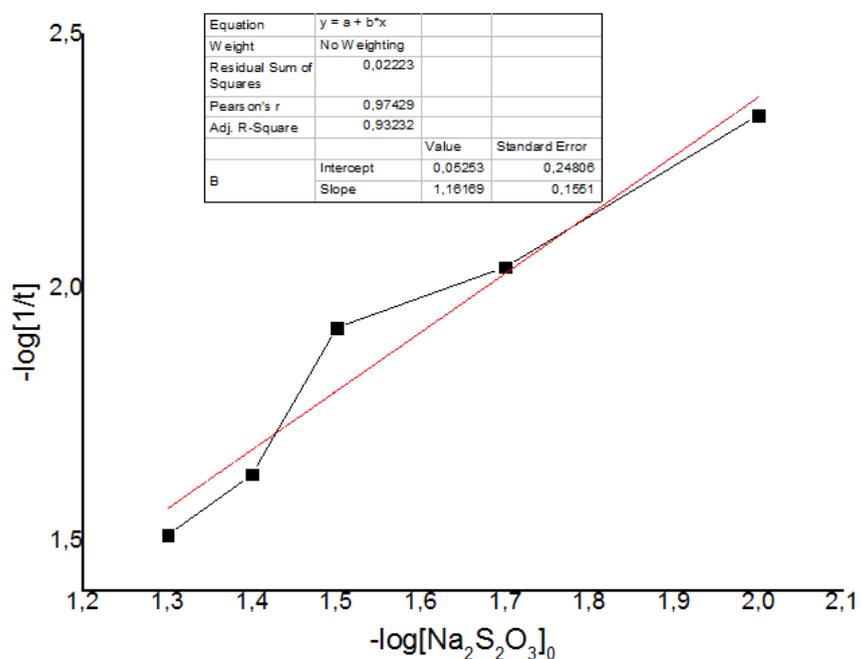


Figure 1 : Courbe $-\log 1/t$ en fonction de $f(-\log [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]_0)$.

e-Déterminer l'ordre de la réaction (ordre partiel par rapport à Na₂S₂O₃) et conclure.

1. La courbe est une droite qui ne passe pas par l'origine, son équation est sous forme :

$$Y = ax + b$$

- **a** est la pente de ce droite : $a = \text{tng}(\theta) = \frac{\Delta \log 1/t}{\Delta \log [\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]_0}$

- L'ordre de la réaction est la tangente de la droite « a », alors égale à « 1 ».
- La molécularité de la réaction est le nombre des particules qui entrent en collision et qui égale dans cette réaction à 1.

L'intersection de la droite avec l'axe des « $-\log(1/t)$ » donne la constante b et qui égale à la quantité de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ réagit pour la formation du soufre $-\log(C) = 0,4$ donc : $C = 0,92$

Le temps nécessaire pour former la première quantité du soufre diminue lorsque la concentration de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ augmente.

Cette réaction présente un ordre et molécularité égaux et qui égale à 1

2. $v = k [A] = d[A] / dt$ après intégration on obtient $\log [A] = -k t + \log [A_0]$

et par régression linéaire par origin 9 $R=0,997$ donc la cinétique d'ordre 1 est bien vérifié.

EXERCICES D'EVALUATION

EXERCICES D'EVALUATION

Cette section est conçue pour les enseignants qui cherchent des idées de questions pour les examens.

Tp 1 et 2 : TITRAGE D'UN ACIDE FORT HCl PAR UNE BASE FORTE NaOH PAR COLORIMETRIE

Et

DOSAGE DES IONS FER Fe^{2+} CONTENUS DANS LE SEL DE MOHR PAR MANGANOMETRIE

VERIFIER SES ACQUIS

A. Tester ses connaissances

1. Préciser le but d'un dosage.
2. Décrire un protocole expérimental permettant de réaliser un dosage par manganométrie.
3. Préciser les caractères d'une réaction de dosage.
4. Définir l'équivalence.
5. Ecrire l'équation chimique de la réaction:
 - a) D'une solution d'acide fort avec une solution de base forte;
 - b) D'une solution de sulfate de fer (II) avec une solution de permanganate de potassium en milieu acide.
6. Citer une méthode permettant de repérer l'équivalence au cours d'un dosage
 - a) Acido-basique ;
 - b) Manganométrique ;

B. Répondre par vrai ou faux

1. Le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique permet de déterminer la quantité d'ions hydronium H_3O^+ dans cette solution.
2. Le dosage d'une solution de sulfate de fer (II) par manganométrie permet de déterminer la concentration molaire des ions Fe^{2+} dans cette solution.
3. Une réaction de dosage doit être lente, totale et spécifique de l'entité à doser.
4. On dose une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium. A l'équivalence la quantité initiale d'ions H_3O^+ de la solution acide est égale à la quantité d'ions OH de la solution basique ajoutée.
5. On dose une solution (S) de sulfate de fer (II) par une solution (S') de permanganate de potassium en milieu acide. A l'équivalence la quantité initiale d'ions fer (II) présente dans (S) est égale à la quantité d'ions MnO_4^- de la solution (S') ajoutée.

C. O.C.M.

Choisir la bonne réponse.

1. Le dosage d'une entité chimique en solution consiste à déterminer:

- a) La nature de cette entité ;
- b) La solubilité de cette entité ;
- c) La quantité de matière de cette entité au moyen d'une réaction chimique.

2. Une réaction de dosage doit être :

- a) Totale, lente et spécifique de l'entité chimique à doser;
- b) Totale rapide et spécifique de l'entité chimique à doser;
- c) Limitée et rapide.

3. On dose un volume V_A d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_A par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration C_B . Si le volume de la solution basique nécessaire pour atteindre l'équivalence est $V_{B.E} = 2 V_A$ alors :

- a) $C_A = C_B$; b) $C_A = 2 C_B$; c) $C_A = .$

4. On dose un volume V_{Red} d'une solution (S) de sulfate de fer (II) par une solution (S') de permanganate de potassium en milieu acide. Si le volume de la solution (S') nécessaire pour atteindre l'équivalence est $V_{Ox.E}$ alors :

- a) $C_{Ox} \cdot V_{Ox.E} = C_{Red} \cdot V_{Red}$;
- b) $5 C_{Ox} \cdot V_{Ox.E} = C_{Red} \cdot V_{Red}$;
- c) $C_{Red} \cdot V_{Red} = C_{Ox} \cdot V_{Ox.E}$.

UTILISER SES ACQUIS DANS DES SITUATIONS SIMPLES

Les masses molaires atomiques sont données dans le tableau périodique à la fin du manuel.

Le volume molaire des gaz sera pris égal à $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice n°1

On mélange 50 mL d'une solution d'hydroxyde de potassium KOH de concentration molaire $C_B = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction qui se produit.
2. L'état du mélange correspond-t-il à une équivalence acido-basique ? Justifier la réponse.

Exercice n°2

On dose un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ d'une solution (SA) d'acide chlorhydrique par une solution

d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ en présence de BBT. Le virage de cet indicateur coloré se produit pour un volume de la solution basique ajouté égal à 15 mL.

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction acide-base.
2. Déterminer la concentration molaire C_A de la solution (SA).

Exercice n°3

On dose un volume $V_{\text{Red}} = 20 \text{ mL}$ d'eau oxygénée par une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration $C_{\text{Ox}} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence a lieu pour un volume de la solution titrant $V_{\text{Ox.E}} = 18,4 \text{ mL}$.

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction de dosage sachant qu'elle met en jeu les couples redox $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.
2. Calculer la concentration molaire C_{Red} de la solution d'eau oxygénée.

Exercice n°4

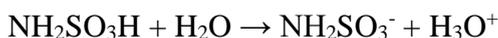
On dose un volume $V_{\text{Red}} = 10 \text{ mL}$ d'une solution (S) de sel de Mohr de formule $\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 (\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ par une solution acidifiée de permanganate de potassium KMnO_4 de concentration molaire $C_{\text{Ox}} = 0,012 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour un volume $V_{\text{Ox.E}}$ égal à 12,5 mL de la solution titrante.

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction de dosage sachant qu'elle met en jeu les deux couples redox $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.
2. Calculer la concentration C_{Red} de la solution (S).
3. Calculer la masse m de sel de Mohr nécessaire pour préparer 1L de la solution (S).

UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

Exercice n°5

Les détartrants pour cafetière vendus dans le commerce contiennent, comme seule espèce chimique ayant un rôle acido-basique, de l'acide sulfamique $\text{NH}_2\text{SO}_3\text{H}$ (sd). On veut déterminer le pourcentage en masse P d'acide sulfamique d'un tel détartrant. Pour cela, on prépare 100 mL d'une solution (S) contenant 1,00 g de détartrant. L'équation chimique de la réaction de dissolution de l'acide sulfamique dans l'eau est :



On dose 10,0 mL de la solution (S) avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction acide-base.
2. Le volume à l'équivalence est de 9,9 mL. Déterminer la quantité n_A d'acide dans le volume

de solution dosé, et dans 100 mL de la solution (S).

3. En déduire la masse d'acide correspondante.

4. En déduire le pourcentage massique d'acide sulfamique dans le détartrant étudié.

Exercice n°6

Le sulfate de fer (II) hydraté se présente sous la forme de cristaux verts de formule $\text{FeSO}_4, n\text{H}_2\text{O}$.

On se propose de déterminer n . Pour cela, on prépare une solution (S) de ce sel de concentration massique $C = 30,0 \text{ g.L}^{-1}$.

1. Décrire le mode de préparation de 100 mL de (S).

2. Comment caractériser la présence d'ions fer (II) dans (S) ?

3. On dose un volume $V_{\text{Red}} = 10,0 \text{ mL}$ de la solution (S) par une solution acidifiée de permanganate de potassium de concentration molaire $C_{\text{Ox}} = 0,020 \text{ mol.L}^{-1}$.

a) Décrire le dispositif expérimental nécessaire pour réaliser ce dosage en précisant la verrerie utilisée.

b) Comment peut-on repérer l'équivalence ?

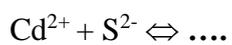
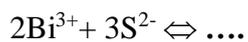
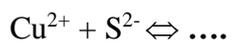
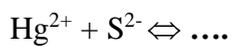
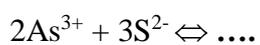
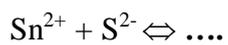
c) Le volume versé à l'équivalence est $V_{\text{Ox-E}} = 10,8 \text{ mL}$. Déterminer la concentration molaire de la solution (S).

d) En déduire la valeur du nombre n .

TP 04. IDENTIFICATION DES IONS ET SEPARATION DES PRECIPITES

Exercice 1

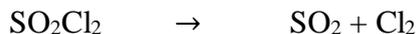
Compléter ces réactions :



TP 05. CINETIQUE CHIMIQUE

Exercice 1

La dissociation du chlorure de sulfuryle

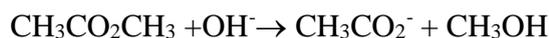


A 600 K sa constante de vitesse vaut $1,32 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$

- Quelle est la fraction (%) de SO_2Cl_2 , dissocié après 30 minutes de réactions ?
- Quel temps de réaction nécessaire pour que 90% du chlorure de sulfuryle soit dissocié ?

Exercice 2

La réaction de saponification d'un ester comme $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3$ par la soude



A une loi de vitesse de la forme

$$V = k [\text{ester}][\text{soude}].$$

On réalise la réaction avec des concentrations initiales égales à $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et à une température telle que 1 % de l'ester est saponifié en 30 secondes. En combien de temps 50% de l'ester seront-ils saponifiés.

QCM:

1. Parmi les affirmations suivantes concernant l'emploi d'un catalyseur, lesquelles sont correctes ?
 - a) Un catalyseur permet d'augmenter la vitesse de réaction.
 - b) Le catalyseur est consommé lors de la réaction.
 - c) Le catalyseur est régénéré en fin de réaction.
 - d) Un catalyseur déplace l'équilibre vers la formation des produits.
 - e) Un catalyseur modifie le profil réactionnel de la réaction
2. Parmi ces affirmations concernant la vitesse des réactions chimiques, lesquelles sont correctes ?
 - a) La vitesse volumique de formation d'un produit s'exprime en $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$.
 - b) La vitesse de formation d'un produit s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 - c) La vitesse volumique de disparition d'un réactif s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.
 - d) La vitesse de disparition d'un réactif est négative.

e) La vitesse de disparition du réactif est toujours égale à la vitesse de formation du produit

3. Parmi ces affirmations concernant les réactions du type $A \rightarrow B$, d'ordre global 1, lesquelles sont correctes ?

- a) La vitesse volumique de réaction est constante.
- b) La représentation de $[A] = f(t)$ est une droite.
- c) La représentation de $\ln [A] = f(t)$ est une droite.
- d) La représentation de $1/[A] = f(t)$ est une droite.
- e) Le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale en A.
- f) Le temps de demi-réaction est indépendant de la constante de vitesse k

4. Pour la réaction de dismutation de l'eau oxygénée $H_2O_2 \rightarrow H_2O + 1/2 O_2$, on donne les résultats expérimentaux suivants :

t(min)	0	5	15	30	40
H_2O_2 (mol/L)	0,083	0,068	0,0465	0,026	0,018

Parmi les propositions suivantes concernant cette réaction, lesquelles sont correctes ?

- a) La réaction est d'ordre 1
- b) La réaction est d'ordre 2
- c) $k = 0,038 \text{ min}^{-1}$
- d) $k = 1,1 \text{ min}^{-1}$
- e) $k = 1,1 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
- f) $k = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$

5. Parmi ces affirmations concernant les réactions du type $A \rightarrow B$, d'ordre global 2, lesquelles sont correctes ?

- a) La vitesse volumique de réaction est constante.
- b) La représentation de $[A] = f(t)$ est une droite.
- c) La représentation de $\ln [A] = f(t)$ est une droite.
- d) La représentation de $1/[A] = f(t)$ est une droite.
- e) Le temps de demi-réaction est indépendant de la concentration initiale en A.
- f) Le temps de demi-réaction est indépendant de la constante de vitesse k.

REFERENCES

- 1) Chimie générale expérimentale : tout pour réussir les TP aux concours. Piard Jonathan. De Bock. 2018.
- 2) 100 Manipulations de chimie générale. Jacques Mesplède et Jéome Randon. Bréal 2004.
- 3) Travaux pratiques de chimie générale minérale et organique 25 thèmes décrits et commentés avec compléments. François SOUIL. Bréal. 1996
- 4) Cinétique chimique : réactions et réacteur chimiques, cours et exercices corrigés. Michel GUISET, Sébastien LAFORGE, Dominique COUTON. Ellipses. 2007
- 5) Polycopié Introduction à la cinétique chimique. Saida Seridi. Université 8 mai 1945, Guelma.
- 6) Polycopie de TP chimie générale et organique. FISLI Hassina. Université 8 mai 1945, Guelma. 2016.
- 7) Polycopié travaux pratique, matière thermodynamique et chimie des solutions minérales. Radia Selaimia. Université 8 mai 1945. Guelma2021.
- 8) Fiche de révision en chimie générale et organique QCM et QROC corrigés. Elise Marche. Ediscience.
- 9) TP N° 2 Détermination expérimentale de l'ordre d'une réaction. Faculté des sciences Département de chimie. KSOURI. Travaux pratiques ST et SM 2020/2021. Université de Boumerdes.
- 10) J.M. ten Cate (dir.), M.J. Larsen (dir.), E.I.F. Pearce et O. Fejerskov, Dental Caries : The Disease and its Clinical Management, Blackwell Munksgaard, 2008, 2e éd., 616 p. (ISBN 978-1-4051-3889-5), chap. 12 (« Chemical interactions between the tooth and oral fluids »), p. 212.
- 11) http://d.ruze.free.fr/spchexo2013/ex3/tp3_durete_exo.htm.

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

**MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR
ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE**

Programme

Pédagogique Socle

**commun
1^{ère} année**

Domaine

Sciences de la nature et de la vie

Semestre : 2^{ème} Semestre

UE: Unité d'Enseignement Fondamentale

Matière 1: THERMODYNAMIQUE ET CHIMIE DES SOLUTIONS MINERALES

Objectifs de l'enseignement

Cet enseignement permet d'acquérir une certaine compréhension des principes régissant les transformations et les interactions de la matière, le principe de la thermodynamique, de l'équilibre énergétique, et de la cinétique des réactions chimiques.

Connaissances préalables recommandées (*descriptif succinct des connaissances requises pour pouvoir suivre cet enseignement – Maximum 2 lignes*).

L'étudiant doit avoir des connaissances sur la réaction d'oxydoréduction.

Contenu de la matière

1. Equilibres chimiques

1.1. Equilibre acido-basique

1.1.1. Définition selon : Arrhénius ; Bronsted ; lewis

1.1.2. Constante d'équilibre : de dissociation de l'eau, d'acidité et de basicité

1.2.3. Le pH : de l'eau, d'un monoacide fort, d'une monobase forte,

1.2. Equilibre oxydoréduction

1.2.1. Réaction d'oxydoréduction : transfert d'électrons

1.2.2. Nombre d'oxydation

1.2.3. Ecriture des réactions d'oxydoréduction

1.2.4. Piles électrochimiques

1.2.5. Potentiel d'oxydoréduction

1.3. Equilibre de précipitation : Solubilité et produit de solubilité

1.3.1. Définition

1.3.2. Effet de l'addition d'un ion sur la solubilité

1.3.3. Effet du pH

2. Cinétique chimique

2.1. Définition

2.2. Vitesse de réaction

2.3. Expression de la loi de vitesse et ordre d'une réaction

2.4. Facteurs influençant la vitesse de réaction

3. Thermodynamique

3.1. Systèmes et grandeurs thermodynamiques : Fonctions et transformations thermodynamiques

3.2. Premier principe de la thermodynamique

3.2.1. Expression du travail et de la chaleur

3.2.2. Expression de l'énergie interne et de l'enthalpie

3.3. Second principe de la thermodynamique

3.3.1. Expression de l'entropie

3.3.2. Expression de l'énergie libre et de l'enthalpie libre

3.4. Thermochimie

3.4.1. Chaleur de réactions

3.4.2. Enthalpie de réactions

3.4.3. Calcul de l'énergie interne d'une réaction

3.4.5. La loi de Kingoff

3.4.6. La loi de Hess

3.5. Prédiction du sens de réactions

3.5.1. Les systèmes isolés

3.5.2. Calcul des entropies de réaction

3.5.3. Les Réactions à température constante

3.5.4. Calcul de l'enthalpie libre et de l'énergie libre d'un système.

4. Chimie minérale

Travaux dirigés :

TP N°1 : La cinétique chimique

TP N°2 : Equilibres acido-basiques et équilibres de précipitation

TP N°3 : Equilibres oxydo-réduction

TP N°4 : Thermodynamique et thermochimie

TP N°5 : Chimie organique (Mécanismes réactionnels)

Travaux pratiques

TP N°1 : Cinétique chimique

Partie 1 : Détermination expérimentale de l'ordre de la réaction

Objectif : Détermination de l'ordre de la réaction par rapport au thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) en utilisant la méthode des vitesses initiales.

Partie 2 : Influence de la température sur la vitesse de la réaction

Objectif : Détermination des vitesses de réaction pour la même concentration des réactifs mais pour différentes températures.

TP N°2 : Méthode d'analyse titrimétrique en acide-base.

La neutralisation acide-base

Partie 1 : Dosage par colorimétrie

Objectif :

- Dosage d'une solution d'acide fort (HCl) par une base forte (NaOH).
- Détermination de la concentration d'une solution d'acide faible (CH_3COOH) par une solution de base forte (NaOH).

Partie 2 : Dosage par pH métrie

Objectif : Dosage d'une solution d'acide faible (CH_3COOH) par une base forte (NaOH).

TP N°3 : Titrage par la méthode d'oxydoréduction. Dosage manganométrique de Fe^{2+}

Objectif :

- Détermination de la normalité d'une solution donnée de KMnO_4
- Détermination de la concentration de Fe^{2+} contenu dans une solution de FeSO_4 .

TP N°4 : Identification des ions et séparation des précipités par centrifugation

Objectif :

- Identifier les ions présents dans une solution
- Ecrire les formules chimiques d'un composé ionique en solution
- Ecrire les réactions de précipitation
- Exprimer la relation entre la constante d'équilibre et la solubilité.

Mode d'évaluation

Contrôle continu et Examen semestriel

Références (*Livres et photocopiés, sites internet, etc*) :

1. John C. Kotz et Paul M. Treichel, 2006- Chimie des solutions. Ed. De Boeck, 376p.
2. René Gaborriaud et al., Thermodynamique appliquée à la chimie des solutions. Ed.Ellips

Annexe

TP 01. Titrage d'un acide fort HCl par une base forte NaOH par colorimétrie :



- Acide chlorhydrique HCl : nocif

L'acide chlorhydrique fortement concentré forme des vapeurs acides. Ces dernières et la solution d'acide ont toutes deux un effet corrosif sur les tissus humains, et peuvent endommager les organes respiratoires, les yeux, la peau et les intestins. L'ingestion d'acide chlorhydrique peut entraîner une perforation de l'estomac ou de l'œsophage, quelques jours après l'ingestion.



- Hydroxyde de sodium NaOH : corrosif

L'hydroxyde de sodium est un produit dangereux, non par sa toxicité métabolique; mais plutôt parce qu'il est extrêmement corrosif dès 0,5 % de concentration et son contact direct détruit les tissus organiques.

- TP 02. Dosage des ions fer Fe^{2+} contenus dans le sel de Mohr par manganimétrie :



- Solution de l'acide sulfurique (H_2SO_4): corrosif

H314 - Provoque de graves brûlures de la peau et de graves lésions des yeux

H335 - Peut irriter les voies respiratoires

EUH014 - Réagit violemment au contact de l'eau

- Solution de sel de Mohr ($\text{Fe}(\text{SO}_4)_2(\text{NH}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$):

H319: Provoque une irritation sévère pour les yeux



- Solution de permanganate de potassium (KMnO_4) : Comburant



corrosif



toxique, irritant, sensibilisant, narcotique



danger pour

les milieux aquatiques.

Le permanganate de potassium solide est un oxydant très puissant. Il se produit une réaction très exothermique lorsqu'il est mélangé à de la glycérine. Il peut alors se produire une combustion spontanée qui peut faire fondre le verre et un grand nombre de

réipients et peut enflammer toutes substances inflammables proches. Plus grave, il ronge profondément les muqueuses souillées et les parois du tube digestif jusqu'à l'estomac s'il est ingéré accidentellement.

R : 8 (Favorise l'inflammation des substances combustibles)

R : 22 (Nocif en cas d'ingestion)

R : 50/53 (Très toxique pour les organismes aquatiques, et peut entraîner des effets néfastes à long terme sur l'environnement aquatique)

S : 2 (Conserver hors de la portée des enfants)

S : 60 (Éliminer le produit et son récipient comme un déchet dangereux)

S : 61 (Éviter le rejet dans l'environnement. Consulter les instructions spéciales/la fiche de données de sécurité)

- **TP 03. Détermination de la dureté de l'eau de robinet :**



- Chlorure d'ammonium : (NH_4Cl) **nocif**

- Solution d'EDTA: Sel dissodique de l'acide éthylène-diaminetétracétique  **matière toxique ayant d'autre effet toxique**

En tant qu'agent chélate, l'EDTA « retire » les ions calcium de la salive. Il y perturbe donc l'équilibre ionique et contribue à la dissolution de l'hydroxyapatite dentaire.

- **TP 04. Identification des ions et séparation des précipités :**



- Chlorure de fer III (FeCl_3) :

Le chlorure ferrique est un produit relativement courant utilisé par exemple dans des réactions de chimie organique, comme réactif pour l'attaque des métaux, en pharmacologie ou encore pour le traitement des eaux. Toxique et corrosif, il est à l'origine d'accidents industriels, notamment dans les domaines du traitement des eaux, du transport et de la chimie.

Le chlorure ferrique est toxique et hautement corrosif. La forme anhydre est un agent déshydratant très puissant. Il doit être manipulé avec précautions.

Il a un caractère d'acide fort et présente donc tous les risques dus aux produits corrosifs. Des projections dans les yeux peuvent causer des brûlures graves. Il faut porter des lunettes quand on le manipule. Une éclaboussure sur la peau doit être lavée sans délai. Un contact prolongé cause une irritation et peut provoquer une brûlure. Il ne faut jamais le mettre dans une bouteille ou un récipient à usage alimentaire afin d'éviter toute confusion avec une boisson.

- Hydroxyde de sodium (NaOH): Déjà mentionné dans le tp 1
- **TP 05. Cinétique chimique :**
- Solution d'acide sulfurique (H₂SO₄) : Déjà mentionné dans le tp 2



- Solution de thiosulfate de sodium (Na₂S₂O₃) :

Il se décompose sous l'action de la chaleur à partir de 45 °C et peut réagir vivement en présence de nitrites et peroxydes (risque d'explosion). En présence d'acides, il peut y avoir

Formation d'oxydes de soufres dangereux

