

République Algérienne Démocratique et Populaire  
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique  
Université Science et Technologie MOHAMED BOUDIAF ORAN  
Faculté de Chimie  
Département de physique

TRAVAUX PRATIQUES  
DE CHIMIE MINERALE

Dr Bentayeb K

Année Universitaire 2020/2021

## Avant-propos

Ce fascicule de travaux pratiques, s'adresse aux étudiants de première année.

La préparation et l'exécution des manipulations de chimie ont pour principaux objectifs :

- Familiariser l'étudiant avec les techniques les plus usuelles de la chimie "pratique"
- Permettre à l'étudiant de voir comment réaliser en "pratique" quelques réactions déjà étudiées (ou qui le seront) en "cours" et /ou en Travaux Dirigés, donc sur un plan "théorique". Cela devrait lui faire prendre conscience du fait que les travaux pratiques ne constituent pas un domaine différent de celui du "cours" ou des travaux dirigés, mais plutôt un complément indispensable de ces derniers. Cette complémentarité des aspects "théoriques" et "pratiques" de la chimie sera renforcée par les réponses à certaines questions posées à la fin de chaque manipulation.

Ce manuel reprend les mesures de sécurité qu'il faut respecter dans un laboratoire de chimie, les différentes méthodes de préparation de la solution et la détermination de sa concentration. Nous avons essayé dans la mesure du possible de nous limiter à des expériences faisant appel à du matériel simple retrouvé aisément dans les laboratoires pédagogiques de chimie.

Nous espérons que ce manuel remplira les objectifs fixés.

L'auteur

## TABLE DES MATIERES

### CHAPITRE I INITIATION AUX TRAVAUX PRATIQUES

I-Règles de sécurité-----	1
II- Les interdictions-----	2
III- Lire une étiquette du produit -----	2
IV- Symboles utilisés sur les étiquettes ou les pictogrammes de danger -----	2
V- Les phrases de Risques, les phrases de Sécurité et les phrases de stockage et manipulation des produits-----	4
VI- Verreries et ustensiles usuels dans les travaux pratiques de chimie -----	4
VII- Questions-----	7
Solutions aux questions -----	8
VIII- Outils théoriques et rappels -----	10
A. Incertitudes dans les mesures -----	10
1. Incertitude sur une mesure directe -----	10
B. Dosages-----	11
1. Réaction de dosage. Point d'équivalence. Point de fin de dosage :-----	11

### CHAPITRE II PREPARATION D'UNE SOLUTION

I- Objectifs-----	14
II- Rappels Théoriques -----	14
III- But -----	15
IV- Partie expérimentale -----	15
1. Matériel - produits utilisés -----	15
2. Préparation de 100 mL d'une solution de NaOH (0,1N) -----	15
3. Préparation de 100 mL d'une solution de NaOH 0,01 N à partir de la solution mère-----	16
V- Questions-----	17
Réponses aux questions -----	18

### CHAPITRE III VERIFICATION DE LA CONCENTRATION D'UNE SOLUTION DE HCL PREPAREE PAR UN DOSAGE ACIDO-BASIQUE

I-Objectif-----	20
1. Introduction-----	20
2. Principe d'un dosage -----	21
II-But-----	22
III-Partie expérimentale -----	22
1. Matériel - produits utilisés -----	22
2. Mode opératoire-----	22
3. Dosage de la solution préparée par NaOH -----	23
IV-Questions -----	24
Réponses aux questions -----	25

### CHAPITRE IV DOSAGE OXYDOREDUCTION (MANGANIMETRIE)

I- Objectif-----	27
II- Introduction -----	27
III- But -----	28
IV- Principe de la manganimétrie-----	28
V- Partie expérimentale -----	28
1. Matériels-Produits utilisés -----	28
2. Dosage de FeSO <sub>4</sub> par KMnO <sub>4</sub> Mode opératoire-----	28
VI- Questions-----	29
Réponses aux questions -----	30

### CHAPITRE V TITRAGE DE L'ACIDITE TOTALE D'UN LAIT (ALCALIMETRIE)

I- Introduction-----	32
II- But -----	33
III- Principe de la manipulation -----	33
IV- Partie expérimentale -----	33
1. Matériels-Produits utilisés -----	33

2. Mode opératoire-----	33
V- Questions-----	33
REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES -----	35

# **Chapitre I**

## **Initiation aux Travaux Pratiques**

## Initiation aux Travaux Pratique

Avant d'aborder les différentes techniques expérimentales mises en œuvre lors des travaux pratiques de chimie, il est nécessaire d'apprendre les mesures de sécurité élémentaires à respecter lors de toute manipulation.

La sécurité au laboratoire est un problème de tous les instants. Le chimiste (étudiant) doit être conscient du danger éventuel de chacun de ses gestes, danger, pour lui, pour l'ensemble du laboratoire et pour l'environnement.

### **I-Règles de sécurité**

- Ne jamais entrer dans un laboratoire sans autorisation.
- Repérer les emplacements des matériels de sécurité (douches, extincteurs,...).
- Porter une blouse en coton et non en polyester (le coton brûle en cas de contact avec une flamme, alors que le polyester fond et adhère à la peau).
- Porter des gants adaptés lors de la manipulation de produits corrosifs.
- Ranger le matériel dès qu'il n'est plus nécessaire afin de ne pas être gêné lors de vos prochaines manipulations, apprendre également à gérer l'espace de travail et le temps dont on dispose.
- Nettoyer immédiatement tout produit, liquide ou solide, répandu sur la paillasse ou sur le sol.
- Attacher les cheveux longs, retirer les bijoux, ne pas porter de maquillage.
- Manipuler debout.
- Il faut avoir une connaissance du travail personnel et du travail réalisé par ses voisins et être conscient des dangers qu'ils peuvent présenter.
- Ne jamais prendre quoi que ce soit dans un laboratoire sans permission.
- Ne jamais diriger un tube à essais vers vous ou vers quelqu'un d'autre au cours du chauffage ou d'un test. Ne jamais regarder dans l'axe d'un tube à essais.
- Tous les flacons doivent sans exception avoir une étiquette sur laquelle on retrouve le nom, la formule, le(s) pictogramme(s) de sécurité.
- Lire les instructions d'un matériel ou d'un flacon de commerce
- Tout accident et toute casse ou détérioration du matériel doivent être signalés immédiatement à votre enseignant.
- Si vous vous brûlez ou si un produit est projeté sur votre peau et vos yeux, lavez immédiatement la partie atteinte avec l'eau.
- Ne jamais verser de l'eau sur une solution d'acide concentré.
- A la fin du TP, vider tous les récipients, rincer et ranger la vaisselle, remplir des burettes avec de l'eau distillée et nettoyer le plan de travail.

## II- Les interdictions

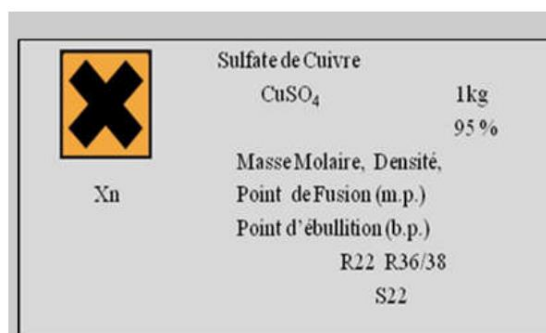
- Ne jamais manger, fumer ou boire dans l'enceinte du laboratoire,
- Ne jamais pipeter à la bouche,
- Ne jamais inhaler un produit chimique,
- Ne jamais manipuler des produits chimiques directement avec les doigts ou les gouter.

## III- Lire une étiquette du produit

Voici les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique :

On lit le nom, la formule et le pictogramme de danger ;

On peut aussi connaître les risques particuliers des produits (R1..., S1..., F1...) ; ainsi que les propriétés physicochimiques et d'autres indications.



## IV- Symboles utilisés sur les étiquettes ou les pictogrammes de danger

Dans les lieux publics, on trouve souvent des dessins schématiques pour indiquer la sortie, l'interdiction de fumer, l'accès pour les personnes handicapées, etc. Ces dessins sont appelés PICTOGRAMME.

En chimie, la manipulation des espèces chimiques n'est pas toujours sans danger pour les utilisateurs mais aussi pour la nature. Les fabricants indiquent donc sur chaque flacon de produit chimique des pictogrammes pour indiquer les différents dangers.

## L'étiquetage des produits dangereux

Etiquette	Signification	Risques	Exemples
	<b>Dangereux pour l'Environnement N</b>	Produits qui peuvent présenter un risque immédiat ou différé pour une ou plusieurs composantes de l'environnement (c.à.d capables, par ex de causer des dommages à la faune, à la flore ou de provoquer une pollution des eaux naturelles et de l'air).	Lindane (pesticide), tétrachlorure de carbone
	<b>Toxique T, Très Toxique T+</b>	Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques.	Méthanol, benzène, phénol, naphtaline, Phosphore blanc, sulfure d'hydrogène, cyanure d'hydrogène à plus de 7%.
	<b>Nocif Xn, Irritant Xi</b>	Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques. Produits non corrosifs qui en cas de contact ou d'inhalation peuvent provoquer une irritation de la peau et des voies respiratoires, une inflammation des yeux.	Dichlorométhane, trichloréthylène, térébenthine, Bichromate de potassium, eau de Javel diluée, ammoniacque entre 5 et 10 %.
	<b>Comburant O</b>	Produits pouvant favoriser ou activer la combustion d'une substance combustible. Au contact de matériaux d'emballage (papier, carton, bois) ou d'autres substances combustibles, ils peuvent provoquer un incendie.	Acide nitrique à 70 % et plus, peroxydes, oxydes de chrome VI, désherbants (chlorate de soude).
	<b>Facilement Inflammable F, Extrêmement inflammable F+</b>	Produits pouvant s'enflammer facilement en présence d'une source d'inflammation à température ambiante (< 21°C). Produits pouvant s'enflammer très facilement en présence d'une source d'inflammation	Acétone, éthanol, eau écarlate, Acétylène, éther diéthylique, insecticides en bombe.
	<b>Explosif E</b>	Ce sont des liquides ou des solides capables d'exploser sous l'action d'un choc, d'un frottement, d'une flamme ou de chaleur.	Nitroglycérine, butane, propane dans un certain pourcentage de mélange avec l'air, TNT (trinitrotoluène
	<b>Corrosif C</b>	Produits pouvant exercer une action destructive sur les tissus vivants.	Acide chlorhydrique à 25 % et plus, acide phosphorique à plus de 25 %, eau de Javel concentrée, ammoniacque à plus de 10

## V- Les phrases de Risques, les phrases de Sécurité et les phrases de stockage et manipulation des produits

Il y'a trois types de phrases sur une étiquette d'un produit :

R1, R2, R3, ..... etc. : phrases de Risque

S1, S2, S3, ..... etc. : phrase de Sécurité

F1, F2, F3, ..... etc. : phrase de Stockage et de manipulation des produits.

*A titre d'exemple* : R1 Explosif à l'état sec, R45 peut causer le cancer.

S7 : conserver dans un récipient fermé. F14 : agiter avant usage, F22 : conserver à l'abri de la lumière et de la poussière.

## VI- Verreries et ustensiles usuels dans les travaux pratiques de chimie

---

**Bécher** : un récipient classique en chimie, utilisé pour transvaser des solutions ou prélever une solution avec une pipette par exemple. Les graduations sur un bécher donnent uniquement un ordre de grandeur du volume contenu,



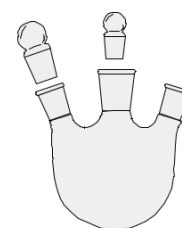
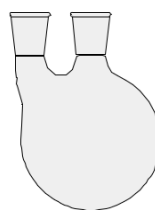
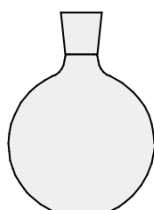
Les graduations sont très approximatives : il ne doit jamais être utilisé pour mesurer un volume précis.



**Erlenmeyer** : un récipient idéal si on veut éviter les projections de la solution contenue. Ainsi, si on mélange deux liquides, son utilisation est préférable pour des raisons de sécurité.



Bien que gradué, il ne peut pas servir pour mesurer un volume de liquide: les graduations sont ici aussi indicatives.



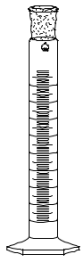
Ballon mono col rodé

Ballon mono col

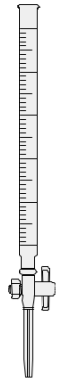
Ballon bi-col

Ballon tri-col

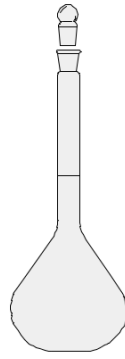
---



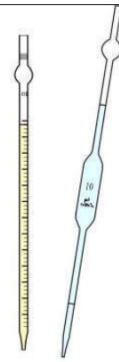
Éprouvette graduée



Burette



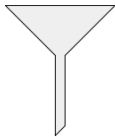
Fiole Jaugée



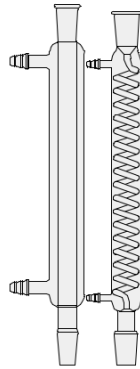
Pipette graduée et Jaugée

---

Verreries de mesure : (éprouvette graduée, burette, fiole jaugée, pipette graduée ou jaugée)



Entonnoir



Réfrigérant



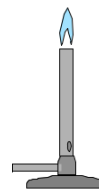
Trépied



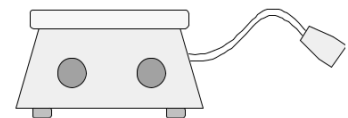
Mortier



Tube à essais

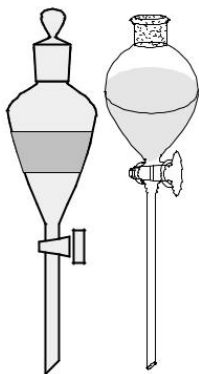


Bec Bünsen



Plaque chauffante  
avec agitation

---



Ampoule à décanter



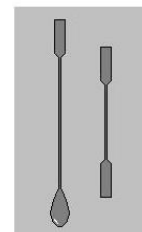
Pissette



Propipette

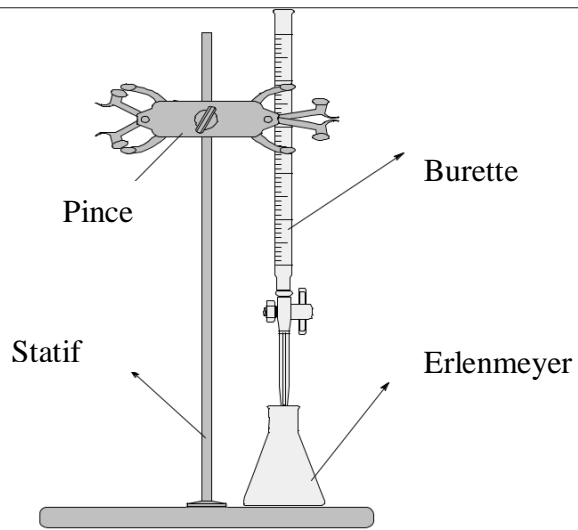


Verre de montre



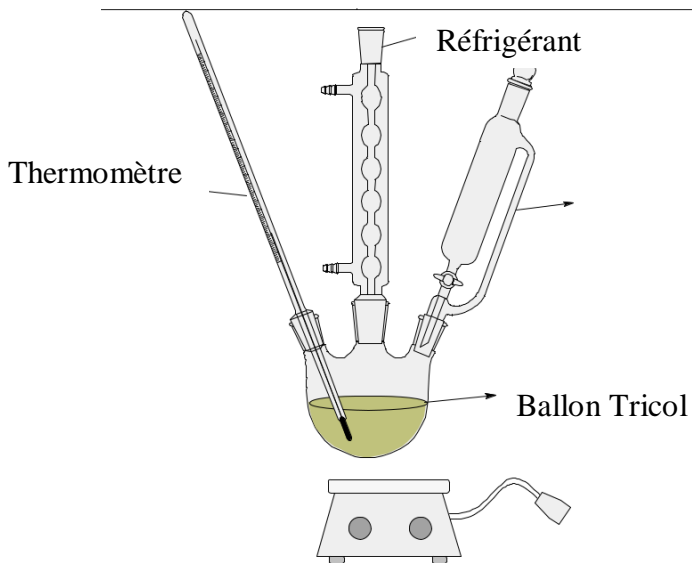
Spatule

---

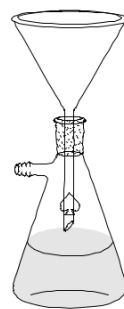


Montage de dosage

---

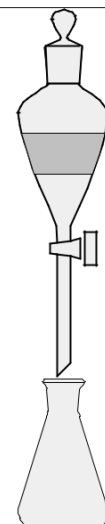


Montage d'une réaction chimique



Filtration

Séparation  
de liquide  
solide



Ampoule  
à Décantier

Séparation de  
deux phases  
liquides hétérogènes

---

## VII- Questions

1 Pourquoi doit-on mettre une blouse dans un laboratoire de chimie ?

2 Quelles sont les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique ?

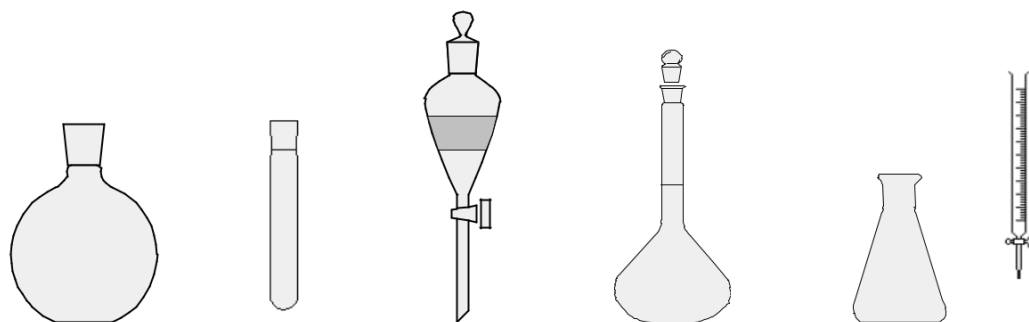
3 Donner la signification des pictogrammes suivants



4. Que devez-vous faire dans les circonstances suivantes ?

- a) Les vêtements d'un étudiant prennent feu.
- b) Des produits chimiques sont projetés dans vos yeux.

5. Nommer les verreries suivantes :



6. Quelle est la différence entre la pipette graduée et la pipette jaugée et laquelle est la plus précise ?

## Solutions aux questions

1. Pourquoi doit-on mettre une blouse dans un laboratoire de chimie ?

On met la blouse pour protéger notre peau et nos vêtements d'une éventuelle projection des produits chimiques.

2. Quelles sont les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique ?

Le nom; la formule; le Pictogramme de danger; risques particuliers du produits (phrases de risque) et mesures de sécurité (phrase de sécurité); densité; point de fusion; point d'ébullition; Masse Molaire; pourcentages de pureté.

3. Donner la signification des pictogrammes suivants ?



Inflammable



Toxique



Dangereux pour  
l'environnement

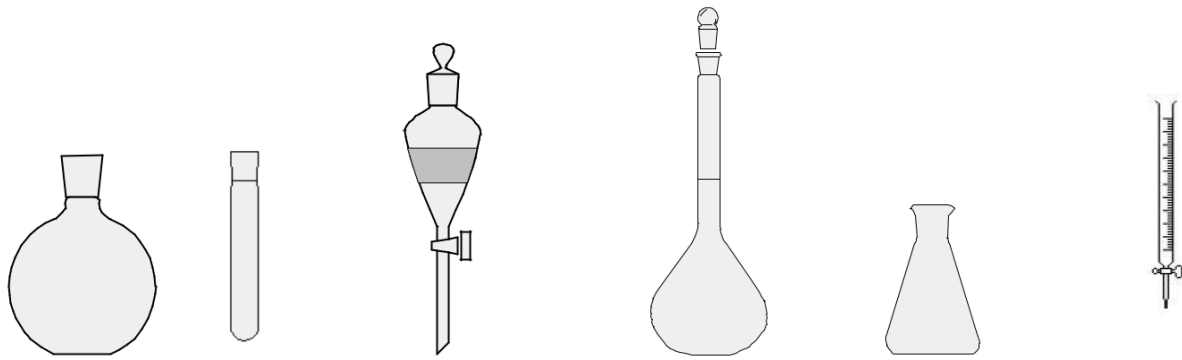
4. Que devez vous faire dans les circonstances suivantes ?

a) Les vêtements d'un étudiant prennent feu.

- On utilise une douche proche, s'envelopper dans une couverture anti-feu b) Des produits chimiques sont projetés dans vos yeux.

- On rince les yeux avec beaucoup d'eau

5. Nommer les verreries suivantes :



Ballon ;      Tube à essais ; Ampoule à décanter ; Fiole jaugée ; Erlenmeyer ; Burette

6. Quelle est la différence entre la pipette graduée et la pipette jaugée et laquelle est la plus précise ?

- La pipette graduée permet de mesurer plusieurs volumes et de précision moyenne.
- La pipette jaugée ne mesure qu'un seul volume et de précision élevée.

## VIII- Outils théoriques et rappels

### A. Incertitudes dans les mesures

Toute mesure d'une grandeur physique présente inévitablement une incertitude. Elle résulte de diverses erreurs qui peuvent être classées en deux grandes catégories: les erreurs systématiques, qui se produisent toujours dans le même sens et les erreurs aléatoires, qui sont variables en grandeur et en sens et dont la moyenne tend vers zéro.

L'origine de ces erreurs provient essentiellement de trois facteurs:

1. l'expérimentateur ;
2. l'appareil de mesure (fidélité, sensibilité et justesse) ;
3. la méthode de mesure.

Il convient de chercher à éliminer les erreurs systématiques et d'évaluer les erreurs aléatoires.

- On peut essayer d'estimer l'incertitude a priori sur une détermination "unique", mais en s'appuyant sur une bonne connaissance du système.
- On peut étudier la précision globale d'une mesure à partir d'une étude statistique.

La deuxième méthode pourra être utilisée pour l'interprétation au niveau d'un groupe. Il est bien clair qu'une étude statistique ne sera d'aucun secours pour traiter des erreurs systématiques.

### 1. Incertitude sur une mesure directe

a) Incertitude absolue :

Elle représente la plus grande valeur absolue de l'erreur commise sur une mesure. Si  $g$  est le résultat de la mesure  $G$ , l'incertitude absolue sera notée  $\Delta g$ . Nous écrivons:

$$G = g \pm \Delta g \quad \text{ou} \quad g - \Delta g \leq G \leq g + \Delta g$$

b) Incertitude relative (taux d'incertitude) :

On souhaite comparer la précision de deux mesures ; on considère pour cela la quantité  $\Delta g/g$ . La mesure est d'autant plus précise que ce rapport est faible. On l'exprime souvent en %.

2. Incertitude sur une grandeur calculée

Le plus souvent, on veut déterminer une grandeur  $G$  qui dépend de grandeurs  $X, Y, \dots$  mesurables.

On dispose alors d'une relation  $g = f(x, y, \dots)$  et il nous faut déterminer  $g$  connaissant  $f(x, y, \dots)$ ,  $x, y, \Delta x, \Delta y, \dots$ . On peut y parvenir assez facilement en ne considérant que les variations au premier ordre, approximation acceptable si  $\Delta x, \Delta y, \dots$  sont petits par rapport à  $x, y, \dots$ , et utiliser le calcul différentiel. Il y a deux règles simples à mettre en œuvre et facile à démontrer: les incertitudes relatives (en %) des deux facteurs d'une multiplication ou d'une division s'ajoutent, les incertitudes absolues des deux termes d'une somme ou d'un produit s'ajoutent.

Par la suite, pour simplifier, nous considérerons une grandeur  $G$  dont la valeur  $g$  dépend des deux mesures  $x$  et  $y$  supposées indépendantes ;  $f(x, y)$  est supposée être alors une différentielle totale exacte, d'où:

$$dg = \left( \frac{\partial g}{\partial x} \right)_y dx + \left( \frac{\partial g}{\partial y} \right)_x dy$$

Le passage à l'incertitude absolue consiste à prendre la somme des valeurs absolues:

$$\Delta g = \left| \frac{\partial g}{\partial x} \right| \Delta x + \left| \frac{\partial g}{\partial y} \right| \Delta y$$

Pour des expressions du type produit ou rapport, il est commode de faire appel à une différenciation logarithmique:

$$\begin{array}{llll} g = A x y & \ln g = \ln A + \ln x + \ln y & dg/g = dx/x + dy/y & \Delta g / |g| = \Delta x / |x| + \Delta y / |y| \\ g = A x/y & \ln g = \ln A + \ln x - \ln y & dg/g = dx/x - dy/y & \Delta g / |g| = \Delta x / |x| + \Delta y / |y| \end{array}$$

Toute expression plus complexe pourra être traitée comme une combinaison des quatre exemples présentés ou bien directement en la différenciant.

## B. Dosages

### 1. Réaction de dosage. Point d'équivalence. Point de fin de dosage :

**Doser** une substance A dans une solution, c'est déterminer sa **concentration analytique**  $C_A$ , c'est-à-dire la quantité de substance qu'il faudrait introduire dans un volume donné de solution ne la contenant pas à l'origine. Dans un dosage volumétrique, on utilise une **réaction totale** (ou quantitative) mettant en jeu cette substance A. Par exemple:



Cette réaction doit aussi être rapide pour être complète dès que chaque goutte de réactif est mélangé.

Lorsqu'on a introduit A et B dans les **proportions stœchiométriques**, on dit qu'on a atteint le **point d'équivalence** (noté PE) du dosage.

$$\frac{N(A) \text{ introduites}}{2} = \frac{N(B) \text{ versées}}{3}$$

On a alors, en général, versé le volume  $V_{\text{éq}(B)}$  et la relation ci-dessus s'écrit:

$$3 C_A \cdot V_{0(A)} = 2 C_B \cdot V_{\text{éq}(B)}$$

Cette relation permet de calculer  $C_A$  connaissant  $V_{0(A)}$ ,  $V_{\text{éq}(B)}$ , et  $C_B$ . Si l'on a versé A dans B la relation est bien évidemment:  $3 C_A \cdot V_{\text{éq}(A)} = 2 C_B \cdot V_{0(B)}$ .

Le problème est de repérer le point d'équivalence. L'estimation que l'on en fait est le **point de fin de dosage**. Plus il est près du point d'équivalence chimique, plus le dosage est exact. Toutefois, est superflu d'avoir une précision relative supérieure à celle donnée par les manipulations de verrerie (dilutions, burette du réactif de dosage, etc...). Par exemple, dans les dosages acido-basiques on peut suivre l'évolution du pH de la solution dans le bécher au fur et à mesure que l'on y verse B. Le "saut" de la courbe  $\text{pH} = f[V(B)]$  permet de déterminer la fin du dosage. Mathématiquement, il correspond à un point d'inflexion de cette courbe, c'est à dire à un maximum de sa dérivée première ou encore un passage par zéro de sa dérivée seconde. Plus le saut est important, plus le point d'équivalence est net et moins il y a d'erreur dans sa détermination. Il est aussi possible de repérer la fin du dosage par le changement de couleur d'un indicateur coloré. Une solution plus concentrée donnera aussi un point d'équivalence plus net, et aussi un acide plus fort ou une base plus forte.

Les indicateurs colorés :

Ici c'est le teste de trois indicateurs synthétiques avec à chaque fois 5 solutions!: une fortement acide (HCl), une faiblement acide (tampon acétate), une neutre (tampon phosphate), une faiblement basique (tampon ammoniacal), une fortement basique (NaOH).

Méthylorange					
Solutions 5mL	HCl 0.1M	Tampon acétate	Tampon phosphate	Tampon ammoniacal	NaOH 0.1M
Couleurs	rose	orange	orange	orange	orange
pH	1	5	7	9	13



Phénolphtaléine					
Solutions 5mL	HCl 0.1M	Tampon acétate	Tampon phosphate	Tampon ammoniacal	NaOH 0.1M
Couleurs	transparent	transparent	transparent	rose claire	rose foncé
pH	1	5	7	9	13



Bleu de bromothymol					
Solutions 5mL	HCl 0.1M	Tampon acétate	Tampon phosphate	Tampon ammoniacal	NaOH 0.1M
Couleurs	jaune	jaune	vert	bleu	Bleu
pH	1	5	7	9	13



## **Chapitre II**

### **Préparation d'une Solution**

## Préparation d'une Solution

### I- Objectifs

- Préparer une solution par dissolution d'un composé solide.
- Préparer une solution par dilution d'une solution mère.

### II- Rappels Théoriques

- *Solution* : c'est une phase condensée liquide formée de plusieurs constituants. Elle est formée d'un solvant noté « S » (il est toujours d'une quantité plus grande que le soluté) et d'un ou de plusieurs solutés notés « S<sub>i</sub> » (i = 1, 2, 3 ...). Solution = Soluté + Solvant.

Il y a deux types de solutions :

Solution homogène : formée d'une seule phase (les constituants sont miscibles) ;

Solution hétérogène : formée de deux à plusieurs phases (les constituants sont immiscibles).

*Remarque* : une solution aqueuse est une solution dont le solvant est l'eau.

*Solvant* : Constituant qui est présent en plus grande quantité et qui se trouve dans le même état physique (phase) que la solution.

*Soluté* : Toute substance qui peut être dissoute dans le solvant.

- *Concentration d'une solution* : peut être définie comme étant :

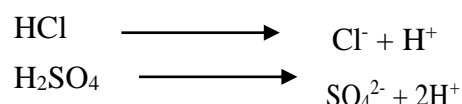
**La Molarité (M)** (concentration molaire) : c'est le nombre de moles de soluté par litre de solution (mol. L<sup>-1</sup>) ; (exemple : 1 M : 1 mole de soluté par 1 litre de solution) ;  $M = C_n = n/V$

**La Normalité (N)** : c'est le nombre d'équivalents-gramme de soluté par litre de solution  
L'équivalent-gramme est la quantité de soluté comprenant une mole des particules considérées (H<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, e<sup>-</sup>... etc.)

Normalité = nombre d'équivalent-gramme x Molarité ;  $N = Z \cdot M$

Pour les acides Z est le nombre de H<sup>+</sup> libéré au cours de la réaction

Exemple :



Pour les bases Z est le nombre de  $\text{OH}^-$  libéré dans la réaction

Exemple :



**Le Titre massique** (concentration massique) : c'est la concentration pondérale exprimée en unité de masse par litre de solution, généralement exprimée en  $\text{g. L}^{-1}$  ;  $C_m = m/V$  ;

$M$  (masse molaire) =  $C_m/C_n$

➤ Dilution consiste à préparer, à partir d'une solution mère, une solution fille dont la concentration est moindre.

**Remarque** : « L'addition du solvant (par exemple l'eau) à une solution ne modifie pas la quantité de soluté, mais elle change la concentration de solution »  $n_1 = n_2$  donc  $N_1V_1 = N_2V_2$

$C_1V_1 = C_2V_2$

### III- But

Préparation d'une solution (mère) de soude de normalité 0,1N

Préparation d'une solution fille de normalité 0,01 N à partir de la solution mère.

### IV- Partie expérimentale

#### 1. Matériel - produits utilisés

Balance, verre de montre, fiole jaugé, bécher, pipette ou éprouvette, pro-pipette, pissette et spatule.

NaOH (Solide) et l'eau distillée.

#### 2. Préparation de 100 mL d'une solution de NaOH (0,1N)

Mode opératoire

- ☞ Calculer la masse d'hydroxyde de sodium (NaOH) nécessaire à la solution demandée.
- ☞ Peser la masse calculée sans la toucher avec les doigts (attention, ce produit est très corrosif). Fermer rapidement le flacon pour éviter que l'hydroxyde de sodium s'hydrate et se carbonate à l'air.
  
- ☞ Introduire la masse de NaOH calculée dans une fiole jaugée de 100 mL remplie au préalable à moitié avec de l'eau distillée. Agiter jusqu'à dissolution totale puis compléter jusqu'au trait de jauge. (Suivre le schéma 01).

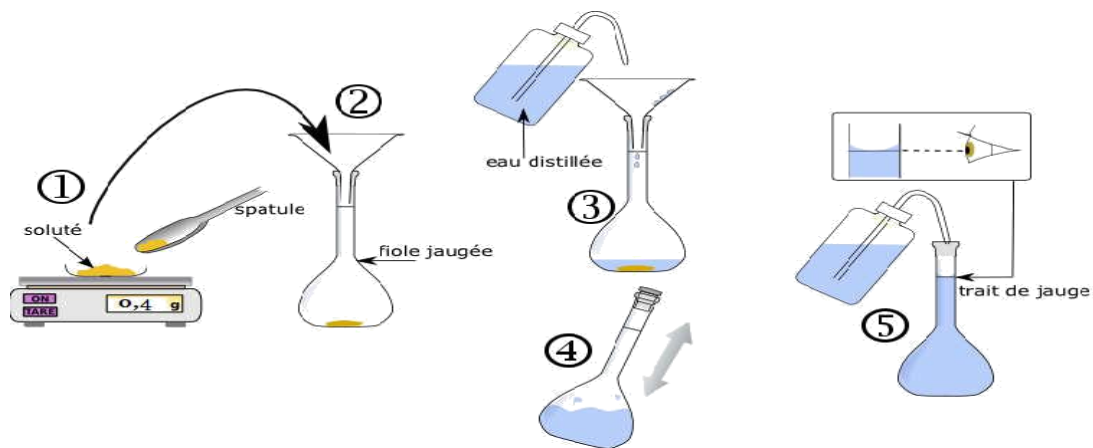


Schéma 01

### 3. Préparation de 100 mL d'une solution de NaOH 0,01 N à partir de la solution mère

- ☞ Calculer le volume de la solution mère à prélever.
- ☞ Dans une fiole jaugée de 100 mL, introduire à l'aide d'une pipette graduée au jaugée le volume de la solution mère calculé. Remplir la fiole jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, refermer et agiter. (Suivre le schéma 02).

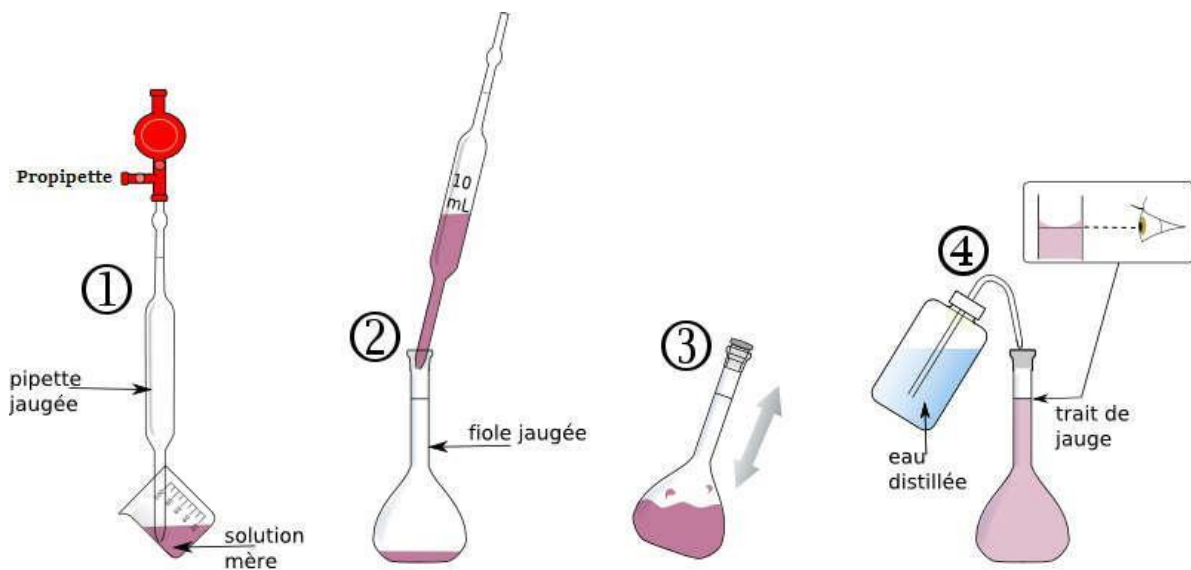


Schéma 02

## V- Questions

1. Quelle est la masse de KOH qu'il faut peser pour préparer 100 mL d'hydroxyde de potassium de concentration molaire  $0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
2. Un chimiste veut préparer 500 ml d'une solution d'acide sulfurique à 2 M. Il dispose d'une solution concentrée de 18 M.
  - a. Comment appelle-t-on cette opération?
  - b. Quelle quantité de solution concentrée devra-t-il utiliser pour sa solution ?
3. Est-ce qu'on peut préparer une solution fille d'acide chlorhydrique de concentration 8 M (100 mL) à partir d'une solution mère de concentration 4 M ? Pourquoi ? Si oui, calculer le volume de la solution concentrée?

## Réponses aux questions

1. Quelle est la masse de KOH qu'il faut peser pour préparer 100 ml d'hydroxyde de potassium de concentration molaire  $0.1 \text{ mol.l}^{-1}$ .

La masse molaire du KOH:

$$M(\text{KOH}) = M(\text{K}) + M(\text{O}) + M(\text{H})$$

$$M(\text{KOH}) = 39.09 + (16+1) = 56.09 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$C = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

$$n = m/M = C \times V$$

$$m = M \times C \times V$$

$$\text{AN } m = 56,09 \times 0.1 \times 100 \times 10^{-3}$$

$$m = 0,56 \text{ g}$$

2. Un chimiste veut préparer 500 mL d'une solution d'acide sulfurique à 2 M. Il dispose d'une solution concentrée de 18 M. Quelle quantité de solution concentrée devra-t-il utiliser pour sa solution.

Données:  $V_{\text{final}} = 500 \text{ ml}$  ;  $C_{\text{finale}} = 2 \text{ M}$  et  $C_{\text{initiale}} = 18 \text{ M}$ .

a. Dilution: consiste à préparer, à partir d'une solution mère, une solution fille dont la concentration est moindre

b. On utilise la formule:  $n_1 = n_2$   $N_1 V_1 = N_2 V_2$   $C_1 V_1 = C_2 V_2$  (parce que c'est le même soluté  $Z_1 = Z_2$ ) donc  $V_{\text{initial}} = (500 * 2)/18 = 55,55 \text{ mL}$

3. Est-ce qu'on peut préparer une solution fille d'acide chlorhydrique de concentration 8 M (100 mL) à partir d'une solution mère de concentration 4 M ? Pourquoi ? Si oui, calculer le volume de la solution concentrée?

Non, On ne peut pas préparer cette solution, parce que la concentration de la solution mère est plus petite que celle de la solution fille. ( $C_{\text{mère}} < C_{\text{fille}}$ ).

## Conclusion

- ✓ Lors d'une dilution, la concentration d'une solution commerciale ou mère doit être grande que celle de la solution fille ( $C_{\text{mère}} > C_{\text{fille}}$ ).
- ✓ La quantité de la matière est conservée lors d'une dilution. Donc  $n_1 = n_2$

$$N_1 V_1 = N_2 V_2, C_1 V_1 = C_2 V_2.$$

## **Chapitre III**

### **Vérification de la concentration d'une solution de HCl préparée par un dosage acido-basique**

## Vérification de la concentration d'une solution de HCl préparée par un Dosage acido-basique

L'acide chlorhydrique concentré ou dilué, noté  $\text{HCl}_{\text{aqueux}}$  se présente essentiellement sous forme d'une solution aqueuse contenant les solutés ioniques suivants :

Les ions de type oxonium ou hydronium; plus précisément des ions hydratés d'hydrogène noté  $\text{H}_3\text{O}^+$  diversement solvatés. Les ions chlorure  $\text{Cl}^-$ .

On peut l'obtenir par dissolution dans l'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ) du gaz chlorure d'hydrogène ( $\text{HCl}$ ). Le gaz  $\text{HCl}_{\text{gaz}}$  est un acide fort qui s'ionise totalement en solution aqueuse. L'acide chlorhydrique est le principal constituant des acides gastriques. Cet acide minéral est couramment utilisé comme réactif dans l'industrie chimique. L'acide chlorhydrique concentré est un liquide très corrosif aux émanations ou "fumées" toxiques, il doit être manié avec précaution.

### I-Objectif

✍ Vérifier le titre molaire de la solution d'acide chlorhydrique préparée

### 1. Introduction

Le dosage acido-basique est utilisé afin de déterminer la concentration inconnue d'une solution composée d'un acide ou d'une base, ou d'un mélange. Si la solution de titre inconnu est un acide, on verse une base de façon à neutraliser l'acide, l'intérêt étant de déterminer précisément la quantité de base ajoutée pour neutraliser l'acide.

➤ Une des premières définitions d'un acide et d'une base a été proposée en 1887 par Arrhenius et Ostwald. Selon eux, un acide était un composé à hydrogène mobile qui libérait dans l'eau des protons  $\text{H}^+$  alors qu'une base était un composé qui libérait des ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  en milieu aqueux.

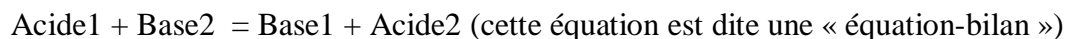
➤ En 1923, Bronsted et Lowry ont remis en cause la définition d'Arrhenius et Ostwald et ont proposé une nouvelle définition. Ils ont défini un acide comme une substance capable de céder un proton et une base comme une substance capable de capter un proton.

➤ Parallèlement, durant la même année, Lewis a proposé une autre définition. Il a défini un acide comme un accepteur de doublets d'électrons et une base comme donneur de doublets d'électrons.

➤ Un couple acido-basique est constitué d'un acide et sa base conjuguée (Acide/Bas)

➤ Une réaction acido-basique met en jeu deux couples acide-base : le couple Acide<sub>1</sub>/Base<sub>1</sub> et le couple Acide<sub>2</sub>/Base<sub>2</sub>. Une réaction acide-base est une transformation chimique entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple acide/base, par l'intermédiaire d'un échange d'ions H<sup>+</sup>.

L'équation complète est une combinaison linéaire des deux demi-équations spécifiques de chaque couple :  $Acide_1 = Base_1 + nH^+$



## 2. Principe d'un dosage

Une solution contient une espèce chimique dissoute A. Doser cette espèce chimique, c'est déterminer sa quantité de la matière ou sa concentration C<sub>A</sub> dans la solution.

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

Un dosage acido-basique peut-être suivi par :

- ◆ pH-métrie : on suit l'évolution du pH au cours de la réaction.
- ◆ Colorimétrie : on utilise un indicateur coloré.

Exemples d'indicateurs colorés :

Indicateur	Teinte / acide	Zone de virage	Teinte / base
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Rouge de méthyle	Rouge	4,08 - 6	Jaune
Bleu de bromothymole	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose-violet
Jaune d'Alizarine	Jaune	10,1 - 12,2	Rouge

Un indicateur coloré est un réactif dont la couleur dépend du milieu (ou le pH). Il peut être utilisé pour repérer la fin d'un dosage si l'équivalence est atteinte dans sa zone de virage.

## II-But

- Préparation de 250 mL de solution de HCl normalité 0.1 N à partir d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique de densité  $d= 1,18$  et de pourcentage de pureté en acide Chlorhydrique  $P= 37\%$ .
- Vérification de la concentration molaire de la solution de HCl préparée, par dosage acido-basique.

## III-Partie expérimentale

### 1. Matériel - produits utilisés

Bécher, pipette ou éprouvette, pro-pipette, burette, erlenmeyer, fiole jaugé et pissette.  
HCl (solution commerciale) et l'eau distillée.

### 2. Mode opératoire

Préparation de 250 mL d'une solution de HCl (0,1N). Calculer le volume d'acide concentré nécessaire.

Dans une fiole jaugée de 250 mL, mettre un peu d'eau distillée. Introduire le volume de HCl prélevé à l'aide d'une pipette graduée ou jaugée dans la fiole jaugée (suivre le schéma 01).



Schéma 01

### 3. Dosage de la solution préparée par NaOH

#### Mode opératoire

☞ Rincer la burette graduée avec la solution titrante (NaOH) de concentration molaire bien précise ( $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$ ), puis la remplir.

☞ Dégazer la partie inférieure de la burette en faisant écouler la solution titrante dans un bécher étiqueté (Récupération de produits usagés).

#### Montage de dosage

☞ Ajuster le niveau du liquide au niveau zéro de la burette en faisant écouler l'excédent de solution de soude dans le bécher étiqueté (Récupération de produits utilisés).

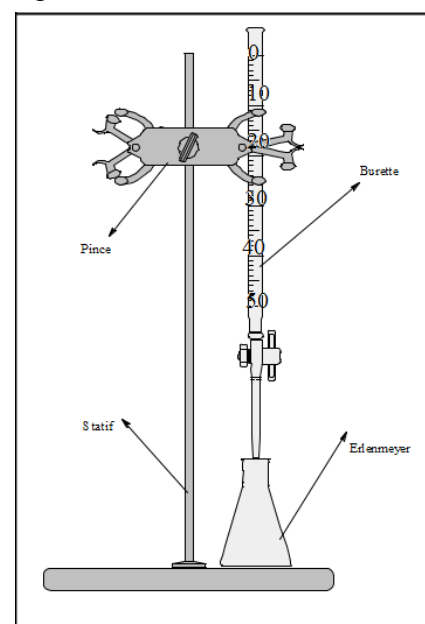
☞ Introduire dans un erlenmeyer de 100 mL :

10 mL de la solution HCl prélevée à l'aide d'une pipette ou d'une éprouvette, ajouter 1 à 3 gouttes de Bleu de bromothymole,

☞ Placer l'erlenmeyer sous la burette, laisser couler la solution de NaOH tout en agitant manuellement jusqu'au changement de la couleur (point d'équivalence).

☞ Noter le volume de NaOH versé.

☞ Refaire le titrage 2 fois et éventuellement 3 fois si les 2 mesures sont éloignées.



#### IV-Questions

1. Peut-on introduire directement l'eau sur l'acide lors de la préparation d'une solution d'acide ? justifier votre réponse.
2. Quel est le volume de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  qu'il faut utiliser pour préparer 100 mL de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  de Normalité 3 N (justifié) ? (Pureté : 85%,  $d = 1,71$ ,  $M = 98$  g/mole).
3. Quel est le rôle d'un indicateur coloré ?
4. L'ajout de l'eau modifie-t-il la position de l'équivalence ?
5. Ecrire la réaction chimique qui se produit lors de ce titrage.
6. Calculer la concentration de la solution de HCl.

## Réponses aux questions

1. Peut-on introduire directement l'eau sur l'acide lors de la préparation d'une solution d'acide ? Justifier votre réponse.

Non, La solution prélevée est introduite dans une fiole jaugée contenant déjà une petite quantité d'eau distillée, afin de modérer l'élévation de la température au cour de la dilution et de limiter les éventuelles projections.

2. Quel est le volume de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> qu'il faut utiliser pour préparer 100 mL de H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> de Normalité 3 N (justifié) ? (Pureté : 85%, d = 1,71, M = 98 g/mole).

$$N = 3 \text{ eq.g/L et } N = z C_n \text{ avec } z = 3 \text{ (H}_3\text{PO}_4 \text{ est un triacide)} C_n = 1 \text{ mole/L}$$

$$\text{Donc } n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = C V = 1 \times 100 \cdot 10^{-3} = 0,1 \text{ mole}$$

$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ pur}} = n \cdot M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,1 \times 98 = 9,8 \text{ g}$$

$$\begin{array}{lcl} 85 \% \text{ c-à-d :} & 85 \text{ g de H}_3\text{PO}_4 \text{ pur} & \rightarrow 100 \text{ g de la solution} \\ & 9,8 \text{ g} & \rightarrow m_{\text{solution}} \end{array}$$

$$m_{\text{solution}} = 9,8 \times 100 / 85 = 11,529 \text{ g}$$

$$m_{\text{solution}} = 11,529 \text{ g}$$

$$d = \rho_{\text{solution}} / \rho_{\text{eau}} \quad \text{avec } \rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/mL} \quad \rho_{\text{solution}} = m_{\text{solution}} / v_{\text{solution}}$$

$$V_{\text{solution}} = m_{\text{solution}} / d = 11,529 / 1,71$$

$$V_{\text{Solution}} = 6,74 \text{ mL.}$$

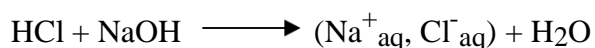
3. Quel est le rôle d'un indicateur coloré ?

Les indicateurs colorés sont utilisés pour déterminer la nature du milieu et déterminent également le point d'équivalence lors d'un titrage colorimétrique.

4. L'ajout de l'eau modifie-t-il la position de l'équivalence ?

Non, au point d'équivalence  $n_{\text{eq.g.}}(\text{acide}) = n_{\text{eq.g.}}(\text{base})$  par conséquence le rajout de l'eau modifie la concentration et pas la quantité de la matière.

5. La réaction qui se produit lors de ce titrage.



6. Calculer la concentration de la solution à titrer d'acide chlorhydrique?

Au point d'équivalence on a :  $n_{\text{eq.g.}}(\text{acide}) = n_{\text{eq.g.}}(\text{base})$  et par conséquence  $N_a V_a = N_b V_b$  (avec  $N_b = z_b C_b = 0,1 \text{ N}$  et  $N_a = z_a C_a$ ) Donc  $C_a V_a = C_b V_b$   $C_a = (0,1 \times V_{\text{eq}})/10$ .

7. Le rôle d'un indicateur coloré ?

Les indicateurs colorés sont utilisés pour déterminer le point d'équivalence lors d'un titrage colorimétrique.

Conclusion :

La fiole jaugée est toujours utilisée pour la préparation d'une solution chimique. Elle présente une bonne précision, on peut vérifier la concentration de la solution préparée par un simple dosage acido-basique.

Lors d'un titrage acido-basique, à l'équivalence, les quantités de matière des réactifs sont en proportions stœchiométriques. On observe alors un saut de pH. Ce dernier est déterminé par changement de couleur dû à l'utilisation d'indicateur coloré.

## **Chapitre IV**

### **Dosage Oxydoréduction (manganimétrie)**

## Dosage Oxydoréduction (manganimétrie)

### I- Objectif



Il s'agit de déterminer le titre molaire d'une solution de sulfate ferreux et par ricochet la concentration des ions  $\text{Fe}^{2+}$ .

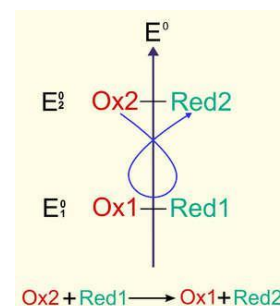
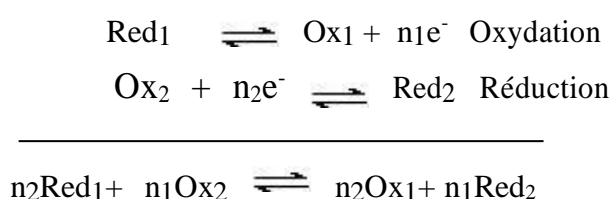
### II- Introduction

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction chimique qui se produit avec un transfert d'un ou plusieurs électrons. Les réactions d'oxydo-réduction sont présentes dans de nombreux domaines tels que les combustions, la métallurgie, l'électrochimie ou encore dans le corps humain (ex. mécanisme de respiration...).

Une réaction d'oxydo-réduction est la combinaison de deux demi-équations d'oxydation et de réduction.

Une oxydation se définit comme la perte d'un ou plusieurs électrons. La réaction inverse de l'oxydation s'appelle la réduction.

On appelle réducteur, l'espèce chimique qui perd un ou plusieurs électrons, par contre un oxydant représente l'espèce chimique qui capte un ou plusieurs électrons. Donc, la réduction correspond à la réaction de formation d'un réducteur et l'oxydation à la réaction de formation d'un oxydant. Ou bien, lors d'une réaction d'oxydo-réduction, le réducteur est oxydé et l'oxydant est réduit.



Donc pour connaître le sens de l'évolution d'une réaction d'oxydo-réduction. Il est nécessaire de quantifier les pouvoirs oxydant et réducteur des couples

*Règle gamma*

d'oxydo-réduction mis en jeu. Pour cela, on définit le potentiel standard  $E^\circ$  d'un couple d'oxydo-réduction (Ox/Red). Plus  $E^\circ$  est grand, plus l'oxydant est fort.

### III- But

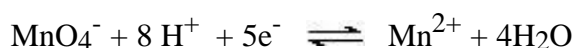
Il s'agit de déterminer la concentration des ions  $\text{Fe}^{2+}$  dans la solution ( $\text{FeSO}_4$ ), à l'aide d'un dosage oxydoréduction (manganimétrie)

### IV- Principe de la manganimétrie

Le couple rédox mis en jeu est  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$  dont le potentiel standard vaut 1,507V. Les propriétés oxydantes de l'ion permanganate sont à l'origine de la manganimétrie.

La forme oxydante  $\text{MnO}_4^-$  est violette, la forme réductrice  $\text{Mn}^{2+}$  est incolore, ce qui permet de déterminer le point équivalent sans utiliser d'indicateurs colorés.

En milieu acide la demi réaction du couple  $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$  s'écrit



Les ions  $\text{H}^+$  sont mis en excès. On utilise sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . L'acide chlorhydrique et l'acide nitrique ne conviennent pas. Le 1<sup>er</sup> est oxydé par  $\text{MnO}_4^-$ , le seconde est également un oxydant.

### V- Partie expérimentale

#### 1. Matériels-Produits utilisés

Burette, entonnoir, erlenmeyer, pipette ou éprouvette.

$\text{KMnO}_4$  (0,1 M),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentré,  $\text{FeSO}_4$  et l'eau distillée.

#### 2. Dosage de $\text{FeSO}_4$ par $\text{KMnO}_4$ Mode opératoire

- ☞ Remplir la burette avec la solution de permanganate de potassium
- ☞ Verser dans l'erlenmeyer : 10 mL de  $\text{FeSO}_4$ , 20mL de  $\text{H}_2\text{O}$  et 10 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- ☞ Laisser couler goutte à goutte la solution oxydante  $\text{KMO}_4$  avec agitation. La première goutte de la solution de  $\text{KMO}_4$  en excès càd qui n'est plus réduite, colore la solution contenue dans l'erlenmeyer en rose persistant
- ☞ Noter le volume de  $\text{KMO}_4$  versé
- ☞ Refaire le titrage 1 à 2 fois.

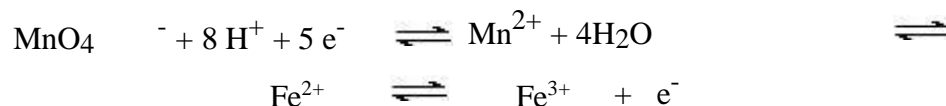
## VI- Questions

1. Ecrire les demis-réactions et la réaction globale du dosage.
2. Calculer la concentration de  $(\text{FeSO}_4)$ .
3. L' $\text{HCl}$  ou l'acide  $\text{HNO}_3$  à la place de l'  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ne conviennent pas cette réaction ? Expliquer.
4. Pourquoi on n'a pas utilisé un indicateur coloré.

## Réponses aux questions

1. Ecrire les demis-réactions et la réaction globale du dosage.

Le permanganate de potassium ( $\text{KMnO}_4$ ), en milieu suffisamment acide, est l'oxydant de couple  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$



L'équation de réaction est :



équation	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$				
	Quantités de matière				
t initial	n ox	n red	0	0	
t équivalent	$n_{\text{ox}} - x_{\text{eq}} = 0$	$n_{\text{red}} - 5x_{\text{eq}} = 0$	$x_{\text{eq}}$	$5x_{\text{eq}}$	

3. La concentration de ( $\text{FeSO}_4$ ).

Au point d'équivalence:  $n_{\text{ox}} - x_{\text{eq}} = 0$  et  $n_{\text{red}} - 5x_{\text{eq}} = 0$   $x_{\text{eq}} = n_{\text{OX}}$  ;  $n_{\text{red}} - 5 n_{\text{OX}} = 0$  ( $n = CV$ ) ;

$n_{\text{ox}} = C_{\text{ox}} V_{\text{ox}}$  et  $n_{\text{red}} = C_{\text{red}} V_{\text{red}}$

Soit  $C_{\text{red}} = (5 C_{\text{ox}} V_{\text{eq}}) / V_{\text{red}}$

3. L'HCl ou l'acide  $\text{HNO}_3$  à la place de l'  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ne conviennent pas cette réaction ? Expliquer.

L'acide chlorhydrique et l'acide nitrique ne conviennent pas, le premier est oxydé par  $\text{MnO}_4^-$ , le second est un oxydant.

#### 4. Pourquoi on n'a pas utilisé un indicateur coloré ?

On n'utilise pas l'indicateur coloré dans la manganimétrie car les réactifs sont déjà colorés, la forme oxydante  $\text{MnO}_4^-$  est violette, la forme réductrice  $\text{Mn}^{2+}$  est incolore, ce qui permet de déterminer le point d'équivalence

Conclusion :

Le dosage consiste à déterminer la normalité d'une solution réductrice connaissant celle de la solution oxydante.

Le couple rédox mis en jeu est  $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$  dont le potentiel standard vaut 1,507V. Les propriétés oxydantes de l'ion permanganate sont à l'origine de la manganimétrie. L'équivalence est atteinte lorsque les deux réactifs  $\text{MnO}_4^-$  et  $\text{Fe}^{2+}$  ont été apportés dans les proportions stœchiométriques, ces réactifs seront alors limitants.

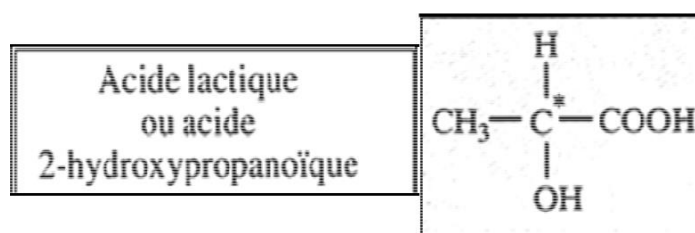
## **Chapitre V**

### **Titration de l'acidité totale d'un lait (Alcalimétrie)**

## TP 4 : Titrage de l'acidité totale d'un lait (Alcalimétrie)

### I- Introduction

Un lait frais ne contient pas d'acide lactique (voir formule ci-contre). En vieillissant, le lactose présent dans le lait se transforme lentement en acide lactique sous l'action de bactéries. Ainsi moins un lait est frais, plus son acidité est grande. La mesure de l'acidité d'un lait permet d'évaluer sa fraîcheur. Si l'acidité du lait est trop importante, les protéines du lait précipitent: le lait "caille".



Un lait est caractérisé par son degré Dornic : un degré Dornic, 1 °D, correspond à 0,10 g d'acide lactique par litre de lait (même si l'acide lactique n'est pas le seul acide présent). Pour être considéré comme frais, un lait doit avoir un degré Dornic inférieur ou égal à 18 °D.

$$D = C \times V_{\text{eq}} \times M_{\text{ac}} / 0,1 \times V_0$$

C : concentration de la solution de KOH.

$V_{\text{eq}}$  : le volume de KOH à la neutralisation.

$M_{\text{ac}}$  : masse molaire de l'acide lactique.

$V_0$  : le volume de lait.

## II- But

Le but est de titrer l'acide lactique contenu dans un lait afin de déterminer sa fraîcheur en mesurant son degré Dornic.

## III- Principe de la manipulation

Il s'agit de déterminer la concentration en acide lactique (de formule  $\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$ ) d'un lait en réalisant un dosage acido-basique.

## IV- Partie expérimentale

### 1. Matériels-Produits utilisés

Pipettes graduée ou éprouvette, Burette, erlenmeyer, bécher et pissette.

KOH (0,025 M), lait et eau distillée.

### 2. Mode opératoire

☞ Remplir la burette par la solution d'hydroxyde de KOH (0,025 N). ajuster le niveau du liquide au niveau zéro de la burette.

☞ A l'aide d'une pipette de 10 mL, prélever 10mL de lait et le verser dans un erlenmeyer de 100mL.

☞ Ajouter 10 ml d'eau distillée à l'aide d'une éprouvette graduée.

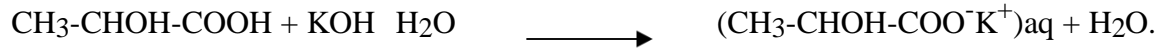
☞ Ajouter quelques gouttes de phénophtaléine et titrer jusqu'à l'apparition d'une couleur rose persistante. Recommencer le dosage 1 à 2 fois.

## V- Questions

1. Ecrire la réaction de dosage de l'acide lactique.
2. Calculer la concentration massique C en g/L
3. Calculer le degré Dornic D.

## Réponse aux questions

1. Ecrire la réaction de dosage de l'acide lactique.



2. Calculer la concentration massique C en g/L

$$N_a V_a = N_{\text{KOH}} V_{\text{eq}} \text{ (avec } N_{\text{KOH}} = z_{\text{KOH}} C_{\text{KOH}} N \text{ et } N_a = z C_a) \text{ Donc } C_a V_a = C_{\text{KOH}} V_{\text{eq}} C_a = (C_{\text{KOH}} * V_{\text{eq}}) / V_a$$

La concentration massique:

$$C = C_a * M_{\text{ac}}$$

$$C = (C_{\text{KOH}} * V_{\text{eq}} * M_{\text{ac}}) / V_a$$

Où  $C_{\text{KOH}}$  : concentration de la solution de KOH.

$C_a$  : concentration de la solution de KOH.

$V_{\text{eq}}$  : le volume de KOH à la neutralisation.

$M_{\text{ac}}$  : masse molaire de l'acide lactique.

3. Calculer le degré Dornic D.

Le degré Dornic est donné par la formule suivante :

$$D = C / 0,1$$

## **Références bibliographiques**

## Références bibliographiques

- [1] Belabass Benayad, Expériences de chimie analytique
- [2] R. Ouahes ; B. Dévallez, Chimie générale, SNED - Alger
- [3] A.-S. Bernard, S. Clède, M. Emond, Techniques expérimentale en chimie
- [4] Thomas Bariliro, Aurélie Deleuze, Travaux pratiques de chimie tout prêt
- [5] Danielle Cachau-herreillat, Des expériences de la famille acide base
- [6] J. Coarer, Chimie le minimum à savoir : EDP, Science 2003
- [7] P. Courrier ; G. Baziard ; J-L. Stigliani, Chimie physique, ISBN 2002