

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية
République algérienne démocratique et populaire
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
Ministère de l'enseignement supérieur et de la recherche scientifique
جامعة عين تموشنت بلحاج بوشعيب
Université –Ain Temouchent- Belhadj Bouchaib
Faculté des Sciences et de Technologie
Département de Sciences et Technologie



Polycopié pédagogique

Travaux pratiques : chimie1



Présenté Par :

RAMDANI Nassima

Destiné aux étudiants de

Licence: Chimie organique (L1.SM)

Année Universitaire

Avant- propos

Ce polycopié présent les travaux pratiques en chimie général, qui s'adresse particulièrement aux étudiants de première année sciences de la matière selon le Programme Pédagogique Socle commun 1ère année Domaine Sciences de la Matière.

Ces étudiants auront une formation licence chimie et leur spécialité ainsi que la physique et leurs spécialités. Ils ont besoin d'une Initiation à la manipulation en chimie avec le respect de règles de sécurité. Apprentissage aux travaux pratiques élémentaires de chimie et manipulation de matériels de mesure.

J'ai proposé cinq TP avec des questions pour les comptes rendus, chaque TP commence par une introduction pour donner des nouvelles notions aux étudiants qui ne sont pas acquit aux cours de leur formation.

Objectifs de l'enseignement :

Consolider les connaissances théoriques apportées au cours de structure de la matière par un certain nombre de manipulations pratiques.

Table de Matières

1-	Introduction général	1
2-	TP 0: Sécurité et initiation à la manipulation en chimie	
	I. Règles de sécurités.....	3
	II. Verreries et matériels.....	7
3-	TP 01 : Préparation d'une solution.....	
	I. Préparation d'une solution à partie d'un solide.....	14.
	II. Préparation d'une solution à partie d'un liquide commercialisé.....	16
4-	TP 02 : Dosages acide-base	
	I. Dosages acide fort-base forte.....	18
	II. Dosages acide faible-base forte.....	21
5-	TP 03 : Dosage d'oxydo-réduction.....	
	I. Dosage d'oxydo-réduction par iodométrie.....	23
	II. Dosage d'oxydo-réduction par manganimétrie	28.
6-	TP 04 : Construction des édifices moléculaires.....	31
7-	TP 05 : Détermination d'une masse molaire.....	32
8-	Références	34

TP N°0: INITIATION AUX TP DE CHIMIE**I. Règle de sécurité**

But: Apprendre aux étudiants le comportement adéquat lors de leurs présence au laboratoire

Principe : l'étudiant doit suivre les instructions

Les activités expérimentales jouent un rôle essentiel dans l'enseignement de chimie. Dès les premières séances de TP de l'année, vous serez amenés à utiliser de la verrerie fragile, des appareils de chauffage, des produits chimiques (solvants organiques toxiques, inflammables, irritants...). Il est impératif pour la sécurité des personnes et du matériel que certaines règles de sécurité soient précisées et appliquées dès le début de l'année.

1. Par mesure d'hygiène, il est interdit de manger ou de consommer des boissons.
2. Le port de la blouse est obligatoire.
 - Cette blouse doit être en coton, de longueur raisonnable et à manches longues.
 - Les étudiants doivent manipuler avec la blouse fermée.
3. Les cheveux longs doivent être attachés .aussi les foulards.
4. Les habits ne doivent pas être mis sur ou à côté des paillasse.
5. Les étudiants ne doivent prendre que le minimum d'affaires sur la paillasse.
 - Au cours des manipulations, ils doivent ranger leurs affaires sous la paillasse.
 - Aucun objet ne doit encombrer les allées.
6. Les étudiants doivent toujours manipuler debout.
 - Les tabourets ou les chaises doivent être rangés sous la paillasse afin de ne pas encombrer les allées. Les déplacements doivent être réduits au minimum.
7. Les pictogrammes de sécurité doivent être connus
8. Pour chaque manipulation présentant un risque potentiel (signalé par le professeur), les étudiants doivent mettre des gants et des lunettes de protection.
9. Toute manipulation de produits chimiques présentant un risque doit être réalisée sous une hotte ventilée, avec vitres protectrices, (suivre les indications données par le professeur).
10. Le pipetage à la bouche est interdit, même pour des produits réputés peu nocifs.
12. Les paillasse doivent être nettoyées au cours de la séance et laissées rigoureusement propres et sèches en fin de séance.
13. Tout étudiant doit penser à sa propre sécurité ainsi que celle de ses camarades.
14. Il est impératif de se laver les mains avant de quitter la salle.

Information sur les dangers des produits chimiques

L'étiquette apposée sur les récipients des produits commercialisés a pour rôle d'informer l'utilisateur sur les propriétés dangereuses. Elle doit comporter:

- le nom de la substance,
- un, deux ou trois symboles de danger (pictogrammes),
- une ou plusieurs phrases de risque (phrases R),
- un ou plusieurs conseils de prudence (phrases S).

Les phrases de risque et les conseils de prudence complètent les informations du pictogramme qui, le plus souvent, ne souligne que le danger principal.

L'étiquetage sera reproduit lors de tout reconditionnement. Il faudra également :

- veiller au marquage correct de tous les flacons, ballons et récipients contenant un réactif ou une préparation en cours (date pour les solutions),
- à remplacer systématiquement les étiquettes lorsqu'elles sont abîmées ou peu lisibles.

Elimination des déchets :**D'abord il apprendre aux étudiants de protéger leurs environnement**

- L'élimination des produits chimiques doit être soigneusement planifiée. En général, de petites quantités de substances solubles dans l'eau et peu toxiques peuvent être éliminées par l'égout de l'évier, en faisant circuler l'eau. Pour recueillir les autres types de déchets chimiques, on doit disposer de récipients résistants, en plastique ou en métal, pour les entreposer avant de les éliminer.

- Il est souvent possible de rendre inoffensif un produit chimique toxique par un traitement approprié et de pouvoir ainsi l'éliminer par l'égout de l'évier. Exemples:

1. Une solution de pH compris entre 0 et 6 doit être basifiée par une solution de soude.
2. Une solution de pH compris entre 8 et 14 doit être acidifiée par de l'acide chlorhydrique.
3. Une solution de dibromure est détruite par une solution de soude ou de thiosulfate de sodium.
4. Eliminer les copeaux de magnésium restant par ajout d'une solution légèrement acide

Symboles utilisés sur les étiquettes des produits chimiques ainsi que les risques liés

Pictogramme	Signification	Risques	Conseils de prudence
	Substance Comburante O	Peut provoquer ou aggraver un incendie	Eviter tout contact avec les matières combustibles
	Substance Facilement inflammable F Extrêmement inflammable F+	auto-inflammable gaz facilement inflammable liquide inflammable	Eviter tout contact avec l'air Eviter la formation de mélanges vapeur-air inflammables et le contact avec toute source d'ignition Eviter le contact avec l'eau Tenir loin des flammes, des étincelles et de toute source de chaleur
	Substance Nocif Xn Irritant Xi	Son absorption peut produire des lésions légères ou ce produit peut irriter la peau, les yeux ou les voies respiratoires	Eviter le contact avec la peau et les yeux et l'inhalation des vapeurs
	Substance Toxique T Très Toxique T+	Provoque des lésions graves ou même la mort par inhalation, ingestion ou contact avec la peau	Eviter tout contact avec le corps
	Substance explosive E	Dans des conditions données, présente un danger d'explosion déterminé	Eviter les chocs, la friction, les étincelles et le feu
	Substance Corrosive C	Le contact conduit à la destruction des tissus vivants et des matériaux	Eviter l'inhalation des vapeurs et le contact avec la peau, les yeux et les vêtements
	Dangereux pour l'environnement N	Produits qui peuvent causer des dommages à la faune, à la flore ou de provoquer une pollution des eaux.	Ne pas jeter dans l'évier (utiliser les bidons poubelles)
	Danger pour la santé	- Produits cancérogènes - Produits mutagènes - Produits toxiques pour la reproduction - Provoque des allergies respiratoires graves effets sur les poumons le foie, le système nerveux...	Eviter tout contact avec le corps humain, y compris l'inhalation des vapeurs (manipuler sous hotte et avec des gants).

Soins à prendre en laboratoire

Danger	Règle de sécurité	Gestes de première urgence
Produit avalé	<ul style="list-style-type: none"> - Interdit de pipeter à la bouche - Utiliser les propipettes et les tétines 	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer la bouche - Ne pas faire boire - Ne pas faire vomir
Projection dans l'œil	<ul style="list-style-type: none"> - Utiliser les lunettes de sécurité 	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer l'œil maintenu ouvert sous un filet d'eau froide ou tiède, tête penchée, œil contaminé en dessous de l'œil sain
Brûlure thermique	<ul style="list-style-type: none"> - Ni cheveux, ni vêtements flottants - Pas de vêtements synthétiques – porter une blouse en coton 	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer immédiatement sous un filet d'eau froide, 15 minutes - Garder les vêtements collés à la peau
Brûlure chimique	<ul style="list-style-type: none"> - Porter une blouse - Utiliser de petites quantités - Utiliser les concentrations minimales nécessaires - Etiqueter les contenants - Utiliser des gants si nécessaire 	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer immédiatement sous un filet d'eau froide - Enlever les vêtements contaminés sans toucher le visage
Coupure	<ul style="list-style-type: none"> - Utiliser des torchons et lubrifier, pour enfiler un tube dans un bouchon - Jeter la verrerie fendue 	<ul style="list-style-type: none"> - Comprimer localement pour arrêter l'hémorragie - Faire asseoir et rassurer
Incendie	<ul style="list-style-type: none"> - Paillasse rangée - Savoir utiliser l'extincteur, la serpillière mouillée et la couverture anti feu 	<ul style="list-style-type: none"> - Etouffer le feu - Sur une personne : allonger la personne par terre et la couvrir avec la couverture anti feu
Inhalation d'un gaz irritant ou toxique	<ul style="list-style-type: none"> - Travailler sous hotte - Produire les quantités minimales de gaz 	<ul style="list-style-type: none"> - Faire sortir et respirer de l'air frais



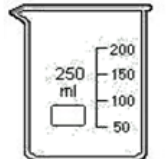

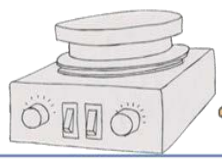


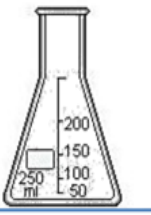


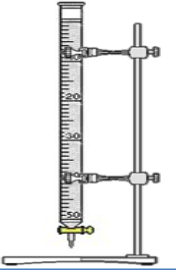



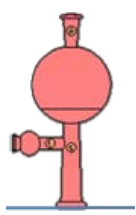
1. Présentation du matériel et verrerie

Tous les laboratoires de chimie partagent principalement en commun les équipements de laboratoire, la verrerie et les appareils de caractérisation. Cela comprend:

- Des appareils comme l'agitateur, la balance...etc. ;
- Une verrerie d'usage général comme le bécher, les tubes à essai, et l'erenmeyer ;
- Une verrerie volumétrique comme les pipettes (graduée, jaugée) et la burette ;
- Accessoires comme la pissette, l'entonnoir...etc.

L'équipement du laboratoire est en général utilisé, soit pour réaliser une manipulation, ou expérience, soit pour effectuer des mesures et rassembler des données. Il faut adapter le volume de la verrerie utilisée à la manipulation:

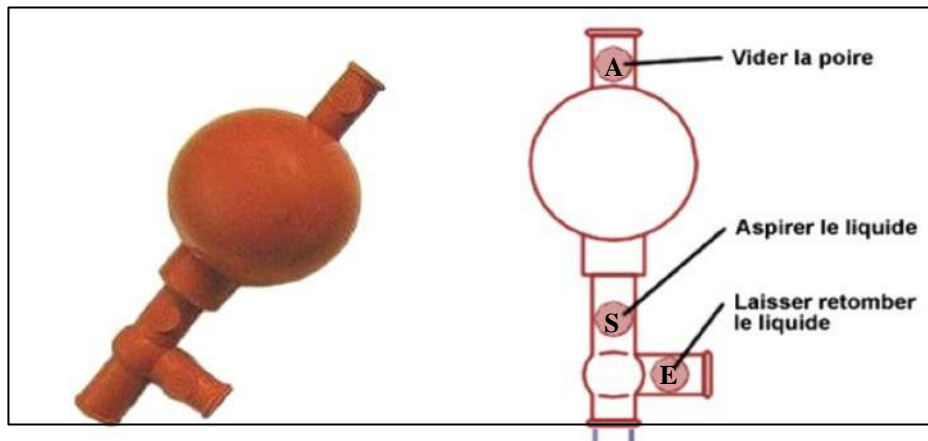
- Fiole ou pipette jaugée pour une mesure très précise;
- Eprouvette ou pipette graduée pour une mesure précise;
- Bécher, erlenmeyer...pour une mesure peu précise.

				
flacon	entonnoir	bécher	pissette	agitateur
				
balance	tube à essai+support	erlenmeyer	fiole jaugée	éprouvette graduée
				
burette + support	pipette graduée	pipette jaugée	verre de montre	poire

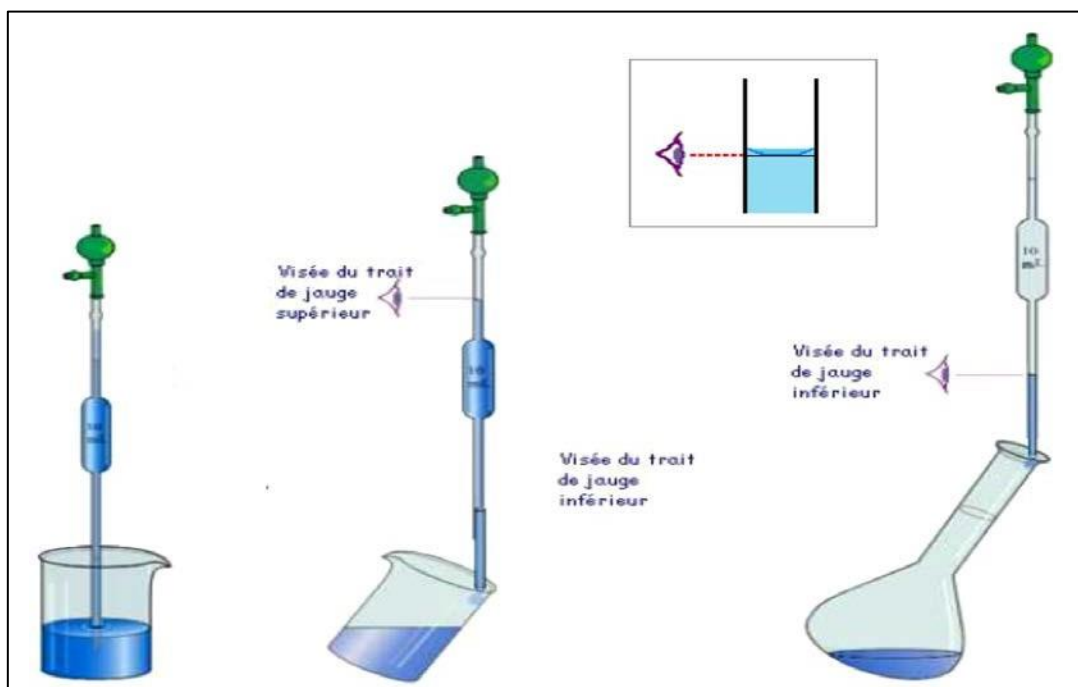
Utilisation de verrerie

*. La pipette

Le pipetage à la bouche est strictement interdit en raison du risque d'avalier un solvant toxique ou corrosif. On utilise donc une propipette qui se place à l'extrémité de la pipette:



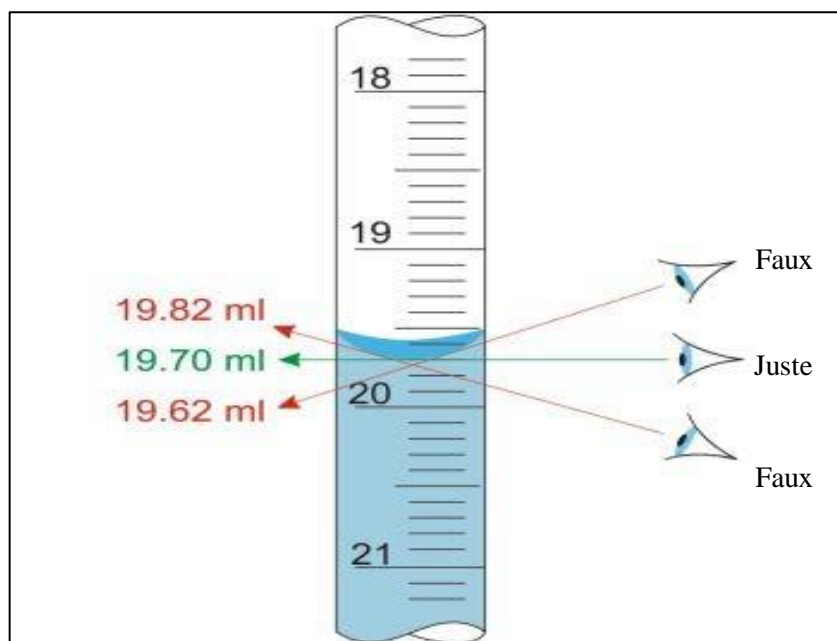
- Vider la poire en pressant sur la valve "A".
- Enfoncer légèrement l'embout de la pipette dans la propipette.
- Immerger la pipette dans la solution et aspirer le liquide en appuyant sur la valve "S".
- Vider le liquide dans le bécher en appuyant sur la vanne "E". Afin que le liquide ne se déverse pas trop rapidement, faire un angle de 45° entre le bécher et la pipette en plaçant la pointe de celle-ci contre la paroi du bécher tout en la gardant bien verticale.
- La lecture au trait doit s'effectuer à hauteur des yeux.
- Veiller à ne pas introduire de liquide à l'intérieur de la poire.



***. La burette**

Une burette est un tube en verre gradué muni d'un robinet servant à verser lentement le réactif lors d'un dosage.

- Vérifier le robinet de la burette: vérifier qu'il tourne correctement et qu'il ne fuit pas, sinon le graisser avec de la vaseline (ou prévenir le préparateur).
- Rincer la burette avec quelques mL de solution de remplissage.
- Remplir la burette avec le liquide de remplissage au-delà du "zéro" (environ 2 cm au-dessus).
- Laisser s'écouler le liquide afin de remplir la voie du robinet et vérifier qu'il n'y a pas de bulle. S'il y a persistance d'une bulle, tapoter la pointe d'écoulement afin de purger la burette.
- Ajuster au "zéro" : pour cela, placer l'œil au niveau du trait "zéro".
- Faire le dosage en ajoutant goutte-à-goutte la solution de la burette dans l'eren et en ayant les yeux fixés sur l'eren pour être prêt à arrêter le dosage dès que le virage se produit
- Lire le volume écoulé (la chute de burette): pour cela, placer l'œil au niveau du liquide :
- En fin d'utilisation, rincer la burette à l'eau distillée et la ranger remplie d'eau distillée.



2. Notions de base

Solvant: Un solvant est un liquide qui a la propriété de dissoudre et de diluer d'autres substances sans les modifier chimiquement et sans lui-même se modifier.

Soluté: Substance dissoute dans un solvant

Solution liquide: mélange homogène liquide d'un corps sol, liq ou gaz dans un liquide.

Masse molaire (M): la masse d'une mole d'un composé exprimée (g.mol⁻¹ ou g/mol).

Quantité de matière (n): C'est le nombre de moles que contiens un échantillon;

$$n = \frac{m}{M} \text{ (moles)}$$

Masse volumique (ρ): le rapport de masse m correspondant à un volume V d'une substance.

$$\rho = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{soluté}}} \left(\frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \right)$$

Exemple: la masse volumique de l'eau est de 1000 kg.m⁻³ (m³ d'eau a une masse de 1000 kg).

Densité (d): le rapport de sa masse volumique à la masse volumique d'une référence.

$$d = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{ref}}}$$

- Pour les liquides et les solides, le corps de référence est l'eau pure à 4 °C: $d = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}}$

- Dans le cas de gaz ou de vapeur, c'est l'air, à même T et P: $d = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{M_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}$

Concentration molaire (Molarité, M): quantité de matière de soluté présente par litre de solution.

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m}{M.V} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

Concentration massique (T): rapport entre la masse de soluté et le volume total de solution.

$$T = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \left(\frac{\text{g}}{\text{L}} \right), T = C.M$$

Concentration normale ou normalité (N): c'est le nombre d'équivalents-grammes ou au nombre de moles d'équivalent de soluté contenus dans un litre de solution.

$$N = \frac{n_{\text{eq.g}}}{V} \left(\frac{\text{eq. g}}{\text{L}} \right), N = C.Z$$

- Dans le cas d'une réaction acide-base, Z est le nombre d'ions H⁺ impliqués dans la réaction.

- Pour une oxydoréduction : Z est le nombre d'électrons impliqués dans la réaction.

Fraction massique(x_m): rapport entre la masse du soluté et la masse de solution:

$$x_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \cdot 100$$

Fraction molaire (x): rapport entre le nombre de mole de soluté et nombre de mole de solution:

$$x = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{solution}}} \cdot 100$$

Dilution: Adjonction de solvant à une solution pour en diminuer la concentration.

On suppose connue la concentration de la solution mère (à prélever), de la solution voulue (solution fille) et le volume finale la solution fille. On cherche le volume de solution mère à prélever:

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}} \rightarrow C_m \cdot V_m = C_f \cdot V_f$$

3. Calcul d'incertitude

Sur chaque mesure effectuée on a une incertitude. En effet aucun résultat n'est parfaitement précis.

3.1. Incertitude sur le calcul de la concentration d'une solution préparée:

Soit à calculer l'incertitude sur la concentration C d'une substance X, déterminée à partir d'une pesée d'une masse m de X, dissoute dans un volume V.

$$\frac{\Delta C}{C} = \frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta M_x}{M_x} + \frac{\Delta V}{V}$$

Il est facile d'isoler la quantité cherchée ΔC . Cette quantité s'appelle « incertitude absolue ». C'est un nombre "concret", c'est à dire qu'il a une dimension physique, ici une concentration en l'occurrence. On a:

$$\Delta C = C \cdot \left(\frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta M_x}{M_x} + \frac{\Delta V}{V} \right)$$

- Δm : incertitude mentionnée sur la balance (g)
- ΔV : incertitude sur le volume V de la fiole jaugée ayant servi à préparer les solutions est fournie par le fabricant de verrerie.
- $\frac{\Delta M_x}{M_x}$: Pour les produits chimiques utilisés le rapport, appelé "incertitude relative" est égal à **0,2%**, soit bien sûr, à **0,002**. Cette valeur sera censée être la même pour l'ensemble des produits usuels, sauf indication expresse.

3.2. Incertitude sur le calcul de la normalité lors d'un dosage:

Pour calculer l'incertitude sur la normalité lors d'un dosage de la solution A par la solution B,

Décrit par l'équation du dosage : $N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$

$$\frac{\Delta N_A}{N_A} = \frac{\Delta N_B}{N_B} + \frac{\Delta V_B}{V_B} + \frac{\Delta V_A}{V_A} \text{ donc: } \boxed{\Delta N_A = N_A \cdot \left(\frac{\Delta N_B}{N_B} + \frac{\Delta V_B}{V_B} + \frac{\Delta V_A}{V_A} \right)}$$

- On prend : $\Delta N_B/N_B=2\%$
- ΔV_A est l'incertitude sur les volumes V_A prélevés à la pipette. Pour ce volume on prendra l'incertitude mentionné sur la pipette.
- ΔV_B est l'incertitude sur les volumes V_B prélevés à la burette calculer comme suit :
-

$$\Delta V_B = \Delta D + \Delta L$$

ΔD : l'incertitude
sur le dosage

ΔL : L'incertitude
sur la lecture

$$\Delta D = V_{\max} - V_{\min} \text{ (Voire le tableau suivant)}$$

$$\Delta L = \Delta V_{\text{Bur}} + \Delta V_R = 2\Delta V_{\text{Bur}}$$

(mentionner sur la burette) Le résultat

final de la normalité sera donc:

$$N_A \pm \Delta N_A$$

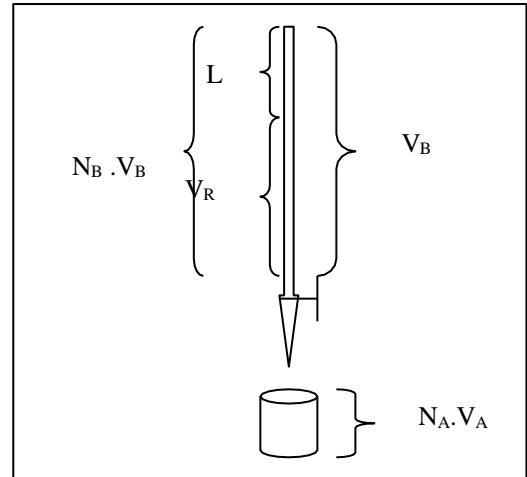
3.3. Relation entre les incertitudes des concentrations:

On a: $C_A = N_A / Z$, donc, il en est de même pour le calcul de l'incertitude :

$$\Delta C_A = \Delta N_A / Z$$

On a aussi: $T = C \cdot M$. Donc, de même pour l'incertitude:

$$\Delta T = \Delta C \cdot M$$



4. Comment rédiger un compte rendu?

Un compte rendu doit, être composé de 5 parties distinctes:

Page e garde Introduction

Présenter le principe et le but du TP en donnant le concept chimique abordé.

Mode opératoire

Décrivez toutes les manipulations clairement et complètement au fur et à mesure qu'elles sont réalisées.

Résultats et discussions

Présenter les graphes (avec titre, échelle choisie, unités et nom des axes),

Les tableaux (avec titre), les calculs des grandeurs demandées (avec unités) avec leurs incertitudes associées.

Conclusion

Critique des résultats - comparaison avec d'autres résultats. Cohérence-lien entre théorie et manipulations.

TPN°1 : PREPARATION DES SOLUTIONS**Objectif:**

Il s'agit de préparer une solution contenant une quantité donnée de soluté dans un volume donné du solvant à partir d'un solide, une solution commercialisée ou une solution déjà préparée.

Matériel

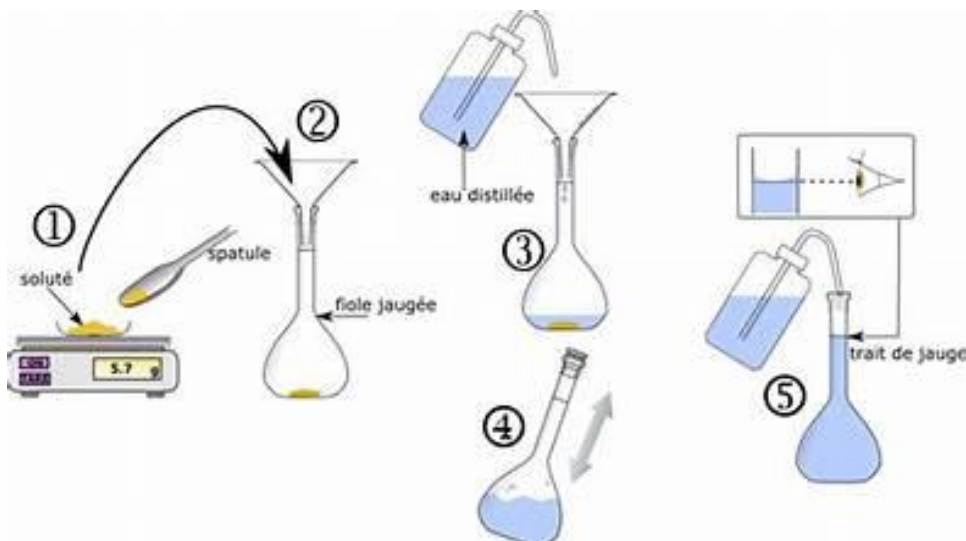
- | | |
|--------------------|-------------------------------------|
| * Verre de montre. | Pro-pipette. |
| * Spatule. | * bécher. |
| * Balance. | * Fioles jaugées de 100mL et 250mL. |
| *entonnoir | * Pissette d'eau distillée. |

MgSO₄ un solide sous forme de cristaux blancs.

I. Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide

On désire préparer 100 mL d'une solution aqueuse de Sulfate de magnésium de concentration **C=0,1 mol.L⁻¹**.

1. Déterminer la masse molaire du sulfate de magnésium utilisé.
2. En déduire la masse m de produit nécessaire pour réaliser la solution.
3. Peser sur la balance, la masse trouvée de sulfate de magnésium solide, à l'aide d'une spatule propre et sèche et d'un verre de montre.
 - Introduire, à l'aide d'un entonnoir, le solide dans une fiole jaugée de 100 mL.
 - Rincer le verre de montre et l'entonnoir, à l'eau distillée, au-dessus de la fiole jaugée.
 - Remplir, à l'aide d'une pissette d'eau distillée, la fiole jaugée aux 3/4. Après avoir bouchée la fiole jaugée, l'agiter jusqu'à dissolution totale des cristaux de MgSO₄.
 - Ajuster le niveau au trait de jauge (fiole droite, œil au niveau du ménisque pour éviter les erreurs de parallaxe).
 - Reboucher convenablement la fiole jaugée puis retourner-la plusieurs fois, vous venez de préparer la solution "mère" de MgSO₄.
4. Déterminer l'incertitude sur la concentration molaire de la solution préparée.



I. Préparation d'une solution par dilution

On désire préparer une solution aqueuse F de sulfate de magnésium de concentration molaire $C_f=0,02 \text{ mol.L}^{-1}$. Or on ne dispose que de la solution aqueuse qu'on a préparé précédemment de concentration $C=0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une fiole jaugée de 250 mL.

1. Déterminer le volume V à prélever de la solution mère
2. Proposez un protocole expérimental pour préparer la solution aqueuse F de MgSO_4 à partir de la solution mère.

TPN°1 : PREPARATION DES SOLUTIONS**Objectif:**

Il s'agit de préparer une solution contenant une quantité donnée de soluté dans un volume donné du solvant à partir d'une solution commercialisée ou une solution déjà préparée.

Matériel

* entonnoir

* Pro-pipette.

* bécher.

SECURITE: - HCl: C R34-37 S26-45

* Fioles jaugées de 100mL et 250mL.

* Pissette d'eau distillée.

II. Préparation d'une solution à partir d'une solution commerciale

A partir d'une solution d'acide chlorhydrique commercialisé de densité 1,18 à 36%, on désire préparer 250mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,1 mol/l.

1. Calculer la concentration molaire de la solution commerciale
2. Calculer le volume V d'acide à prélever de la solution commerciale pour préparer la solution fille ?
3. - Remplir une fiole jaugée de 250mL au trois-quarts d'eau distillée.

Remarque :

Attention: *On verse toujours l'acide dans l'eau pour éviter les projections et un échauffement important.*

- Mesurer avec une propipette le volume V d'acide chlorhydrique de densité 1,18
- Ajouter le volume V d'acide chlorhydrique dans la fiole jaugée placée dans un cristalliseur contenant de l'eau froide.

Compléter la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge (ménisque inférieur). Boucher et agiter.

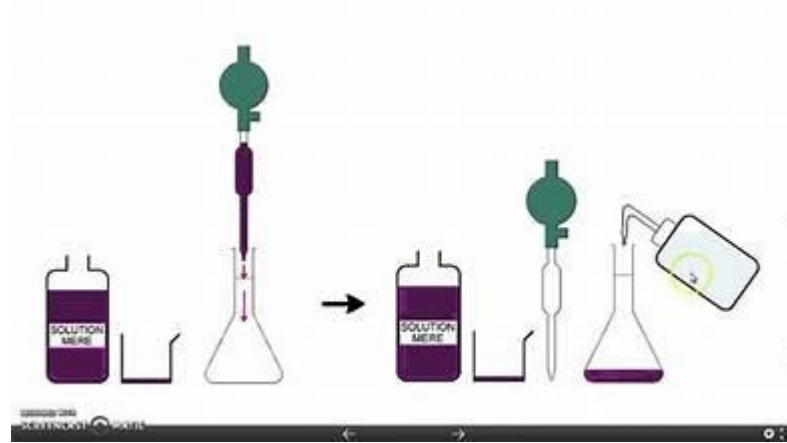


Schéma: Préparation d'une solution à partir d'une solution commerciale

TPN°2 : DOSAGE ACIDO-BASIQUE

Le dosage (ou titrage) 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.

Principe

- 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 :

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

On désigne par :

- N_A la concentration normale de l'acide, par V_A le volume de l'acide,
- N_B la concentration normale de la base, par V_B le volume de la base,
- Un dosage acido-basique peut-être suivi par:
 - pH-métrie : on suit l'évolution du pH au cours de la réaction.
 - colorimétrie en utilisant un indicateur coloré.
- Un indicateur coloré est un réactif dont la couleur dépend du pH. Il peut être utilisé pour repérer la fin d'un dosage si l'équivalence est atteinte dans sa zone de virage.

Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	pK_a	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	3,4	Jaune
Vert de bromocrésol	Jaune	3,8 – 5,4	4,9	Bleu
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	6,0 – 7,6	7,1	Bleu
Rouge de crésol	Jaune	7,2 – 8,8	8,5	Rouge
Phénolphtaléine	Incolore	8,2 – 10,0	9,4	Rose
Rouge d'alizarine	Violet	10,0 – 12,0	≈ 11	Jaune
Carmin d'indigo	Bleu	11,6 – 14,0	12,6	Jaune

Source : <http://ressources.unisciel.fr/>

Patrie I : TP 2 – Dosage d'un acide fort par une base forte

But : Déterminer la concentration d'une solution concentrée d'acide chlorhydrique par un titrage acido-basique.

Matériel :

- * burette graduée sur son support;
- * agitateur magnétique;
- * barreau aimanté;
- * papier blanc;
- * bécher;
- * erlenmeyer;
- * propipette;
- * fiole jaugée de 50 ml;
- * une pissette d'eau distillée;
- * Indicateur coloré.

SECURITE:

- HCl: C R34-37 S26-45

- NaOH: C R35 S26-37/39-45

Mode opératoire

1. Prélever, à l'aide de la propipette, un volume $V_A=20$ mL de la solution d'acide chlorhydrique HCl, le verser dans un erlenmeyer et ajouter quelques gouttes de bleu de bromothymol afin que la solution soit colorée en jaune clair.
2. Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium (la soude, NaOH) de concentration $N_B = 0,1$ mol/L et ajuster le zéro en laissant écouler le liquide excédentaire dans un bécher de récupération placé sous la burette.
3. Placer l'erlenmeyer sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le bécher et l'agitateur, plonger le barreau magnétique dans la solution, faire fonctionner l'agitateur et placer l'ensemble sous la burette.
4. Ouvrir le robinet et ajouter la soude goutte à goutte jusqu'au virage de l'indicateur et relever le volume de soude versé à l'équivalence V_B .
5. Répéter l'expérience 3 fois. Porter les résultats sur un tableau.



Exploitation

- 1- Faire un schéma du dispositif.
- 2- Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
- 3- La solution contenue dans le bécher à la fin du dosage est-elle neutre, acide ou basique?
- 4- Calculer la normalité N_A de l'acide chlorhydrique.
- 5- Calculer l'incertitude sur la normalité ΔN_A .
- 6- Déduire la concentration molaire C_A de l'acide chlorhydrique.
7. Déduire l'incertitude sur la concentration molaire de l'acide chlorhydrique ΔC_A .
8. Présenter le résultat sous la forme: $C_A \pm \Delta C_A$

Partie II : TP 2 – DOSAGE D'UN ACIDE FAIBLE PAR UNE BASE FORTE

Un vinaigre blanc est essentiellement une solution aqueuse d'acide éthanoïque (ou acétique). Les concentrations commerciales sont exprimées en degrés d'acidité.

Le degré d'acidité D° du vinaigre blanc s'exprime par la masse, en grammes, d'acide éthanoïque pur contenu dans 100g de vinaigre.

But du TP

Déterminer le degré d'acidité d'un vinaigre blanc commercial par titrage.

Mode opératoire

1. Faire la dilution du vinaigre (dilué 10 fois) en préparant 50ml de solution diluée.
2. Prélever dans un erlenmeyer 10ml de la solution A (vinaigre dilué) à l'aide d'une propipette.
3. Ajouter 3 gouttes de phénolphaléine.
4. Remplir la burette de solution NaOH de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$.
5. Placer, alors, l'erlenmeyer sous la burette. Agiter afin d'homogénéiser le mélange.
6. Verser à la burette, goutte à goutte, de NaOH jusqu'au virage au rose persistant.
7. Indiquer la valeur du volume d'hydroxyde de sodium V_B correspondant à la zone de virage.
8. Répéter l'expérience 3 fois.



Exploitation

1. Décrire la méthode de dilution du vinaigre
2. Ecrire la réaction du dosage de l'acide éthanoïque.
3. Calculer la concentration molaire C_A en acide acétique dans la solution diluée A ainsi que son incertitude ΔC_A .
4. En déduire la concentration molaire C_0 en acide acétique dans le vinaigre blanc commercial ainsi que son incertitude ΔC_0 .
6. Calculer le degré d'acidité du vinaigre blanc commercial, sachant que $\rho(\text{vinaigre}) \approx 1 \text{ g.cm}^{-3}$
7. Comparer le degré d'acidité obtenu avec celui écrit sur l'étiquette du vinaigre utilisé.

TP N°3: L'OXYDOREDUCTION**Partie I : Iodometrie**

Comment interpréter le passage réciproque d'un métal à son ion métallique, définir un oxydant, un réducteur, un couple Ox/Red et sa demi-équation d'oxydoréduction associée, se familiariser avec des réactions d'oxydoréduction notamment celles mettant en jeu les oxydants diiode et ion permanganate. Ecrire des équations d'oxydoréduction simples.

TP I. Eléments théoriques sur l'oxydoréduction**1. Définitions et exemples**

a - Réducteur: une espèce susceptible de donner un ou plusieurs électron(s)

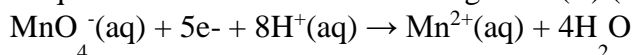
Exemple: - Le zinc est un réducteur car il est capable de donner deux électrons en donnant l'ion zinc (II). $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

- L'ion fer (II) est un réducteur car il est capable de donner un électron en donnant l'ion fer (III). $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^-$

b- Oxydant: Un oxydant est une espèce susceptible de capter un ou plusieurs électron(s).

Exemple: - L'ion tétrathionate ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$) est un oxydant car il est capable de capter deux électrons en donnant l'ion thiosulfate ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$). $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$

- L'ion permanganate ($\text{MnO}_4^-(\text{aq})$) est un oxydant en milieu acide car il est capable de capter cinq électrons en donnant l'ion manganèse (II) ($\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$).

**2. Couple oxydant /réducteur ou couple rédox - Demi-équations d'oxydoréduction**

Un couple oxydant/réducteur est l'ensemble formé par un oxydant et un réducteur qui se correspondent dans la même demi-équation rédox: oxydant + $n\text{e}^- \rightarrow$ réducteur.

- L'écriture des demi-équations rédox est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques.

- La conservation de la charge électrique est assurée par les électrons.

- La conservation des éléments nécessite, le cas échéant, l'intervention de l'oxygène (on le trouve dans l'eau pour les solutions aqueuses) et/ou des ions $\text{H}^+(\text{aq})$ ou H_3O^+ (pour certaines réactions qui ont lieu en milieu acide).

Exemples:

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation rédox
$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	ion hydrogène (aq)	dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- = H_{2(g)}$
$M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$	cation métallique	métal	$M^{n+}_{(aq)} + ne^- = M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	ion fer (III)	ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- = Fe^{2+}_{(aq)}$
$MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	ion permanganate	ion manganèse (II)	$MnO_4^-_{(aq)} + 5e^- + 8H^+_{(aq)} = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$
$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	diiode (aq)	ion iodure	$I_{2(aq)} + 2e^- = 2I^-_{(aq)}$
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	ion tétrathionate	ion thiosulfate	$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^- = 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

3. Les réactions d'oxydoréduction.

- Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couple rédox. Elle consiste en un transfère d'un ou plusieurs électron(s) du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.
- Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple. Par conséquent il n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction.

Exemple: on veut écrire l'équation de l'oxydation des ions fer (II) par les ions permanganate en milieu acide. On écrira:



TP II. Titrage d'une solution aqueuse d'iode par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium

Principe

- L'**iodométrie** est une méthode de dosage d'oxydoréduction consiste à doser le diiode I_2 présent dans un milieu par le thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$.
- Couples oxydant /réducteur: I_2 / I^- ; $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$.

Matériel

- * burette graduée sur son support;
- * agitateur magnétique;
- * barreau aimanté;
- * papier blanc;
- * propipette;
- * bécher;
- * erlenmeyer;
- * une pissette d'eau distillée;
- * Indicateur coloré;
- * papier blanc

SECURITE:

- I_2 : Xn R 20/21 S 23/25

Mode opératoire

1. On remplit la burette avec la solution aqueuse de thiosulfate de sodium à une concentration $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
2. Prélever 10 mL de solution de diiode à doser à l'aide d'une propipette munie un erlenmeyer que l'on place sur l'agitateur magnétique.
3. Ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon.
4. Réaliser un 1^{er} dosage rapide pour évaluer le volume à l'équivalence, puis un 2^{ème} dosage précis. En déduire V_E : volume à l'équivalence

Exploitation

1. Faire un schéma annoté du montage de dosage .
2. Ecrire les demi-équations redox des couples suivants : I_2 / I^- et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.
3. Ecrire l'équation du dosage de I_2 par $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
5. Définir l'équivalence.
6. Quel est le rôle de l'empois d'amidon.
7. Calculer la concentration molaire C_{diiode} de la solution à doser et son incertitude.
8. Calculer son titre massique T_{diiode} et son incertitude.

Partie II. TP N°3: MANGANIMETRIE

La manganimétrie est un dosage oxydoréduction par des ions permanganate.

Matériel

- | | |
|------------------------------------|-----------------------------|
| * burette graduée sur son support; | * fiole jaugée de 100 ml; |
| * agitateur magnétique; | * propipette; |
| * barreau aimanté; | * bécher; |
| * plaque chauffante; | * erlenmeyer; |
| * balance; | * éprouvette graduée; |
| * verre de montre+spatule; | * Pissette d'eau distillée; |
| * entonnoir; | * papier blanc |

SECURITE :

- H_2SO_4 : C R35 S26-30-36/37/39-45

- ($H_2C_2O_4, 2H_2O$): Xn R21/22 S24/25

- $K_2Cr_2O_7$: Xn R 21-25-26-37/38-41-43-46-49-50/53 S 45-53-60-61

TP I. Dosage de l'ion permanganate en milieu acide par une solution d'acide oxalique

Objectif

L'étalonnage d'une solution de permanganate par une solution d'acide oxalique.

Détermination de la concentration du permanganate de potassium ($KMnO_4$).

Cette réaction est lente au départ. Pour activer, on peut chauffer légèrement (ne pas dépasser 50 °C) au début du dosage.

Préparation de la solution d'acide oxalique

On préparera 100 mL d'une solution aqueuse d'acide oxalique de normalité $N_a = 0,1 N$.

Pour ce faire on la préparera à partir de cristaux d'acide oxalique dihydraté de formule ($H_2C_2O_4, 2H_2O$), de masse molaire $126,07 g \cdot mol^{-1}$.

1. Calculer la masse de l'acide oxalique à mesurer pour préparer la solution d'acide oxalique.
2. Préparer la solution aqueuse d'acide oxalique.

Attention: Toujours préparer la fiole jaugée d'eau et y verser lentement le produit tout en remuant.

Mode opératoire

1. Mettre la solution de permanganate de potassium dans la burette.
2. Verser à l'aide d'une propipette 10mL de la solution étalon d'acide oxalique dans un erlenmeyer.
3. Rajouter à l'éprouvette (**ne pas pipeter!**) 20mL de solution d'acide sulfurique à 1 mol.L⁻¹.
4. Faire couler environ 2 mL de solution de permanganate de potassium dans l'erlenmeyer. Ne surtout pas remettre la burette à zéro.
5. Chauffer sur la plaque chauffante l'erlenmeyer jusqu'à décoloration de la solution.
6. Poursuivre le dosage jusqu'à coloration rose persistante.
7. Faire un deuxième dosages à la goutte près.

Exploitation

1. Ecrire les équations des réactions qui se produisent ainsi que les couples redox mise en jeu.
2. Calculer la concentration molaire C_x de la solution de permanganate de potassium.
3. Calculer l'incertitude absolue ΔC_x , puis relative sur la mesure en présentant le résultat final sous la forme habituelle: $C_x = C_x \pm \Delta C_x$

TP II. Dosage en retour d'une solution de bichromate de potassium à l'aide d'une solution aqueuse de sel ferreux de titre connu.

But

Dosage en retour d'une solution de bichromate de potassium $K_2Cr_2O_7$.

Détermination de titre (concentration) de bichromate de potassium.

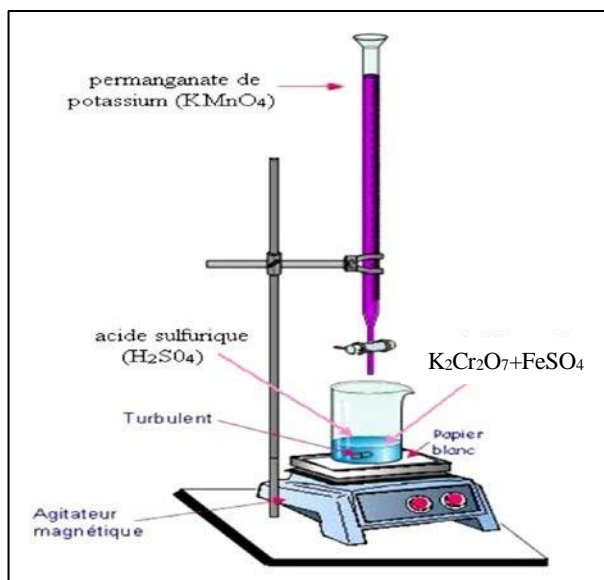
Principe

- Il n'est pas possible de procéder à un dosage simple, car les ions $Cr_2O_7^{2-}$ sont jaune-orangés, Cr^{3+} verts et Fe^{3+} rouille. On ne verrait aucun changement de couleur à l'équivalence. On procède alors à un dosage indirect ou en retour.
- On réduit les ions bichromates par un excès de sel ferreux (sulfate de fer $FeSO_4$) d'une solution de concentration connue. Cet excès assure que la réaction est totale.
- les ions ferreux restant sont ensuite dosés par une solution de permanganate de potassium $KMnO_4$ de concentration connue en présence d'acide sulfurique H_2SO_4 .
- Les couples mises en jeu sont: $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$, Fe^{3+}/Fe^{2+} , MnO_4^-/Mn^{+2}

Mode opératoire

1. Mettre la solution de permanganate de potassium à $C_2 = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ dans la burette.

2. Dans un erlenmeyer, on verse un volume $V_1 = 50\text{mL}$ de la solution de sulfate de fer à $C_1=0,020\text{mol.L}^{-1}$, on ajoute un volume $V_2=10\text{mL}$ de la solution de dichromate de potassium et un volume $V_3=10\text{mL}$ d'acide sulfurique concentré.
3. Placer, alors, l'erlenmeyer sous la burette. Agiter afin d'homogénéiser le mélange.
4. Faire couler la solution de permanganate de potassium goutte à goutte dans l'erlenmeyer jusqu'à ce que la teinte violette persiste. Noter le volume versé de cette solution V_E .
5. Faire deux dosages à la goutte près.



Exploitation

1. Ecrire les demi-équations des couples $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ en milieu acide. Ecrire l'équation de la réaction de dosage entre les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ et Fe^{2+} .
2. Ecrire les demi-équations des couples $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ en milieu acide. Ecrire l'équation de la réaction de dosage entre les ions MnO_4^- et Fe^{2+} .
2. Calculer la quantité de matière d'ions permanganate MnO_4^- versés à l'équivalence.
3. En déduire la quantité de matière d'ions Fe^{2+} oxydés par les ions permanganate.
4. Calculer la quantité de matière d'ions Fe^{2+} contenus dans les 50 mL du prélèvement initial.
5. Quelle est la quantité de matière d'ions Fe^{2+} oxydés par les ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?
6. Quelle est la quantité de matière d'ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ qui ont réagi? En déduire la concentration C , de la solution de dichromate de potassium étudiée.

TP N°4: CONSTRUCTION DES EDIFICES MOLECULAIRES**Buts de la manipulation**

- Construire à l'aide de modèles moléculaires, des molécules simples.
 - Déterminer, à partir de sa structure électronique, les liaisons engagées par un atome au sein d'une molécule.
- Étudier la géométrie spatiale des molécules en rapport avec ces liaisons atomiques.

Matériel

Une boîte de modèles moléculaires avec les atomes modélisés par des billes avec des couleurs conventionnelles:

Atome	Hydrogène(H)	Carbone(C)	Azote (N)	Oxygène (O)	Soufre (S)	Chlore(Cl)	Brome(Br)	Iode (I)
Couleur de la boule	blanc	noir	bleu	rouge	jaune	vert	brun	violet

Il est possible de construire 2 types de modèles:

- **Les modèles éclatés:** ils permettent de bien visualiser les angles de liaison.
 - **Les modèles compacts:** ils traduisent un peu mieux la réalité, les atomes étant en contact les uns avec les autres.

Exploitation***Autour du Carbone C***

- 1- Donner les modèles de Lewis des molécules suivantes: **CH₄** Méthane, **C₂H₆** Éthane, **C₂H₄** Éthylène, **C₂H₂** Acétylène.
2. Construire les modèles éclatés correspondants.
- 3- Autour de chaque Carbone, donner le nom de la géométrie spatiale des liaisons.

Autour de l'azote N

6. Fabriquer les molécules: **NH₃** Ammoniac, **CH₃-NH₂** Méthanamine, **N₂** Diazote.
7. Autour de chaque Azote, donner le nom de la géométrie spatiale des liaisons.

Autour de l'Oxygène O

10. Fabriquer les molécules suivantes: **H₂O** Eau, **CO₂** Dioxyde de Carbone, **C₂H₄O₂** Acide Éthanoïque ou Acide acétique.
11. Pour ces modèles : - Quelle est la géométrie de la molécule d'Eau **H₂O** ?
 - Quelle est la géométrie de **CO₂**?

TP N 05 : DETERMINATION D'UNE MASSE MOLAIRE**Principe:**

A 0°C, une mole de n'importe quel gaz occupe un volume de 22,4 l (Avogadro).

Il suffit donc de mesurer la masse de 22,4 l de la substance gazeuse à 0°C: C'est la masse molaire de la substance. On ne dispose pas toujours d'un volume de 22,4 l. Qu'à cela ne tienne, on mesurera la masse d'un volume quelconque V_0 , mais connu et on calculera la masse de 22,4 l par règle de trois. On ne dispose pas toujours de la température de 0°C. Dans le cas de substances liquides aisément volatiles par exemple, il faudra opérer à une température t °C où ces substances sont gazeuses. Qu'à cela ne tienne, on calculera à l'aide de la loi de

$$\text{Gay-Lussac} \quad \frac{V}{t + 273} = \frac{V_0}{273}$$

Le volume V_0 qu'occuperait la vapeur de la substance renfermée à t °C dans le volume V si elle pouvait être refroidie à 0 °C

Mode opératoire:

- 1) Un petit ballon sec et propre est fermé à l'aide d'un élastique par un carré de papier d'aluminium qui ne déborde pas trop. Le tout est pesé avec précision.
- 2) On introduit 1 à 2 ml de chloroforme, liquide dont on veut déterminer la masse molaire et on referme.
- 3) On introduit dans une eau tout juste bouillante ($t=100^\circ\text{C}$!) et on maintient le ballon pendant 2 minutes enfoncé dans cette eau de telle manière que le papier d'aluminium reste tout juste au sec: Le chloroforme se vaporise et ses vapeurs denses remplissent le ballon de telle manière qu'après ces deux minutes de chauffage elles remplissent le volume entier du ballon à 100°C. L'air et l'excès de chloroforme est chassé par le couvercle "aluminium" peu étanche. Pendant ce temps, aucune humidité provenant de l'eau bouillante extérieure ne doit entrer, ce qui pourrait arriver si le papier aluminium était mal fixé ou si la température interne du ballon diminuait.
- 4) On enlève le ballon de l'eau bouillante, on l'essuie à fond et on le laisse refroidir. Le chloroforme resté dans le ballon se recondense: S'il est clair, la mesure sera bonne, s'il est trouble, inutile d'insister: il y a de l'eau.

5) On pèse le tout avec précision.

6) On détermine le volume du ballon en le remplissant à ras-bord d'eau qu'on versera ensuite dans une éprouvette graduée.

Calculs: $V_0 =$

masse de la vapeur de chloroforme =

régle de trois:

..... l de vapeur à 0°C ont une masse de g

1 l de vapeur à 0°C a une masse de g

22,4 l de vapeur à 0°C ont une masse de g

$M =$ g/ mol¹