Université Badji Mokhtar Annaba

Faculté des Sciences

Département de Chimie

Polycopie de Travaux Pratiques

Chimie 1

Première année Sciences de la Matière

Présenté par : Dr BOUTEMEDJET Siham

2026/2027

I. Initiation aux Travaux Pratiques de Chimie : Sécurité et Discipline

Manipuler dans un laboratoire de chimie est une activité qui demande de la discipline, des connaissances et beaucoup de précaution.
Dès les premières séances de TP, les étudiants seront amenés à utiliser de la verrerie fragile, des appareils de chauffage, et des produits chimiques (solvants organiques toxiques, inflammables, irritants, etc.).
L'application de règles de sécurité est **impérative** pour la sécurité des personnes et du matériel.

A. Règles de Sécurité et de Conduite

Vêtements et Hygiène :

- Le port de la **blouse en coton** est obligatoire. Elle doit être longue, à manches, et fermée pendant la manipulation.
- Il est **interdit de manger, boire ou fumer** dans le laboratoire.
- Les **cheveux longs doivent être attachés**, et il faut éviter les bijoux et les ongles longs.
- Lors de manipulations à risque (signalées par le professeur), le port de **gants** et **lunettes de protection** est obligatoire.
- Se **laver les mains avant de quitter** le laboratoire.

Organisation et Déplacements :

- Les étudiants doivent **manipuler debout**.
- Les tabourets doivent être **rangés sous la paillasse** pour ne pas encombrer les allées.
- Ne garder sur la paillasse que **le strict nécessaire**.
- **Limiter les déplacements** dans le laboratoire.

Manipulation des Produits et Équipements :

- Le **pipetage à la bouche est interdit**. Utiliser une **poire en caoutchouc** ou une **propipette**.
- Les produits dangereux doivent être manipulés **sous une hotte aspirante**.

- **Ne pas allumer de flamme** à proximité de substances inflammables (éther, benzène…).
- Toujours **éteindre le brûleur** après utilisation.

Gestion des Déchets et Nettoyage :

- Tout récipient doit être **bouché et étiqueté immédiatement**.
- Ne **jamais jeter les produits concentrés** dans l'évier.
- Les déchets solides (papier, coton, etc.) vont à la **poubelle adaptée**.
- À la fin de la séance, la paillasse doit être **propre et sèche**.

B. Préparation et Rapport

- Les séances doivent être **préparées à l'avance**.
- Pendant le TP, toutes les observations doivent être notées dans un **cahier**.
- À la fin, l'étudiant doit être capable de **commenter les résultats obtenus**.
- Un **rapport complet** doit être rendu à la date fixée.

Structure du rapport :

Page de garde → Principe → Matériels et réactifs → Mode opératoire → Lois, formules et calculs → Résultats expérimentaux → Conclusion.

II. Symboles de Sécurité Chimique (Pictogrammes)

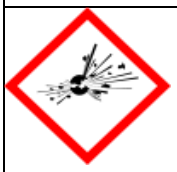
- **Mesures de sécurité**
  Première mesure : Elle est en relation avec la protection individuelle de l'ensemble des participants à la séance de TP. Pour la manipulation de certains produits chimiques, l'étudiant doit mettre des gants, des lunettes, un casque et ou un masque respiratoire, en plus du port de la blouse.
- Deuxième mesure : L'étiquetage des flacons des produits chimiques doit comprendre : le nom du produit, les pictogrammes de danger, la mention d'avertissement, la mention de danger, les conseils de prudence.
- Troisième mesure : Le laboratoire doit être muni de dispositifs d'aération et de ventilation (hotte pour la manipulation de produits chimiques dangereux).

Il doit être équipé en moyens de prévention et de lutte contre les incendies (extincteurs, détecteurs de fumée, couverture anti- feu , boite à pharmacie....)

Pictogrammes de sécurité et les risques causés par les produits chimiques

Toxique T **Très toxique T+**		Substance mortelle pour les organismes vivants. Il ne faut pas entrer en contact avec la peau, les yeux et ne pas respirer !
Nocif Xn **Irritant Xi**		Substance qui irrite la peau et les yeux. Peut rendre malade rien qu'en le respirant. Il ne faut pas respirer et ne pas toucher.
Facilement inflammable **Très inflammable F+**		Substance qui prend feu. Il faut tenir loin des flammes et refermer le flacon.
Comburant O		Substance qui favorise l'inflammation, qui entretient les flammes lors d'un feu. Il faut tenir loin des substances combustibles.
Corrosif C		Substance qui ronge comme les acides et les bases. Il faut éviter le contact avec la peau et les yeux.
Explosif E		Substance qui peut exploser. Il faut éviter les chocs et tenir loin des flammes.
Dangereux pour l'environnement N		Substance qui pollue la nature et présente un danger pour les animaux et les végétaux. Il ne faut pas jeter à l'évier ou à la poubelle.

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 aggraverun incendie	Éviter tout contact avec lesmatières combustibles
	Substance Facilement inflammable F Extrêmement inflammable F+	auto-inflammable gaz facilement inflammableliquide inflammable	Éviter tout contact avec l'air Éviter la formation de mélanges vapeur-air inflammables et le contact avec toute source d'ignition Éviter le contact avec l'eau Tenir loin des flammes, des étincelles et de toute source dechaleur
	Substance Nocif Xn Irritant Xi	Son absorption peut produire des lésions légèresou ce produit peut irriter la peau, les yeux ou les voies respiratoires	Éviter le contact avec la peau et les yeux et l'inhalation desvapeurs
	Substance Toxique T Très Toxique T+	Provoque des lésions graves ou même la mort parinhalation, ingestion ou contact avec la peau	Éviter tout contact avec lecorps
	Substance explosive E	Dans des conditions données, présente undanger d'explosion déterminé	Éviter les chocs, la friction,les étincelles et le feu
	Substance Corrosive C	Le contact conduit à la destruction des tissus vivants et des matériaux	Éviter l'inhalation des vapeurset le contact avec la peau, les yeux et les vêtements
	Dangereux pour l'environnementN	Produits qui peuvent causer des dommages à lafaune, à la flore ou de provoquer une pollution deseaux.	Ne pas jeter dans l'évier (utiliser les bidons poubelles)
	Danger pour la santé	- Produits cancérogènes - Produits mutagènes - Produits toxiques pour lareproduction - Provoque des allergies respiratoires graves effets sur les poumons le foie, lesystème nerveux...	Éviter tout contact avec le corps humain, y compris l'inhalation des vapeurs (manipuler sous hotte et avec des gants).

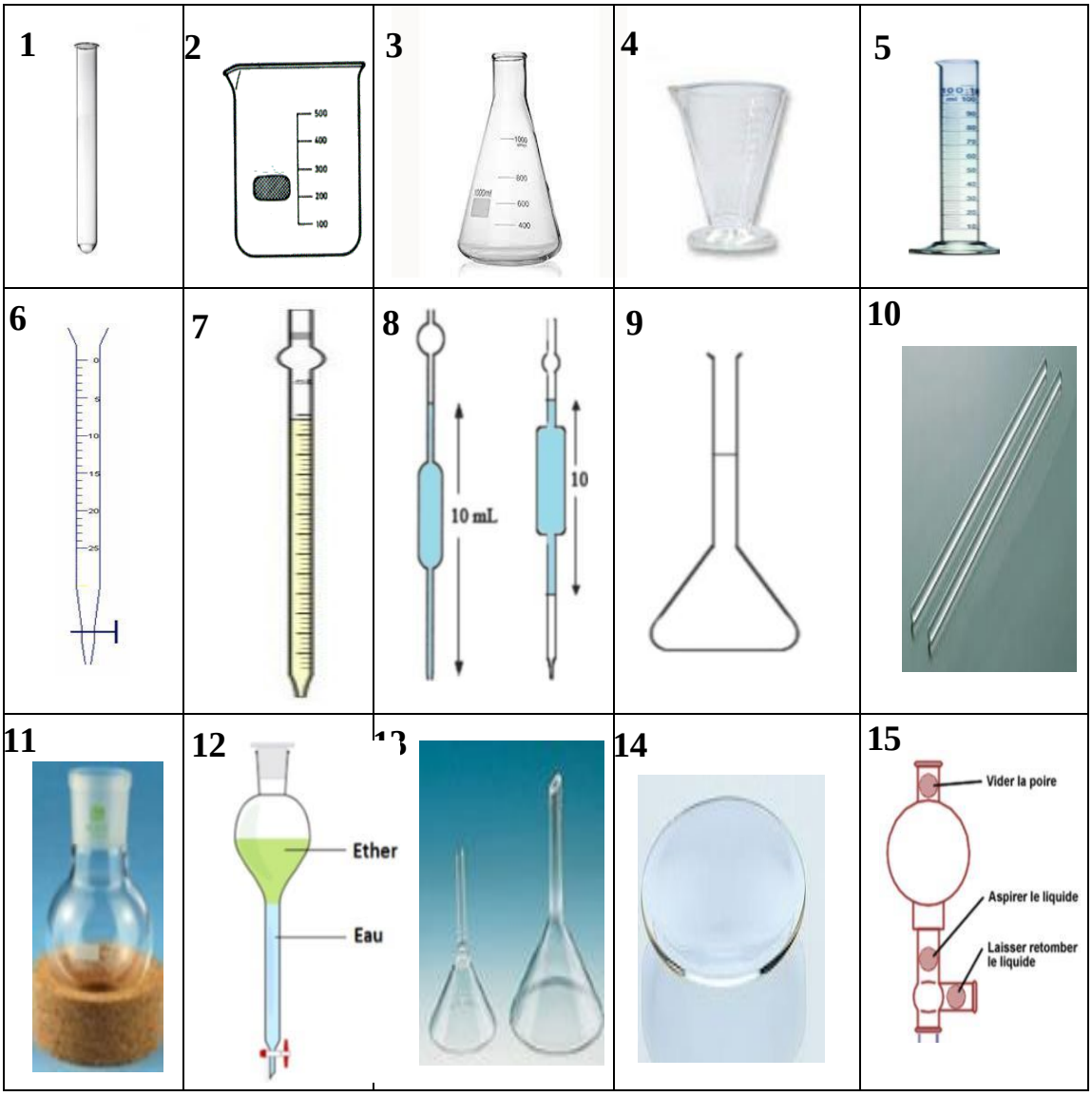
III.Verrerie de Laboratoire

- **Verrerie fine (graduée/jaugée)** : mesure précise des volumes

  → Exemples : pipette, fiole jaugée, éprouvette graduée.

- **Verrerie épaisse (non graduée) :** mesure approximative

  → Exemples : bécher, ballon, erlenmeyer.



16	**17**	**18**	**19**	**20**

1. Tube à essais ; 2. Bécher ; 3. Erlenmeyer ; 4. Verre à pied ; 5. Éprouvette graduée ; 6. Burette graduée ; 7. Pipette graduée; 8. Pipette jaugée ; 9. Fiole jaugée ; 10. Agitateur en verre ; 11. Ballon à fond rond ; 12. Ampoule à décanter ; 13. Entonnoir ; 14. Verre de montre (ou coupelle) ; 15. Lapro-pipette (poire aspirante) ; 16. Pissette; 17. Pince en bois ; 18. Chauffe ballon (électrique) ; 19. Agitateur magnétique ; 20. Spatule.

III. Bases de l'Analyse Quantitative

A. Erreurs et Calcul des Incertitudes

Les incertitudes expérimentales sont les différences observées lors de la répétition des manipulations.

Définitions :

- **Erreur absolue (Δa)** : imperfection de la mesure d'une grandeur *a*.

  → Notation : **a = a ± Δa,** possède la même unité que a. exemple : C= (0,10 ±0,01) g/l indique que la valeur réelle de la concentration varie de 0,09 à 0, 11 g/l.
- **Erreur relative (Δa / a)** : rapport de l'erreur absolue sur la grandeur *a* (sans unité). L'erreur relative de l'exemple précédent est :
  $(\frac{\Delta a}{a}) = (\frac{0,01}{0,1}) = 0,1 = 10\%$.

1. Incertitude sur les mesures directes :

a- <u>Mesure directe</u> : c'est la mesure lue directement sur le matériel de mesure (une masse, une température, une longueur…).

b- <u>Calcul d'erreur</u> : l'erreur commise lors d'une mesure directe est donnée par la relation suivante :

$\Delta x = \Delta_{inst} + \Delta_{manip}$ avec $\Delta_{manip} = |\Delta i|_{max}$ et x la mesure directe effectuée.

Δ_{manip} est l'erreur de manipulation pour n manipulations effectuées :

$\Delta i = |Xi - Xmoyen|$.

Δ_{inst} est l'erreur instrumentale : c'est l'erreur de lecture due à l'instrument de mesure. Elle est généralement estimée par le constructeur et indiquée sur l'instrument. Xmoyen = $\frac{\sum Xi}{n}$ où Xi la masure de l'essai i.Pour les instruments gradués, l'erreur absolue est indiquée soit directement (± ΔV), ou par le type de la classe d'exactitude

Remarque : l'incertitude pour les appareils avec un affichage numérique est soit indiquée sur l'appareil soit affichée. Dans ce dernier cas, elle porte sur le dernier chiffre affiché.

Application :

Les résultats du dosage d'une base par un acide sont :

Essai 1 : Vacide = 20,5 ml, Essai 2 : Vacide = 20,3 ml et enfin Essai 3 : Vacide = 20,6ml. Données : Δinst = 0,1 ml.

Calcul : ΔX = Δinst + Δmanip et Δ1 = X1-Xmoyen = 20,5 – 20,467 = 0,033ml.

De même $\Delta 2$ = -0,167ml et enfin $\Delta 3$ = 0,133ml. ΔV = 0,167 + 0,1 = 0,267ml on aura donc Vacide = (20,47 $\pm$0,27) ml.

2. Mesure indirecte : déduite des mesures directes par une relation mathématique.

Incertitudes sur les mesures indirectes :

a- Mesure indirecte : elle est déduite de la (ou les) mesures directes par une expression algébrique. Exemple : A = B +C avec, A une mesure indirecte, B et C des mesures directes.

Règles de propagation des erreurs :

- **Somme ou différence :**

  Si $A = B + C$ ou $A = B - C$

  $\Rightarrow$ **$\Delta A = \Delta B + \Delta C$**

- **Produit ou rapport :**

  Si $A = B \times C$

  $\Rightarrow$ **$(\Delta A / A) = (\Delta B / B) + (\Delta C / C)$**

  Si $A = B \div C$

  $\Rightarrow$ **$(\Delta A / A) = (\Delta B / B) + (\Delta C / C)$**

Présentation du résultat final :

L'erreur (Δa) doit comporter le **même nombre de décimales** que la valeur mesurée (a).

Remarque :

- L'erreur s'exprime avec le même nombre de décimales que le résultat.
- Arrondir au chiffre supérieur si le dernier chiffre est supérieur à 5.

B. Application

Une masse de 5,0035 g de NaCl est dissoute dans 100ml d'eau en utilisant une fiole jaugée. Calculer la concentration molaire C ainsi que l'incertitude. Données : incertitude absolue sur le volume de la fiole : ΔV = 0,1ml. Incertitude absolue sur la masse pesée : Δm = 0,0001g. Incertitude relative sur la masse molaire de NaCl : $\frac{\Delta M}{M}$ = 0,2% et enfin masse moléculaire de NaCl est égale à 58,5g/mole.

méthode de calcul :

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M.V} \text{ donc : } \frac{\Delta C}{C} = \frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta(M.V}{M.V} \Rightarrow \frac{\Delta C}{C} = \frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta M}{M} + \frac{\Delta V}{V}$$

Application numérique :

C = 0,8552991 Mole/l.

ΔC = 0,8552991(0,0001/5,0035 + 0,2/100 + 0,1/100) = 0,0025829913 mole/l.

Présentation du résultat : C = (0,8553 $\pm$ 0,0026) mole/l.

IV. Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un réactif dont la couleur dépend du **pH**.
Il signale la **fin d'un dosage** quand l'équivalence est atteinte.
Le changement de couleur résulte du passage de la forme **protonée (acide)** à la forme **déprotonée (basique)**.

Choix de l'indicateur :
Il doit être choisi pour que sa **zone de virage** corresponde au **pH du point d'équivalence**.
→ Exemple : pour un **acide faible** dosé par une **base forte**, utiliser la **phénolphtaléine** (zone 8,2 – 10,0).

Dosage d'une base par un acide fort : il faut choisir un indicateur coloré dont la zone de virage se situe vers 7.

Choix possible: Bleu de bromothymol (zone de virage 6 - 7,6)

Acide faible par une base forte : L'indicateur coloré doit avoir sa zone de virage à un pH supérieure à 7.

Choix possible: Phénolphtaléine (zone de virage 8,2 -10)

Base faible par un acide fort : L'indicateur coloré doit avoir sa zone de virage à un pH inférieur à 7.

Choix possible: Hélianthine (zone de virage 3,1 -4,4)

Ci dessous quelques indicateurs colorés utilisés dans un laboratoire de chimie:

Indicateurs Colorés	Zone de virage	Changement de couleur
Vert de malachite	0,1 - 2,0	jaune - vert
Jaune d'alizarine R	1,9 - 3,3	rouge - jaune
Bleu de bromophénol	3,0 - 4,6	jaune - bleu
Hélianthine	3,1 - 4,4	rouge - jaune
Rouge d'alizarine S	3,7 - 5,2	jaune - violet
Vert de bromocrésol	3,8 - 5,4	jaune - bleu
Rouge de méthyle	4,2 - 6,2	rouge - jaune
Bleu de résorcine	4,4 - 6,2	rouge - bleu
Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6	jaune - bleu
Rouge de crésol	7,2 - 8,8	jaune - rouge
Phénolphtaléine	8,2 - 10,0	incolore - rose
Rouge d'alizarine S	10,0 - 12,0	violet - jaune
Jaune d'alizarine R	10,1 - 12,1	jaune - violet
Vert de malachite	11,5 - 13,2	vert - incolore
Carmin d'indigo	11,6 - 14,0	bleu - jaune

V. Notions importantes et quelques définitions

1. Une solution

En chimie, une solution est un mélange liquide homogène des molécules d'un liquide (solvant) et d'un solide (soluté), d'un gaz, d'un autre liquide dans les proportions variables et sans qu'il y ait une réaction chimique.

Solution $\longrightarrow$ ***Soluté + Solvant.***

Pour que l'on puisse parler de solution, il faut que le liquide soit homogène, c'est-à-dire que le liquide doit être constitué d'une seule phase.

2. Un soluté

Toute substance qui peut être dissoute dans le solvant pour

une préparation de liquide résultant de la dissolution d'une ou plusieurs substances dans le liquide, il peut être ionique ou moléculaire.

3. Un solvant

Le solvant est une substance liquide qui dissout d'autre substances, qui est présent en plus grande quantité et qui se trouve dans le même état physique (phase) que la solution.

4. Différentes expressions de la concentration

Plusieurs facteurs sont mis en disposition pour définir la proportion de soluté dans la solution d'où la composition exacte d'une solution X ou la préparation d'une solution bien définie, ces facteurs sont appelés les concentrations.

La concentration est une grandeur qui rend compte de la composition d'une solution, c'est-à-dire dire de la proportion de soluté présent dans un solvant, elle peut être définie comme étant :

4.1. La concentration molaire (la molarité) :

C'est le nombre de mole de soluté par litre de solution ou c'est le nombre de moles de composé dissoutes par litre de solution. La concentration molaire **(C_M)** est exprimée en (mol. L^{-1}).

$$C_M = n \text{ (en mol)} / V \text{ (en L)} \qquad C_M = m/M.\,V$$

n : nombre de moles de soluté, m=masse de soluté (en g) , M= masse molaire du soluté (en g) ,V= volume de la solution (en L).

4.2. La concentration massique:

La concentration massique noté, **C_m** est appelée aussi **titre massique,** c'est la concentration pondérale exprimée en unité de masse par litre de solution généralement exprimée en g. L^{-1} ou Kg. m^{-3}.

$$C_m = m \text{ (g)} / V \text{ (L)}$$

m **:** masse du soluté en gramme (g)

V**:**Volume final de la solution en litre (L)

4.3. La molalité (m′) :

La molalité m′ correspond à la quantité n (nombre de mole) de soluté contenue dans 1000 grammes de solvant (V en Kg), elle s'exprime en mole par kilogramme (mol/kg).

$$m' = \frac{n\ soluté}{1(\mathrm{Kg})}$$

4.4.La concentration normale (la Normalité) (N):

C'est le nombre équivalent gramme de soluté ($éq_{gr}$) contenu dans un litre de solution. Elle est exprimée en $éq_{gr}.L^{-1}$. L'équivalent-gramme ($éq_{gr}$) est la quantité de soluté comprenant une mole des particules considérées (H+, OH-, e-… etc.).

Normalité $C_N = N = M / E.v =$ **($éq_{gr}$)/L**

Exemple: pour les acides : m: masse en g de l'acide

E : équivalent-gramme (en g) , V :volume en litres (L) de la solution

E=M /v

M : masse molaire de l'acide , v = valence

HCl : H^{+},Cl^{-} valence v=1, pour H_2SO_4 : 2 H^{+},SO_4^{-2} valence v=2

4.4. Le pourcentage en masse ou fraction massique :

C'est le rapport de la masse de composé X contenu dans un certain volume de solution divisée par la masse de ce volume de solution. Ce rapport est obligatoirement compris entre 0 et 1. On a pris l'habitude de l'exprimer en % pour manipuler des nombres compris entre 0 et 100 : par exemple une solution de X à 10% contient 10g de composé X pour 100g de solution. Le pourcentage en masse ne présente d'intérêt que lorsqu'on utilise des solutions très concentrées.

$$p\ (en\%) = m_X\ (en\ g) / m_{solution}\ (en\ g)$$

4.5.La fraction molaire

C'est le rapport de la quantité de matière de X (en mol) contenue dans un certain volume de solution divisée par la somme des quantités de matière de tous les

constituants présents dans ce volume de solution . Une fraction molaire est un nombre sans dimension. Si on note ni la quantité de matière du composé i et xi sa fraction molaire, cette dernière se calculera à partir de la relation ci-dessous.

$$X_i = ni\ (mol) / \sum n_i\ (mol)$$

La fraction molaire est peu utilisée pour exprimer les concentrations des solutés dans des solutions diluées ; en revanche, elle sert pour exprimer la composition des mélanges.

Exemple d'application: Dans cet exemple le solvant est l'eau :

Soit une solution aqueuse de nitrate de sodium **$NaNO_3$** de **Concentration molaire C=1,05 mol.L^{-1}**.

Déterminez sa concentration massique, son pourcentage en masse et la fraction molaire des ions constituant **NaNO3**.

(Le nitrate de sodium se dissocie totalement en ions nitrate et sodium dans l'eau)

Données :

Masses atomiques de : **Na=23,0 g** ; **N=14,0 g** ; **O=16,0 g**

Concentration massique :

Une mole de nitrate de sodium **$NaNO_3$** a une masse :

$M_{NaNO_3} = (M_{Na} + M_N + 3.M_O)$ soit :

$M_{NaNO_3} = 23{,}0 + 14{,}0 + 3.16{,}0 = 85{,}0\ g.mol^{-1}$

La solution de concentration molaire $C = 1{,}05\ mol\ L^{-1}$ contient donc une masse m de nitrate de sodium :

$m = n_{NaNO_3}\ .\ M_{NaNO_3} = 1{,}05\ .\ 85{,}0 = 89{,}2\ g$ de nitrate de sodium par litre.

La concentration massique $C_m = \frac{m}{V}$ de la solution est donc de 89,2 g.L^{-1}.

$M_{NaNO3}=(M_{Na}+M_N+3\ M_O)$ soit : **M_{NaNO3} = 23,0+14,0+3.16,0 = 85,0 g.mol^{-1}**

La solution de concentration molaire **C=1,05 mol L^{-1}** contient donc une masse m de nitrate de sodium : **m= n x M**

$m=n_{NaNO3}\ .\ M_{NaNO3}$=1,05 . 85,0=89,2 g de nitrate de sodium par litre.

La concentration massique **C_m=m/V** de la solution est donc de 89,2 g.L^{-1}.

Pourcentage en masse ou fraction massique : on sait que la masse de nitrates de sodium contenue dans un litre de solution est de 89,2 g. En revanche, on ignore la masse d'un litre de solution.Une approximation valable en solution diluée consiste à assimiler en première approximation un litre de solution et un litre de solvant et donc

de considérer qu'un litre de solution correspond, si le solvant est l'eau, à une masse de 1000 g. Dans le cas qui nous préoccupe la solution est relativement concentrée et la masse volumique de la solution sera vraisemblablement différente de 1,000 $kg.L^{-1}$. En effet, quand on mesure la masse volumique de la solution on trouve 1,025 $kg.L^{-1}$ soit 1025 g pour un litre de solution.

Le pourcentage en masse est donc :

$$p = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{masse d'un L de solution}}$$

$$p = \frac{m_{NaNO_3}}{m_{solution}} = \frac{89,2}{1025} = 0,0871 = 8,71\%$$

p=masse de soluté / masse d'un L de solution

p=m_{NaNO3} / m1litre solution =89,21025 = 0,0871=8,71%

<u>Fraction molaire</u> : la dissolution elle même s'accompagne d'une dissociation ionique totale : dans la solution n'existeront que trois espèces chimiques , le solvant **H_2O** et les deux ions **Na^+** et **NO_3^-** . On ne pourra parler que de la fraction molaire de chacun des ions ou de celle de l'eau mais pas de celle de l'espèce **$NaNO_3$** qui n'existe pas dans la solution.

Calculons les quantités de matière respectives de chacune de ces espèces :

Pour chacun des ions un litre de solution contient 1,05 mol ;

pour l'eau le calcul est plus délicat : on calcule tout d'abord la masse d'eau présente dans un litre en soustrayant à la masse d'un litre de solution (1025 g) la masse de ce qui n'est pas de l'eau soit 89,2 g . La masse d'eau dans un litre de solution est donc **1025−89,2=936 g** . Cela correspond à **936/18=52 mol** d'eau puisqu'une mole d'eau a une masse de 18 g.

La fraction molaire de chacun des ions vaut donc :

$$x_{NO_3^-} = x_{Na^+} = \frac{n_{NO_3^-}}{(n_{NO_3^-} + n_{Na^+} + n_{H_2O})} = \frac{1,05}{(1,05+1,05+52)} = 0,0194$$

VI. DOSAGES ACIDO BASIQUES

1. Introduction :

Les réactions acido-basiques sont le résultat du transfert d'un proton H^+ d'un

acide à une base. L'acide (donneur de proton) se transforme en sa base conjuguée, on désigne alors ces deux entités par « couples acide-base » (Acide/Base).

Le dosage acido-basique est utilisé afin de déterminer la concentration inconnue d'une solution composée d'un acide ou d'une base.

Un acide : composé chimique capable de libérer un ion ou un proton H^+ :

$$\mathbf{AH \xrightarrow{H_2O} A^- + H^+}$$

Une base : composé chimique capable de fixer un ion ou un proton H^+ :

$$\mathbf{B + H^+ \xrightarrow{H_2O} BH^+}$$

Le dosage acide-base est réalisé par la réaction de neutralisation selon :

$$\mathbf{acide + base \rightarrow sel + H_2O}$$

Au point d'équivalence, le nombre de moles H_3O^+ libérés par l'acide est égal au nombre de moles OH^- libérés par la base. Pour déterminer le point d'équivalence dans un titrage acide-base, deux méthodes sont employées principalement : l'emploi d'indicateurs colorés ou la mesure potentiométrique du pH lors du titrage. Pour ces travaux pratiques, nous utiliserons la méthode de l'indicateur coloré.

Les indicateurs sont des acides faibles organiques dont la forme protonée est d'une couleur différente de la forme non protonée. La relation suivante permet de calculer la concentration d'acide ou de base à déterminer.

$$\mathbf{N_a V_a = N_b V_b}$$

N_a : La normalité de l'acide
V_a : Le volume de l'acide
N_b : La normalité de la base
V_b : Le volume de la base

TP 1 : Préparation d'une solution de chlorure de sodium (NaCl)

1. Objectifs du TP

- Préparer une solution de NaCl par dissolution.

- Préparer une solution de NaCl par dilution.

- Utiliser correctement la verrerie de précision.

2. Données et rappels théoriques

Masse molaire du NaCl : M(NaCl) = 23+35,5=58,5 $g \cdot mol^{-1}$

2.1 Préparation par dissolution

On utilise la relation :

$m = C \times V \times M$

Exemple :

Préparer 100 mL d'une solution de NaCl à C = 0,50 $mol \cdot L^{-1}$.

Calcul :

$m = 0,50 \times 0,100 \times 58,5 = 2,93$ g

2.2 Préparation par dilution

On utilise la relation :

$C_1V_1 = C_2V_2$

Exemple :

Préparer 100 mL d'une solution fille de concentration $C_2 = 0,10$ $mol \cdot L^{-1}$

à partir d'une solution mère de concentration $C_1 = 0,5$ $mol \cdot L^{-1}$.

Calcul :

$V_1 = (0,10 \times 0,100) / 0,5 = 20$ mL

3. Matériel nécessaire

- Fiole jaugée 100 mL

- Pipette jaugée 10 mL

- Propipette

- Balance électronique

- Coupelle, spatule

- Bécher, entonnoir

- Eau distillée

4. Protocole A : Préparation par dissolution

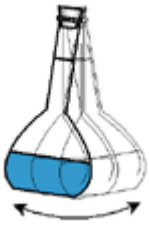
1. Peser précisément 2,93 g de NaCl dans une coupelle.

2. Transférer la poudre dans une fiole jaugée de 100 mL.

3. Ajouter un peu d'eau distillée et dissoudre entièrement le NaCl.

4. Compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée.

5. Boucher et homogénéiser la solution en retournant la fiole plusieurs fois.

A l'aide d'une balance, peser la quantité de matière de soluté nécessaire	**Transvaser le soluté dans une fiole jaugée de volume approprié**	**Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 3/4 de la fiole jugée**
 **Boucher et agiter de façon à dissoudre la totalité du soluté**	**Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge**	**Homogénéise la solution**

5. Protocole B : Préparation par dilution

1. Rincer la pipette jaugée d'abord à l'eau distillée puis avec la solution mère.

2. Prélever 20,0 mL de la solution mère (0,5 mol·L^{-1}).

3. Introduire le contenu de la pipette dans une fiole jaugée de 100 mL.

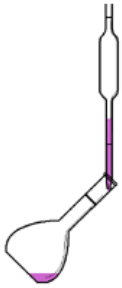
4. Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

5. Boucher et homogénéiser la solution.

6. Tableau récapitulatif

Partie A : 2,93 g de NaCl pour préparer 100 mL à 0,50 mol·L^{-1}

Partie B : 20 mL de la solution mère pour préparer 100 mL à 0,1 mol·L^{-1}

Prélever, à l'aide d'une pipette jaugée, la quantité de matière de la solution mère nécessaire	 **Transvaser ce prélèvement dans une fiole jaugée de volume approprié**	**Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 3/4 de la fiole jaugée**
Boucher et agiter pour favoriser la dilution	**Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge**	**Boucher et homogénéiser la solution**

6. Questions

a) Calculer le titre massique de la solution mère et de la solution fille.

b) Écrire la réaction de dissociation du chlorure de sodium NaCl dans l'eau.

c) Quelles sont les espèces chimiques présentes, en déduire leurs concentrations pour les deux solutions ?

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

1. But du TP :

Le but de ce TP est de déterminer la normalité d'une solution d'hydroxyde de sodium NaOH.

2. Mode opératoire :

- ✓ Introduire dans un erlenmeyer 10 ml de la solution de NaOH prélevée à l'aide d'une pipette.
- ✓ Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur coloré.
- ✓ Remplir la burette graduée avec la solution d'acide chlorhydrique HCl.
- ✓ Procéder au dosage de la solution de NaOH jusqu'au virage de l'indicateur coloré.

Attention : le changement de couleur se fait à la goutte près !

- ✓ Noter le volume d'HCl versé.
- ✓ Procéder à deux essais dans les mêmes conditions.

3. Compte rendu

1- Schéma annoté du montage utilisé pour le dosage de la solution de NaOH.

2- Écrire la réaction chimique du dosage acido-basique (NaOH par HCl).

3- Sachant que la normalité de la solution de HCl est N_A = 0,1N déterminer la normalité de la solution de NaOH, ainsi que sa molarité.

4- Calculer l'incertitude sur la normalité de la base, sachant que l'incertitude sur la normalité de l'acide égale à 2%.

5- Que peut on conclure sur le pH de la solution finale.

Nettoyer et ranger la verrerie et la palliasse

TP 3 : Dosage d'un acide faible par une base forte

1. But du TP

L'objectif de cette manipulation est de déterminer, par dosage, la concentration molaire en acide acétique CH_3COOH.

2. Mode opératoire :

- ✓ Introduire dans un erlenmeyer 10 ml de la solution d'acide acétique prélevée à l'aide d'une pipette.
- ✓ Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur coloré.
- ✓ Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium NaOH.
- ✓ Procéder au dosage de la solution d'acide acétique jusqu'au virage de l'indicateur coloré.

Attention : le changement de couleur se fait à la goutte près !

- ✓ Noter le volume de NaOH versé.
- ✓ Procéder à deux essais dans les mêmes conditions.

3. Compte rendu

1- Schéma annoté du montage utilisé pour le dosage de la solution d'acide acétique.

2- Écrire la réaction chimique du dosage acido-basique (CH_3COOH par NaOH).

3- Sachant que la normalité de la solution de NaOH est N_B = 0,1N, déterminer la normalité et la concentration massique en g/L de la solution d'acide acétique .

4- Calculer l'incertitude sur la normalité de l'acide, sachant que l'incertitude sur la normalité de la base égale à 2%.

5- Que peut on conclure sur le pH de la solution finale.

Nettoyer et ranger la verrerie et la palliasse

TP 4 : Dosage d'une base faible par un acide fort

1. But du TP :

Le but de ce TP est de déterminer la concentration molaire d'une solution d'hydroxyde d'ammonium NH_4OH.

2. Mode opératoire :

- ✓ Introduire dans un erlenmeyer 10 ml de la solution d'hydroxyde d'ammonium prélevée à l'aide d'une pipette.
- ✓ Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur coloré.
- ✓ Remplir la burette graduée avec la solution d'acide chlorhydrique HCl.
- ✓ Procéder au dosage de la solution d'acide acétique jusqu'au virage de l'indicateur coloré.

Attention : le changement de couleur se fait à la goutte près !

- ✓ Noter le volume de HCl versé.
- ✓ Procéder à deux essais dans les mêmes conditions.

3. Compte rendu

1- Schéma annoté du montage utilisé pour le dosage de la solution de NH_4OH.

2- Écrire la réaction chimique du dosage acido-basique (NH_4OH par HCl).

3- Sachant que la normalité de la solution de HCl est N_A = 0,1N déterminer la normalité et la concentration massique en g/L de la solution de NH_4OH.

4- Calculer l'incertitude sur la normalité de la base, sachant que l'incertitude sur la normalité de l'acide égale à 2%.

5- Que peut on conclure sur le pH de la solution finale.

Nettoyer et ranger la verrerie et la palliasse

TP 5 : Manganimétrie

Introduction

Une réaction d'oxydo-réduction (ou réaction rédox) est une transformation chimique impliquant un transfert d'électrons entre deux espèces. Les électrons ne circulent jamais librement : ils passent d'un donneur, appelé réducteur, vers un accepteur, appelé oxydant. Ainsi, toute réaction d'oxydo-réduction se décompose en deux demi-réactions : une oxydation (perte d'électrons) et une réduction (gain d'électrons).

Dans ce TP, nous nous intéressons à la manganimétrie, une méthode de titrage volumétrique des composés réducteurs à l'aide d'une solution oxydante de permanganate de potassium ($KMnO_4$), généralement en milieu acide.

I. Définitions générales

Les réactions d'oxydo-réduction représentent environ les trois quarts des réactions chimiques naturelles.

• Oxydant : espèce chimique ayant tendance à gagner des électrons, c'est-à-dire à se réduire.
• Réducteur : espèce chimique ayant tendance à perdre des électrons, donc à s'oxyder.

Au cours d'une réaction rédox, ces deux transformations se produisent simultanément : l'oxydation du réducteur (perte d'électrons) et la réduction de l'oxydant (gain d'électrons).
Chaque couple d'oxydant et de réducteur forme un couple rédox, noté : Oxydant / Réducteur.

Exemples de demi-équations :

Oxydation : Réducteur(1) ↔ Oxydant(1) + ne^-
Réduction : Oxydant(2) + ne^- ↔ Réducteur(2)
Équation globale : Oxydant(2) + Réducteur(1) → Oxydant(1) + Réducteur(2)

II. Principe de la manganimétrie

La manganimétrie consiste à titrer une solution réductrice de normalité inconnue ($H_2C_2O_4$) à l'aide d'une solution oxydante de permanganate de potassium($KMnO_4$) en milieu acide.

Lors de la réduction, le manganèse contenu dans l'ion permanganate (Mn^{7+}) est transformé en ion manganèse (Mn^{2+}) selon la réaction suivante :

$$MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Lors de l'oxydation , l'oxalate ($C_2O_4^{2-}$) contenu dans l'acide oxalique ($H_2C_2O_4$) est transformé en dioxyde de carbone (CO_2) selon la réaction :

$C_2O_4^{2-} \rightarrow CO_2 + 2e^-$

III. Partie expérimentale

1. Objectif du TP

Ce travail pratique a pour but d'étudier les réactions d'oxydo-réduction en solution aqueuse. La détermination du titre d'une solution d'acide oxalique ($H_2C_2O_4$) par titrage avec une solution de permanganate de potassium ($KMnO_4$) en milieu acide. Le titrage a été effectué deux fois afin d'obtenir des résultats plus précis.

2. Dosage direct de l'acide oxalique par le permanganate de potassium

Principe

On détermine le titre d'une solution d'acide oxalique ($H_2C_2O_4$) en la titrant par une solution de permanganate de potassium ($KMnO_4$) en milieu acide. La solution oxydante (MnO_4^-) est violette, tandis que la forme réduite (Mn^{2+}) est incolore, ce qui permet de repérer le point équivalent sans indicateur coloré.

Matériel et réactifs

- Pipette jaugée (10 mL)
- Burette graduée
- Bécher ou erlenmeyer
- Plaque chauffante
- Barreau magnétique
- Solutions de : $H_2C_2O_4$, H_2SO_4 (2 N), $KMnO_4$ (0,02 M), et eau distillée.

Procédure expérimentale

1. Rincer soigneusement tout le matériel avant utilisation.
2. Remplir la burette avec la solution de permanganate de potassium (C_M = 0,02 M).
3. Dans un bécher, introduire 10 mL de la solution d'acide oxalique à l'aide d'une pipette jaugée. Ajouter 50 mL d'eau distillée et 10 mL d'acide sulfurique (H_2SO_4). Placer un barreau magnétique dans le bécher et le positionner sous la burette.
4. Ajouter progressivement la solution titrante tout en agitant, puis chauffer entre 60 et 70 °C.
5. Noter le volume de $KMnO_4$ versé lorsque le point équivalent est atteint.
6. Répéter la manipulation deux fois pour plus de précision.

IV. Questions

1. Écrire les deux demi-équations et l'équation globale du dosage.
2. Identifier les couples rédox intervenant dans la réaction.
3. Calculer la molarité et la normalité de la solution d'acide oxalique ($H_2C_2O_4$).
4. Expliquer le rôle de l'acide sulfurique (H_2SO_4) dans la réaction.
5. Justifier la nécessité du chauffage.
6. Donner le schéma annoté du dosage de l'acide oxalique par le permanganate de potassium.

Nettoyer et ranger la verrerie et la palliasse