

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

People's Democratic Republic of Algeria

Higher School in Applied Sciences

*Tlemcen *



المدرسة العليا للعلوم التطبيقية

* تلمسان *

DÉPARTEMENT
DE FORMATION PREPARATOIRE



Fascicule Annuel de Travaux Pratiques de Chimie 1^{ère} Année Élèves Ingénieurs



Réalisé par :

Dr. Tewfik ALI-DAHMANE

Enseignant-chercheur ESSA-Tlemcen
Maitre de conférences en chimie

Dr. Samir BENYEKHEF

Enseignant-chercheur ESSA-Tlemcen
Maitre de conférences en chimie

Année universitaire 2022 - 2023

Avant propos

Ce manuel présente le programme de travaux pratiques de Chimie 01 et de Chimie 02 dispensé aux étudiants de première année à l'École Supérieure en Sciences Appliquées de Tlemcen-ESSAT.

Ce polycopié est divisé selon le plan :

- verrerie et règles de sécurité au laboratoire de chimie
- travaux pratiques de chimie 01 et 02
- corrigés des comptes rendus de chimie 01 et 02

Bien entendu, le corrigé du compte rendu est destiné seulement aux enseignants.

Nous espérons que ce manuel atteindra ses objectifs ; que le lecteur n'hésite pas à nous faire part de ces critiques et remarques. Nous l'en remercions d'avance.

Sommaire

SOMMAIRE

LISTE DES SYMBOLES

VERRERIE ET REGLES DE SECURITE AU LABORATOIRE DE CHIMIE	8
--	----------

TRAVAUX PRATIQUES CHIMIE 01

TRAVAIL PRATIQUE N° 01 PREPARATION DES SOLUTIONS PAR DISSOLUTION ET CALCUL D'INCERTITUDE	21
TRAVAIL PRATIQUE N° 02 PREPARATION DES SOLUTIONS PAR DILUTION ET CALCUL D'INCERTITUDE	26
TRAVAIL PRATIQUE N° 03 DOSAGE ACIDE-BASE PAR TITRAGE COLORIMETRIQUE	30
TRAVAIL PRATIQUE N° 04 DETERMINATION DU DEGRE D'ACIDITE D'UN VINAIGRE COMMERCIAL PAR TITRAGE COLORIMETRIQUE	35
TRAVAIL PRATIQUE N° 05 LA CLASSIFICATION PERIODIQUE UTILISATION DU LOGICIEL : PERIODIC TABLE EXPLORER	38
TRAVAIL PRATIQUE N° 06 ILLUSTRATION DE LA THEORIE V.S.E.P.R A L'AIDE DE MODELES MOLECULAIRES	40
TRAVAIL PRATIQUE N° 07 STRUCTURE MOLECULAIRE ET PROPRIETES DES CORPS COVALENTS	43
TRAVAIL PRATIQUE N° 08 EFFET PHOTOELECTRIQUE : DETERMINATION DE LA CONSTANTE DE PLANCK	48

TRAVAUX PRATIQUES CHIMIE 02

TRAVAIL PRATIQUE N° 01 CHANGEMENT DE PHASE D'UN CORPS PUR VAPORISATION ET SOLIDIFICATION DE L'EAU DISTILLEE	53
TRAVAIL PRATIQUE N° 02 DETERMINATION DE LA CHALEUR LATENTE DE FUSION DE LA GLACE	57
TRAVAIL PRATIQUE N° 03 DETERMINATION DE LA CHALEUR MASSIQUE D'UN SOLIDE	61
TRAVAIL PRATIQUE N° 04 DETERMINATION DE L'ENTHALPIE DE FORMATION DU SEL NH_4Cl	64
TRAVAIL PRATIQUE N° 05 EQUILIBRE CHIMIQUE : $\Delta H^\circ_{\text{DISS}}$ DE L'ACIDE BENZOIQUE	68
TRAVAIL PRATIQUE N° 06 DETERMINATION DE LA CHALEUR LATENTE DE VAPORISATION DE L'EAU	71
TRAVAIL PRATIQUE N° 07 DETERMINATION DE LA CHALEUR MASSIQUE D'UN LIQUIDE	73
REFERENCES	75

Liste des symboles

LISTE DES SYMBOLES

TP	: Travail Pratique
N	: Normalité (eq.g/L)
C	: Concentration molaire (mol/L ou M)
Z	: Nombre d'équivalent-gramme
n	: Nombre de moles (mol)
C_m	: Concentration massique (g/L)
T	: Titre massique (g/L)
F	: Facteur de dilution
ρ	: Masse Volumique (g/cm ³)
d	: densité
P (%)	: Pourcentage massique
M	: Masse molaire (g/mol)
$\Delta C/C$: Erreur relative sur la concentration molaire
ΔC	: Erreur absolue sur la concentration molaire
D°	: Degré d'acidité d'un vinaigre
V	: Volume (en L, mL ou cm ³)
L	: Litre
mL	: millilitre (10 ⁻³ L)
cm ³	: centimètre cube (1cm ³ = 1mL)
m	: masse (en g ou kg)
g	: gramme
kg	: kilogramme
μg	: microgramme (10 ⁻⁶ g)
mol	: mole
T	: Température (en °C, Celsius ou K, Kevin)
T _i	: Température initiale
T _f	: Température finale
ΔT	: Variation de la température (= T _f - T _i)
T _{eq}	: Température à l'équilibre
t	: Temps (en s, secondes ou min, minute)
Q	: Quantité de chaleur (en cal, calorie ou J, joule)
c _e	: capacité calorifique massique d'eau (= 1 cal/g.K ou 4,18 J/g.K)
C _{cal}	: Capacité calorifique du calorimètre (en cal/K ou J/K)
μ_e	: Valeur en eau du calorimètre (en g)
L _f	: Chaleur latente de fusion (J/kg) ou (cal/kg)
ΔH	: Variation d'enthalpie (en KJ/mol)
ΔS	: Variation d'entropie (en KJ/K)
ΔG	: Variation d'enthalpie libre (en KJ/mol)
R	: Constante de gaz parfaits

*Verrerie et règles
de sécurité au
laboratoire de chimie*

VERRERIE ET REGLES DE SECURITE AU LABORATOIRE DE CHIMIE

I. PRINCIPALES REGLES DE SECURITE

Le travail en laboratoire de chimie nécessite indispensablement le respect d'un certain nombre de règles afin d'assurer sa propre sécurité mais aussi celle des autres.

1. PROTECTION DU CORPS

- Port obligatoire d'une blouse en coton et la boutonner.
- Porter pantalon et chaussures fermées, éviter les chaussures trop ouvertes, les collants ou les mi-bas en nylon.
- Attacher les cheveux longs.

2. PROTECTION DES YEUX

- Port des lunettes de protection obligatoire pour toute manipulation.
- Les lunettes de vue doivent être munies de protections latérales ou surmontées de lunettes de protection.
- Le port des lentilles de contact est déconseillé.

3. PROTECTION DES MAINS

- Utiliser des gants lorsque c'est nécessaire (produits corrosifs : acides, bases, oxydants puissants...).
- Protéger les plaies éventuelles avec du sparadrap.
- Laver vos mains avant et après une manipulation ainsi qu'après le retrait des gants.

4. PROTECTION DES VOIES INTERNES

- Travailler sous la hotte si nécessaire : Manipuler tous les produits susceptibles de dégager des vapeurs nocives sous les points ventilés.
- Ne jamais pipeter à la bouche mais utiliser une poire à pipeter ou un pipeteur.

5. PROTECTION DE L'ENVIRONNEMENT

- Ne rien jeter à l'évier sauf si l'enseignant en donne l'autorisation ; sinon, utiliser les flacons de récupération : Les produits chimiques seront collectés dans des flacons de recyclage adéquats et correctement étiquetés.
- Neutraliser les solutions acido-basiques : Le pH des solutions acido-basiques sera rectifié entre 6-8 avant de les jeter.

6. QUELQUES REGLES GENERALES DE SECURITE

- Ne pas boire, ne pas manger, ne pas fumer dans le laboratoire.
- Ne garder sur la paillasse que l'indispensable (crayon, feuille), ranger le cartable sous la paillasse, ne rien laisser dans l'allée.
- Identifier les flacons et la verrerie disposés sur la paillasse
- Ne pas courir dans le laboratoire.
- Manipuler debout.
- Ne pas encombrer les passages, les abords immédiats des sorties ainsi que les accès aux moyens de sécurité.
- Manipuler les produits inflammables hors d'une flamme.
- Etiqueter convenablement tout récipient contenant des produits chimiques.
- Reboucher chaque flacon après son utilisation.
- Ne pas remettre dans le flacon le produit restant inutilisé sans avis de l'enseignant.
- Le port des bijoux est déconseillé.
- En fin de séance, vider tous les récipients, rincer et ranger la verrerie, remplir les burettes d'eau distillée, nettoyer et ranger la paillasse.

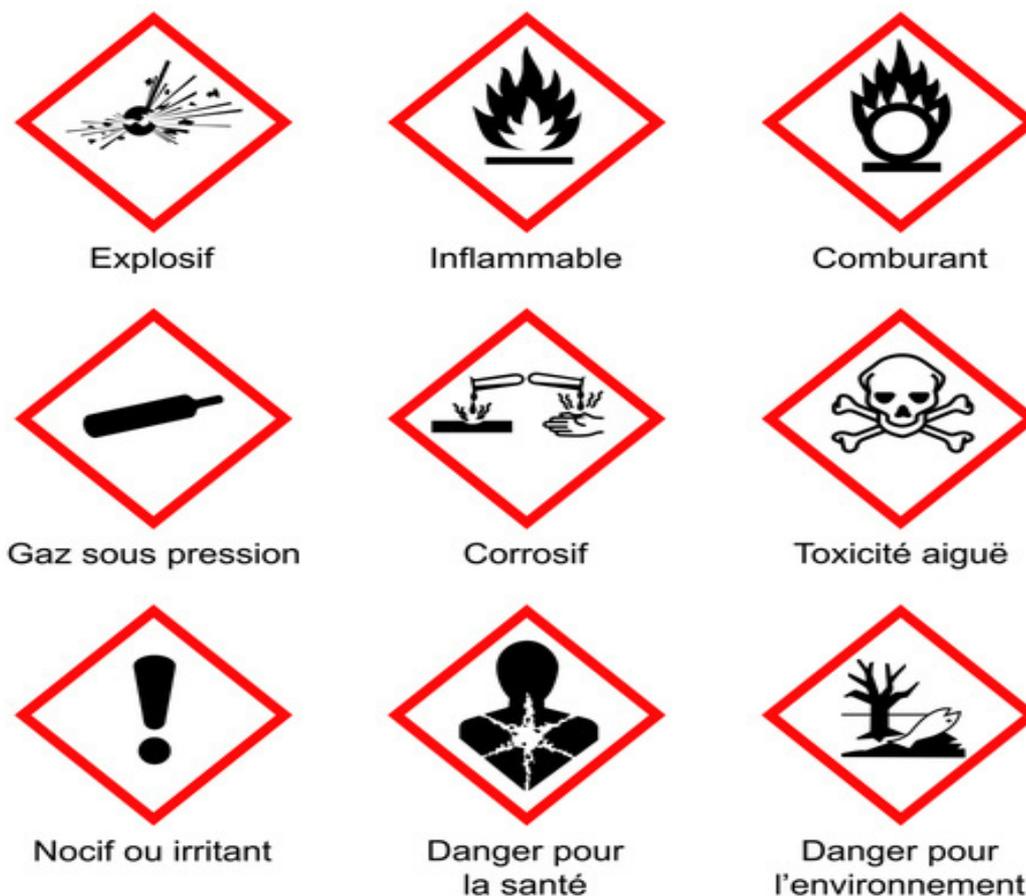


Figure 1. Les pictogrammes de danger (signalisation européenne)

La première information sur les dangers d'une substance chimique est fournie par l'**étiquette** sur laquelle doit apparaître au moins :

- le **nom du produit** ;
- des **pictogrammes de danger** ;
- des **mentions de dangers** (phrases H) ;
- des **conseils de prudence** (phrases P) ;
- une **mention d'avertissement**.

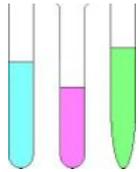
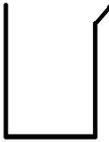
L'image suivante donne l'exemple d'une étiquette de toluène :



Figure 2. Reproduction de l'étiquette d'une bouteille de toluène.

II. LA VERRERIE DE LABORATOIRE

1. VERRERIE USUELLE

Nom	Photo	Symbole
Tube à essai		
<p>Le tube à essais est utilisé pour les réactions faisant intervenir de petites quantités de réactifs.</p> <p>Un tube à essais peut recevoir un bouchon et être chauffé à condition d'être en Pyrex.</p>		
Bécher		

Le bécher est utilisé pour :

- Stocker une solution (avant un prélèvement par exemple).
- Faire quelques réactions chimiques.
- Faire certains dosages (pH-métriques notamment).
- Bien que gradué, le bécher ne peut pas servir pour mesurer précisément un volume de liquide (graduations indicatives).
- Il peut être chauffé à condition d'être en Pyrex.

Erlenmeyer



L'erlenmeyer remplit à peu près les mêmes fonctions que le bécher à la différence que sa forme évite les projections. Il est donc préféré au bécher pour :

- Conserver provisoirement des produits chimiques volatils.
- Réaliser des réactions chimiques avec des composés volatils ou lorsque la réaction peut se révéler fortement exothermique.
- Faire certains dosages (volumétriques notamment). Bien que gradué, l'erlenmeyer ne peut pas servir pour mesurer précisément un volume de liquide (graduations indicatives).
- Un erlenmeyer peut recevoir un bouchon et être chauffé à condition d'être en Pyrex.

Verre à pied

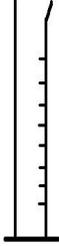


Le verre à pied n'a pas de fonction bien définie. Il peut être utilisé:

- Pour récupérer des liquides.
- Comme «poubelle» pour les eaux de rinçage d'une burette graduée, d'une pipette jaugée, d'une sonde pH-métrique ou conductimétrique.

- Parfois gradué, le verre à pied ne peut pas absolument servir pour mesurer un volume de liquide (graduations très indicatives).

2. VERRERIE DE MESURE

Nom	Photo	Symbole
Eprouvette graduée		
L'éprouvette graduée permet de mesurer le volume d'un liquide avec une précision moyenne (environ 0,5 mL). Il faut choisir une éprouvette dont le volume est le plus proche du volume à mesurer. La lecture d'un volume nécessite des précautions particulières.		
Burette graduée		
La burette permet de verser et de mesurer des volumes (cumulés) précis de solution. Elle est principalement utilisée dans les dosages volumétriques, pHmétriques et conductimétriques.		
Pipette graduée		
La pipette graduée permet de mesurer de petits volumes de liquide avec une précision moyenne. On l'utilise dans la préparation des solutions, avec une propipette (poire aspirante) ou un pipeteur, pour prélever la solution mère.		

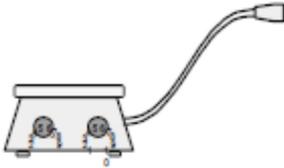
Pipette jaugée		
<p>La pipette jaugée permet de mesurer avec précision de petits volumes de liquides (celles couramment utilisées sont de 2,0 mL, 5,0 mL, 10,0 mL et 20,0 mL). Elle possède 1 trait ou 2 traits de jauge.</p> <p>On l'utilise dans la préparation des solutions, selon un protocole particulier, pour prélever la solution mère (avec une propipette ou un pipeteur).</p>		
Fiole jaugée		
<p>La fiole jaugée permet de mesurer un volume avec une bonne précision. Celles couramment utilisées sont de 50,0 mL, 100,0 mL et 200,0 mL, mais il en existe aussi de 500,0 mL et de 1000,0 mL. Elle est utilisée, selon un protocole particulier, pour la préparation de solutions de concentrations données :</p> <ul style="list-style-type: none">▪ Par dissolution.▪ Par dilution.		

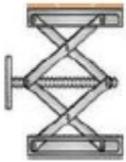
3. AUTRE VERRERIE

Nom	Photo	Symbole
Ballon à fond plat		
Ballon à fond rond		
<p>Le ballon est utilisé lorsqu'il est nécessaire de faire chauffer un milieu réactionnel pendant une certaine durée (le ballon est alors placé dans un chauffe ballon électrique). A noter:</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ Un ballon peut être «bicol» ou «tricol» de manière à être inséré dans des montages plus complexes. ▪ on peut faire tenir un ballon à fond rond sur un plan de travail à l'aide d'un support appelé «valet». ▪ Certains ballons sont «rodés», c'est-à-dire prévus pour s'emboîter sur une autre pièce de verrerie. 		
Fiole à vide		
<p>Principalement utilisée pour la filtration sous vide (associée alors à un entonnoir Büchner), la fiole à vide est un erlenmeyer en verre épais disposant d'une ouverture latérale. Elle est reliée par un tuyau épais à une trompe à eau chargée d'y créer un vide partiel.</p>		

Verre de montre (ou coupelle)		
<p>Un verre de montre sert à entreposer de petites quantités de solides à l'état divisé. Il est utilisé lors de la pesée de ces petites quantités. Il ne peut pas être chauffé.</p>		
Cristallisoir		
<p>Le cristallisoir est un récipient en verre épais qui permet de stocker une importante quantité d'eau. Il sert souvent de cuve à eau pour recueillir des gaz par déplacement.</p>		
Agitateur en verre		
<p>L'agitateur en verre est une simple baguette de verre utiliser pour agiter ou homogénéiser un mélange. On l'utilise aussi pour la filtration simple.</p>		
Entonnoir (avec filtre)		
<p>L'entonnoir permet de verser un liquide dans un flacon à col étroit en évitant les pertes. Il est aussi utilisé dans les montages de filtration.</p>		

4. MATÉRIELS

 <p>Support avec pince</p>	 <p>Balance électrique</p>	 <p>Thermomètre</p>	 <p>Plaque chauffante avec agitation</p>
--	--	---	--

 <p>Support élévateur</p>	 <p>Propipette</p>	 <p>Spatules</p>	 <p>Pissette</p>
 <p>Papier à filtre</p>	 <p>Bec bunsen</p>	 <p>Trépied</p>	   <p>Pilon Mortier Creuset</p>

III. LES COMPTES-RENDUS

En règle générale, un compte rendu de TP contient les points suivants :

1. TITRE ET BUT

Le titre et le but doivent figurer en tête du compte-rendu. Il s'agit de présenter le (ou les) problème(s) à résoudre. Il s'agit de définir clairement ce que l'on cherche. (Quel objectif est-il visé ?).

2. PRINCIPE

On expose dans ce paragraphe le principe de l'expérience sans détailler le protocole. Le principe retenu doit tester une conséquence prévisible de l'hypothèse. Il faut montrer la relation entre cette hypothèse et ce principe. Il s'agit donc du plan d'action mis en œuvre pour arriver au but du TP.

- Ne pas excéder quelques lignes.
- On présente le sujet que l'on traite, les mots importants s'y rapportant.
- On émet alors une (ou des) hypothèse(s) qui réponde(nt) au problème.

Exemple : dans le contrôle de qualité d'une huile d'olive, une séance de TP a pour but la détermination de l'acidité de l'huile. Le principe du TP sera un dosage acido-basique. Pour le même but, une autre séance de TP, peut avoir pour principe la pH-métrie.

3. MODE OPERATOIRE

Dans cette partie on décrit, étape par étape, le déroulement de notre expérience. (Exemple : peser une masse, la dissoudre,..., ajouter un catalyseur, agiter, ...etc). L'accompagner si nécessaire et quand cela est possible, d'un petit schéma.

4. RESULTATS EXPERIMENTAUX ET INTERPRETATION

Donner les observations, ce qui s'est produit, ce que vous avez vu ou mesuré. Les résultats peuvent être présentés de nombreuses manières, c'est à vous de trouver celle qui vous semblera la plus judicieuse (tableau, graphiques, dessins).

Forme : On observe que... .

L'interprétation est une explication des résultats trouvés, les résultats doivent être analysés et interprétés en relation à la théorie et au but du TP. (Il faut mettre en relation vos connaissances scientifiques et vos résultats afin de bien les expliquer).

Forme : On voit que...or on sait que...on en déduit que...

Soyez critique, l'expérience peut avoir raté... Il convient dans ce cas d'en rechercher les causes.

5. CALCULS

(Un exemple d'application numérique sera traité ultérieurement) et résultats avec leurs incertitudes.

6. CONCLUSION

La réponse au problème doit être clairement exposée et il faut indiquer si le but du TP est réellement atteint. Si les résultats ne viennent pas confirmer les hypothèses, rechercher si cette différence est due à une erreur de manipulation, de conception du protocole, ou du principe de l'expérience, elle résume les résultats obtenus.

- Le compte-rendu doit être clair et agréable à lire, faites apparaître le plan.
- Les résultats doivent être parfaitement mis en évidence au correcteur. Une personne qualifiée extérieure doit être en mesure de refaire la même manipulation à partir de vos données.

- Présentation soignée exigée.
- Calculatrice individuelle exigée.
- Stylo rouge interdit. Crayon conseillé.

TRAVAUX
PRATIQUES
CHIMIE 01

TP N° 01

PREPARATION DES SOLUTIONS PAR DISSOLUTION ET CALCUL D'INCERTITUDE

I. PARTIE THEORIQUE

1. DEFINITION D'UNE SOLUTION

Une solution est un mélange homogène constituée d'un composé majoritaire (solvant) et de solutés en faible quantité et en proportions variables qui peuvent être (gazeux, liquides ou solides). Lorsque le **solvant est l'eau**, on parle d'une **solution aqueuse**.

Les quantités de chacune des espèces chimiques présentes dans une solution sont caractérisées par leur **concentration** : il s'agit alors le plus souvent de la quantité de matière par unité de volume mais on utilise parfois d'autres définitions.

2. DIFFERENTES EXPRESSIONS DE LA CONCENTRATION

On appelle la concentration de la solution la quantité de soluté contenue dans l'unité de volume ou de masse de la solution. Soit un composé X présent dans une solution, on peut définir la composition de la solution en X en utilisant :

- **La concentration massique (Titre massique T [g.L⁻¹])** : c'est le nombre de gramme de soluté (m) par litre de solution.

$$C_{\text{massique}} = \frac{m}{V}$$

- **La concentration molaire (Molarité C [mol.L⁻¹])** : c'est le nombre de mole de soluté (n) par litre de solution.

$$C_{\text{molaire}} = \frac{n}{V}$$

Sachant que le nombre de mole : $n = \frac{m}{M}$; où m est la masse du soluté (g) et M est la masse molaire (g/mole).

Relation entre la concentration massique et la concentration molaire :

$$C_{\text{molaire}} = \frac{C_{\text{massique}}}{M}$$

3. MESURES ET INCERTITUDES

Une **mesure** est un processus consistant à obtenir expérimentalement une ou plusieurs valeurs que l'on peut raisonnablement attribuer à une grandeur. La valeur numérique associée à une opération de mesure n'a de sens que si elle est suivie de l'incertitude sur cette valeur.

Le résultat d'une mesure g est noté sous la forme :

$$g = (g_{\text{est}} \pm \sigma) \text{ (unité)}$$

Où g désigne la grandeur sur laquelle porte la mesure, g_{est} la valeur du mesurage (« **est** » pour « **estimée** ») et Δg est l'incertitude associée à la mesure. L'incertitude Δg_{est} peut être exprimée en valeur absolue dans la même unité que g_{est} .

- **Incertitude absolue, Incertitude relative**

L'incertitude absolue Δx est l'erreur maximale que l'on est susceptible de commettre dans l'évaluation de x . Elle s'exprime donc dans l'unité de la grandeur mesurée.

Exemple : $m = 3,5 \text{ g} \pm 0,2 \text{ g}$ ou $(3,5 \pm 0,2) \text{ g}$.

L'incertitude relative $\Delta x/x$ représente l'importance de l'erreur par rapport à la grandeur mesurée. C'est une valeur sans dimension et s'exprime en général en % ($100 \cdot \Delta x/x$). On dit que la mesure est d'autant plus précise que son incertitude relative est faible.

Exemple : une balance d'analyse de laboratoire permet de peser typiquement à $\pm 0,1 \text{ mg}$ près. Si la pesée est de 10 mg l'incertitude absolue est $\pm 0,1 \text{ mg}$. L'incertitude relative $(\frac{\Delta m}{m})$ est 1%.

- **Calcul d'incertitude**

Plusieurs grandeurs s'obtiennent par calculs à partir de mesures directes :

✓ Cas d'une somme ou d'une différence. Si $x = a + b$ ou $x = a - b$, alors $\Delta x = \Delta a + \Delta b$

✓ Cas d'un produit ou d'un quotient. Si $x = a \cdot b$ ou $x = \frac{a}{b}$, alors : $\frac{\Delta x}{x} = \frac{\Delta a}{a} + \frac{\Delta b}{b}$

✓ Cas d'une expression plus complexe. Si $x = \frac{a-b}{c}$, alors $\frac{\Delta x}{x} = \frac{\Delta a + \Delta b}{a-b} + \frac{\Delta c}{c}$

▪ Chiffres significatifs

Dans un nombre représentant le résultat d'une mesure, un chiffre est appelé significatif si l'instrument nous permet de le connaître avec une fiabilité suffisante.

Exemple : longueur de la feuille A4 :

$$L = 27,7 \text{ cm}$$



Chiffres que la règle graduée nous permet de connaître

Il serait incohérent d'écrire notre résultat :

$$L = 27,70 \text{ cm}$$



Chiffre que la règle graduée nous ne permet pas de connaître

Donc, les chiffres significatifs d'une grandeur comprennent tous les chiffres déterminés avec certitude ainsi que le premier chiffre sur lequel porte une incertitude.

Le nombre de chiffres avec lesquels est donné le résultat doit correspondre à la précision obtenue, l'incertitude portant sur le dernier chiffre. Un seul chiffre pour l'erreur absolue.

Exemple : Concentration : 0,10286 mol/L

Erreur absolue : ± 0,001 mol/L

On écrira C = (0,103 ± 0,001) mol/L

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. OBJECTIFS DU TP

- Utiliser la verrerie à bon escient.
- Utiliser la balance électronique.
- Savoir préparer une solution de concentration connue par dissolution.
- Calcul d'incertitude.

2. REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

- Eau distillée, chlorure de sodium NaCl (sel), hydroxyde de sodium NaOH (base).
- Verre de montre, fioles jaugées de 100mL, bécher, pipette, pissette, pro-pipette, balance et spatule.

3. MODE OPERATOIRE

- **Préparation de 100 mL d'une solution de NaCl (sel de table) de concentration C_1 (g/L)**

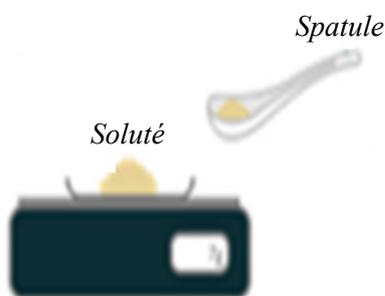
C'est aux enseignants de proposer pour chaque groupe les concentrations à préparer et de demander aux étudiants de faire les calculs nécessaires.

Dans une fiole jaugée de 100 mL remplie au préalable à 1/3 d'eau distillée, introduire la masse de NaCl nécessaire pour préparer la solution demandée. Agiter jusqu'à dissolution complète puis compléter jusqu'au trait de jauge, puis agiter pour homogénéiser la solution.

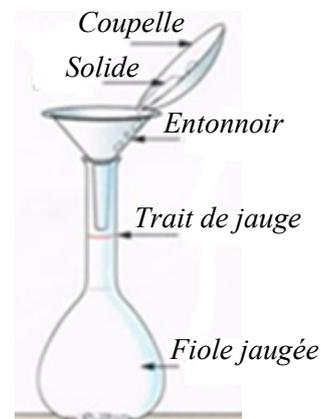
- **Préparation d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) 0,2 M**

Dans une fiole jaugée de 100 mL remplie au préalable à moitié d'eau distillée, introduire la masse de NaOH nécessaire pour préparer la solution demandée. Agiter jusqu'à dissolution complète puis compléter jusqu'au trait de jauge, puis agiter pour homogénéiser la solution :

1 : Peser le soluté



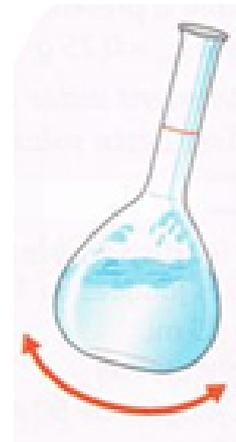
2 : Verser le soluté dans la fiole



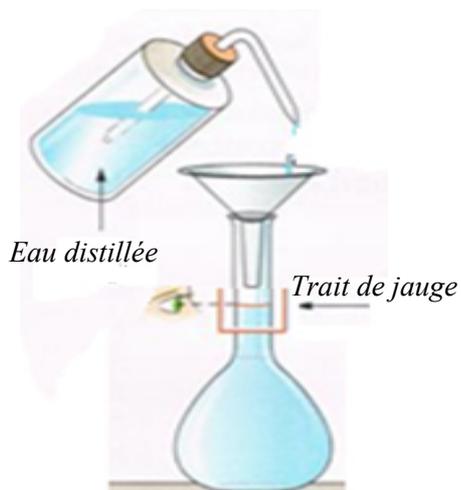
3 : On maintient la coupelle et l'entonnoir sur la fiole et on les rince avec l'eau distillée



4 : Dissolution par agitation



5 : On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge



6 : Homogénéisation par agitation

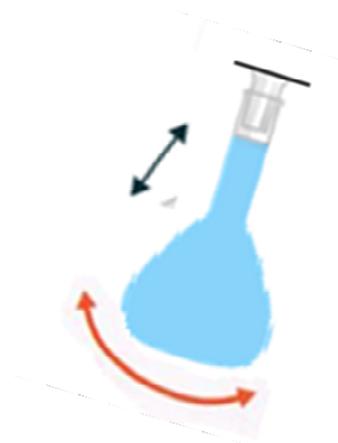


Figure 1. Mode opératoire pour préparer une solution aqueuse par dissolution

⊕ **Noter les valeurs des incertitudes indiquées sur les verreries utilisées en TP.**

TP N° 02

PREPARATION DES SOLUTIONS PAR DILUTION ET CALCUL D'INCERTITUDE

I. PARTIE THEORIQUE

1. On a exposé quelques expressions de concentration dans le TP précédent, au cours de ce TP on donne les autres expressions nécessaires pour les calculs des concentrations des solutions diluées.

- **La concentration normale (Normalité N [éq.g.L⁻¹])** : est le nombre d'équivalent gramme de soluté contenu dans un litre de solution (V).

$$N = \frac{N_{\text{éq.gr}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$N = Z * C$$

C : concentration molaire

✓ **L'équivalent-gramme** : est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H⁺, e⁻etc).

- **La molalité (mol/kg)** : est le nombre de mole de solutés dissoute dans 1 kg de solvant :

$$\text{Molalité} = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}}$$

- **Facteur de dilution (f)** : Lors de la dilution d'une solution concentrée (solution mère), la quantité de matière du soluté se conserve. On écrit :

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$$

$$C_{\text{mère}} \cdot V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \cdot V_{\text{fille}}$$

$$f = V_{\text{fille}} / V_{\text{mère}} = C_{\text{mère}} / C_{\text{fille}}$$

Le volume $V_{\text{mère}}$ prélevé doit être complété avec de l'eau jusqu'à trait de jauge de la fiole dans laquelle on prépare notre solution.

- **La masse volumique (ρ)** : est le rapport de la masse d'une substance par unité de volume :

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

- **La densité (d)** : La densité d'un corps est le rapport de sa masse volumique de la solution (ρ_{sol}) à la masse volumique du solvant (ρ_{sv}) :

$$d = \rho_{\text{sol}} / \rho_{\text{sv}}$$

C'est une grandeur sans dimension

- **Pourcentages massique :**

$$P(\%) = \frac{\text{masse (g) du soluté}}{\text{masse (g) de la solution}} \times 100$$

2. DILUTION D'UNE SOLUTION

Diluer une solution, c'est diminuer sa concentration, rendre ça concentration plus faible. Pour se faire, on rajoute une quantité de solvant à un volume précis de la solution initiale. (Dans les TP de cycle prépa, le solvant utilisé est souvent l'eau distillée).

Pour déterminer le volume ou la concentration initiale ou finale de solutions, on peut utiliser la relation suivante :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

- ✓ N_1 est la normalité (eq.g/L) de la solution mère (la solution initiale ; la solution de départ qu'on va la diluer).
- ✓ V_1 est le volume (en litre L) de la solution mère (initiale).
- ✓ N_2 est la normalité (eq.g/L) de la solution fille (la solution finale ; la solution diluée).
- ✓ V_2 est le volume (en litre L) de la solution fille (diluée).

En dilution, on peut utiliser directement les concentrations molaires :

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

3. PREPARATION D'UNE SOLUTION PAR DILUTION D'UNE SOLUTION COMMERCIALE TRES CONCENTREE

Préparer un volume V de solution d'un composé A à la concentration C par dilution d'une solution commerciale de A . Les indications apparaissant sur l'étiquette du bidon contenant la solution commerciale sont la **densité d** de la solution, et le **pourcentage en masse P** du produit A .

Le calcul du **volume V_0 de la solution commerciale** à introduire dans la fiole :

$$V_0 = \frac{C_{\text{finale}} \cdot V_{\text{finale}} \cdot 100 \cdot M_A}{P \cdot d \cdot \rho_{\text{eau}}}$$

- ✓ C_{finale} est en mol/L
- ✓ V_{finale} et V_0 en L
- ✓ La masse molaire de A M_A en g/mol et
- ✓ La masse volumique de l'eau pure $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/mL}$ (ou 1000 g/L).

Démontrer cette relation. (les enseignants vérifieront la préparation du TP au début de la séance, sachant que la préparation du TP et la participation sont notées).

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. OBJECTIFS DU TP

- Utiliser la verrerie à bon escient.
- Savoir préparer une solution de concentration connue **par dilution**.
- Calcul d'incertitude.

2. REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

- Eau distillée, chlorure de sodium NaCl (sel), acide chlorhydrique HCl (37%, $d = 1,18$).

- Fiole jaugée, pipette jaugée, bécher, erlenmayer, éprouvette, verre de montre.

3. PREPARATION D'UNE SOLUTION A PARTIR D'UN SOLUTE SOLIDE ET DILUTION

- Préparer 100 mL une solution de NaCl de concentration C_1 (3 g/L). (Voir le TP précédent)
- Préparer 100 mL une solution de concentration C_2 (0,6 g/L) à partir de la solution de NaCl de concentration C_1

A partir d'une solution NaCl de concentration 3 g/L prélever à l'aide d'une pipette le volume nécessaire pour la préparation d'une solution de NaCl à 0,6 g/L, verser le dans une fiole jaugée de 100 mL remplie au préalable à 1/3 d'eau distillée. Compléter avec de l'eau distillée à l'aide de la pissette jusqu'au trait de jauge, fermer la fiole puis agiter.

4. PREPARATION DE 100 mL D'UNE SOLUTION D'HCl A 0,3 N A PARTIR D'UNE SOLUTION DE HCl A (37%, $d=1,18$)

Dans une fiole jaugée de 100 mL remplie au préalable à 1/3 d'eau distillée, verser à l'aide d'une éprouvette, le volume de HCl concentré (37%, $d=1,18$) nécessaire pour la préparation d'une solution de HCl à 0,3N. Compléter avec de l'eau distillée à l'aide de la pissette jusqu'au trait de jauge, fermer la fiole jaugée puis agiter.

⊕ *Noter les valeurs des incertitudes indiquées sur les verreries utilisées en TP.*

TP N° 03

DOSAGE ACIDE-BASE PAR TITRAGE

COLORIMETRIQUE

I. PARTIE THEORIQUE

1. INTRODUCTION

En chimie analytique, le dosage est l'action qui consiste à déterminer la quantité d'une substance présente dans un mélange. Il Existe de nombreux domaines dans lesquels on cherche à connaître la concentration d'une espèce :

- Pollution : Dosage des métaux dans l'eau de mer par exemple.
- Contrôle qualité alimentaire : connaître le degré d'acidité d'un vinaigre, ou dosage colorimétrique de l'acide lactique dans un lait...etc.
- Santé : exemple : Détermination du pH des piscines.
- Pharmaceutique : Teneur en principe actif d'un médicament.
- Cosmétiques : colorants, adjuvant.

2. PRINCIPE DU TITRAGE COLORIMETRIQUE

Le titrage, ou titrimétrie, est un cas particulier du dosage, c'est une technique d'analyse quantitative qui permet de déterminer la quantité d'une substance nécessaire *pour effectuer complètement une réaction chimique donnée*.

Le titrage consiste à verser à partir d'une burette un volume précis d'une solution dont la concentration est connue (appelée réactif *titrant*) dans une solution contenant la substance à doser, de concentration inconnue (appelée réactif *titré*).

La substance contenue dans le titrant réagit de façon continue avec la substance à analyser (titré). Le point atteint quand on a ajouté suffisamment de titrant pour que la totalité de la substance à analyser réagisse est *appelé point d'équivalence*.

On identifie souvent le point d'équivalence à l'aide du *changement de couleur* d'un produit chimique appelé indicateur.

- Les différentes conditions pour un titrage réussi sont :

- ✓ Connaître la réaction exacte qui a lieu entre le titrant et la substance à analyser.
- ✓ Le point d'équivalence doit coïncider avec le point de virage de l'indicateur utilisé (celui où il change de couleur).
- ✓ Le volume de titrant requis pour atteindre le point d'équivalence doit être mesuré précisément.

▪ **La réaction de dosage par titrage choisie doit être :**

- ✓ **Totale** : pour faire disparaître totalement l'un des deux réactifs ;
- ✓ **Rapide** : pour que chaque goutte de réactif titrant en contact avec le titré disparaisse immédiatement ;
- ✓ **Unique** : donc non perturbée par des réactions parasites qui impliqueraient de nouveaux produits.

Un titrage acido-basique met en jeu une réaction acido-basique totale. L'équation de la réaction de titrage d'un acide HA (aq) en solution par une base B (aq) en solution, s'écrit :



L'équivalence, notée E, du titrage acido-basique d'une solution d'acide HA (aq) par une solution de base B (aq) est atteinte lorsqu'on a réalisé un mélange stœchiométrique des réactifs. Les nombres stœchiométriques étant, dans ce cas égaux, elle se traduit par la relation :

- ✓ $n_{\text{initial}}(\text{HA}) = n_{\text{Equivalence}}(\text{B})$ si la solution de base est dans la burette
- ✓ $n_{\text{initial}}(\text{B}) = n_{\text{Equivalence}}(\text{HA})$ si la solution d'acide est dans la burette.

$$\text{D'où : } N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_{B,E}$$

Le point de virage est déterminé par le changement de couleur de l'indicateur coloré. Pour qu'un indicateur coloré acido-basique permette de repérer avec précision l'équivalence d'un titrage, il suffit que sa zone de virage contienne la valeur du pH à l'équivalence.

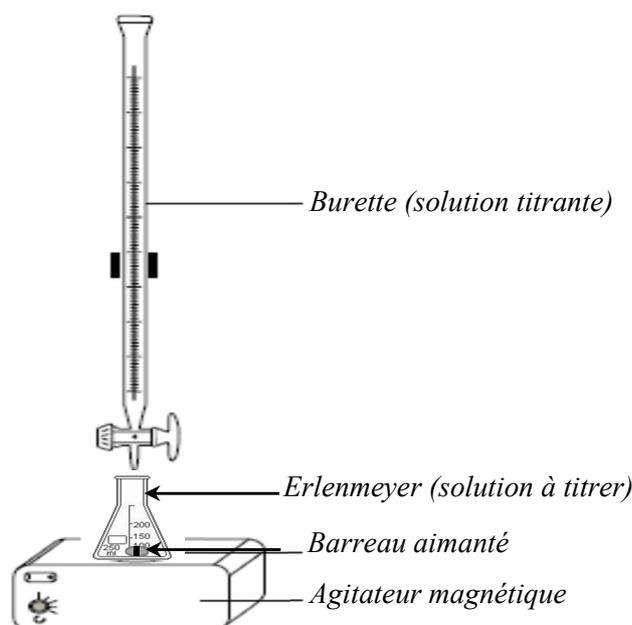


Figure 2. Dispositif de titrage.

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. OBJECTIFS DU TP

Se familiariser et savoir réaliser un dosage acido-basique simple.

2. REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

- Eau distillée, hydroxyde de sodium NaOH (base forte), acide chlorhydrique HCl (acide fort).
- Burette graduée, pipette jaugée, bécher, erlenmayer, éprouvette.

3. PREPARATION D'UNE BURETTE

- **Etape 1** : Rincer la burette à l'eau distillée en versant quelques millilitres d'eau distillée puis en vidant.
- **Etape 2** : Rincer ensuite la burette avec la solution. Pour ce faire : une fois la burette complètement vidée de l'eau distillée, ajouter quelques millilitres de solution (10 mL au maximum pour une burette de 25 mL) en veillant à ce que

celle-ci mouille uniformément la paroi de la burette sans former de gouttelettes. Vider la burette complètement et renouveler l'opération une seconde fois.

- **Etape 3** : Fermer le robinet et remplir la burette avec la solution jusqu'à environ 2 cm au-dessus du zéro. Avant d'ajuster le zéro, vérifier que la burette ne contient plus de bulle d'air, en particulier sous le robinet ; si c'est le cas, "chasser" la bulle.
- **Etape 4** : Ajuster le zéro.
- Pendant toutes ces opérations, on place un bécher "poubelle" sous la burette

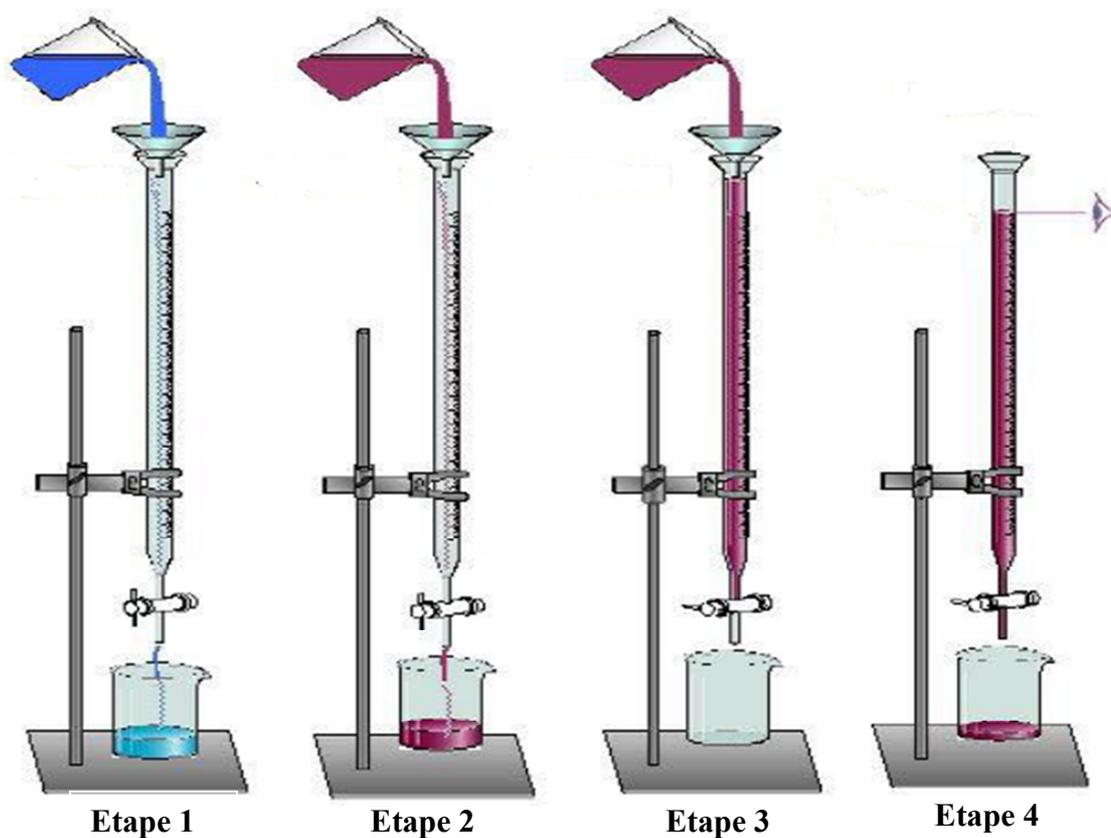


Figure 3. Les étapes pour la préparation de la burette.

4. MODE OPERATOIRE

- **Dosage d'une solution (HCl) (concentration inconnue) par (NaOH) 0,1N**

A l'aide d'une pipette, prélever 10 mL de la solution de HCl puis l'introduire dans un erlenmeyer. Ajouter 1 ou 2 gouttes d'indicateur coloré (Bleu de bromothymol) puis agiter le mélange. Rincer puis remplir la burette avec la solution de la soude (NaOH) 0,1N. Verser graduellement la solution de NaOH 0,1N tout en agitant la solution. Arrêter l'ajout de la base dès l'apparition d'une nouvelle couleur.

- ✓ **Réaliser un dosage rapide pour estimer le volume d'équivalence :**

V_{NaOH} (mL)	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Couleur										

$$\text{.....mL} < V_e < \text{.....mL}$$

- ✓ **Réaliser deux dosages précis :**

	1 ^{er} essai ($V_{e,1}$)	1 ^{er} essai ($V_{e,2}$)
V_{NaOH} (mL)		
Couleur		

Pour déterminer exactement le volume équivalent (V_e), il faut calculer la moyenne des deux valeurs.

$$V_e (\text{moy}) = \text{.....mL}$$

- ✓ **Ecrire l'équation de la réaction.**

⊕ *Noter les valeurs des incertitudes indiquées sur les verreries utilisées en TP.*

TP N° 04

DETERMINATION DU DEGRE D'ACIDITE D'UN VINAIGRE COMMERCIAL PAR TITRAGE COLORIMETRIQUE

I. PARTIE THEORIQUE

Le **vinaigre** est un «vin» rendu «aigre» par fermentation acétique et employé comme condiment et conservateur alimentaire, ce condiment n'est pas une boisson alcoolisée.

Le vinaigre est une solution aqueuse contenant essentiellement de l'**acide acétique (acide éthanoïque, CH₃COOH)** dissous, ainsi que de nombreux autres solutés en concentration beaucoup plus faible, la composition exacte dépendant du mode d'obtention (vinaigre de cidre, de vin rouge, de vin blanc, d'alcool).

Les concentrations commerciales sont exprimées en degrés D°. Le **degré d'acidité d'un vinaigre** correspond à la masse, en grammes, d'acide éthanoïque pur contenu dans 100 g de vinaigre, donc le degré d'acidité représente le pourcentage massique d'acide contenu dans la solution. Les vinaigres du commerce ont, en général, un degré d'acidité de l'ordre de 5° à 8°, cette valeur est généralement exprimée sur la bouteille avec un seul chiffre significatif, par exemple 7°, un vinaigre de 7° contient 7 g d'acide acétique pour 100 g de vinaigre.

$$D^{\circ} = [(C_A \times M_A) / \rho] \times 100\%$$

- ✓ D° : Le degré d'acidité du vinaigre.
- ✓ C_A : La concentration de l'acide acétique dans une solution du vinaigre.
- ✓ M_A : la masse molaire de l'acide acétique 60g/mol.
- ✓ ρ : la masse volumique du vinaigre (en g/L).

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. OBJECTIFS ET PRINCIPE DU TP

L'objectif de ce TP est de déterminer le degré d'acidité D° d'un vinaigre commercial, afin de vérifier la valeur figurant sur la bouteille. Pour cela, on dosera l'acide acétique (éthanoïque) contenu dans un volume connu de vinaigre à l'aide d'une solution de base forte de concentration connue : solution d'hydroxyde de sodium, en utilisant un indicateur coloré pour repérer la fin du dosage (le point d'équivalence).

Au cours de ce TP, vous aurez l'occasion de revoir les techniques usuelles de laboratoire :

- Réalisation d'une pesée à la balance technique,
- Préparation d'une solution par dilution,
- Réalisation d'un dosage volumétrique.

2. REACTIFS ET VERRERIES UTILISES

- Vinaigre commercial, hydroxyde de sodium NaOH (base forte), eau distillée.
- Burette graduée, pipette jaugée, bécher, erlenmayer, éprouvette.

3. MODE OPERATOIRE

- **Détermination de la masse volumique d'un vinaigre commercial**

- ✓ Mesurer à l'aide d'une éprouvette 25 mL du vinaigre.
- ✓ A l'aide d'une balance technique déterminer la masse de cet échantillon du vinaigre.
- ✓ En déduire la masse volumique ρ de ce vinaigre.
- ✓ En utilisant les erreurs dues au matériel (éprouvette et balance), écrire le résultat sous forme :

$$\rho = (\rho_{\text{exp}} \pm \Delta\rho)$$

- **Préparation de la solution diluée de vinaigre**

- ✓ Prélever précisément 10 mL de vinaigre commercial à l'aide d'une pipette (déjà rincée au vinaigre).
- ✓ Les placer dans une fiole jaugée de 100 mL préalablement rincée à l'eau distillée.
- ✓ Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

- ✓ Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser la solution.
 - **Dosage du vinaigre dilué par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) 0,1N**
- ✓ A l'aide d'une pipette, prélever 10 mL de la solution du vinaigre dilué puis l'introduire dans un erlenmeyer.
- ✓ Ajouter 1 ou 2 gouttes d'indicateur coloré (la phénolphtaléine) puis agiter le mélange.
- ✓ Rincer puis remplir la burette avec la solution de la soude (NaOH) 0,1N.
- ✓ Faire le dosage en versant graduellement la solution de NaOH 0,1N tout en agitant la solution. Arrêter l'ajout de la base dès l'apparition d'une nouvelle couleur.
- ✓ Réaliser un dosage rapide pour estimer le volume d'équivalence (ajouts successifs de 1 mL de base, pour situer le point d'équivalence dans un intervalle de 1 mL).
- ✓ Réaliser deux dosages précis (de 0,1mL max de différence).

4. PREPARATION DU TP

- Ecrire l'équation de la réaction chimique qui a eu lieu.
- Trouver l'expression littérale de l'incertitude relative sur le degré d'acidité du vinaigre.

⊕ *Noter les valeurs des incertitudes indiquées sur les verreries utilisées en TP.*

TP N° 05

LA CLASSIFICATION PERIODIQUE

UTILISATION DU LOGICIEL : PERIODIC TABLE EXPLORER

I. INTRODUCTION

Le tableau périodique des éléments représente tous les éléments chimiques, ordonnés par numéro atomique croissant et organisés en fonction de leur configuration électronique, laquelle sous-tend leurs propriétés chimiques. Il rassemble les principales informations sur un élément chimique.

C'est donc un outil très important pour le chimiste car il lui permet de prévoir le comportement d'un élément au cours d'une réaction.

II. OBJECTIF

Le but du TP est d'exploiter le logiciel « PT-Explorer » pour mieux visualiser la classification périodique et mettre en évidence la périodicité des propriétés physicochimiques des éléments.

III. PRESENTATION DU LOGICIEL

Le logiciel « PT-Explorer » est une base de données de chimie, fondée sur la classification périodique des éléments. L'un des principaux atouts de ce logiciel est son puissant outil de recherche de données sur un élément chimique (température de fusion, électronégativité, énergie d'ionisation, isotopes, date et auteur de la découverte, ...).

- **L'icône n°1 : *Periodic Table Display***

Cette application permet d'afficher le tableau périodique. Le numéro, la masse et le symbole atomiques de chaque élément. Chaque groupe du tableau est représenté par une couleur différente.

- **L'icône n°2 : *Data Window***

Grace à cette fenêtre on peut avoir des données comme :

- ✓ Les propriétés de base (volume atomique, rayon, masse, numéro, densité, électronégativité, symbole,...)
- ✓ L'abondance des éléments (dans la croûte terrestre, dans le soleil, le corps humain,...)
- ✓ Découverte des éléments (date, endroit, auteur,...)
- ✓ Propriétés thermiques...

- **L'icône n°3 : *Graphs***

Il suffit de cliquer sur "*select property*" et choisir la propriété dont on veut tracer le graphe, soit pour tous les éléments chimiques soit en sélectionnant une famille d'éléments.

- **L'icône n°4 : *Country***

En cliquant sur un pays, on peut connaître sa production et ses réserves. Par exemple l'Algérie est riche en hélium, calcium, fer, cuivre, ...

- **L'icône n°5 : *Searching***

On peut effectuer diverses recherches sur les éléments du tableau périodique.

- **L'icône n°6 : *Atomic Structure***

Il suffit de sélectionner un élément pour avoir une représentation visuelle de sa structure électronique. On peut voir aussi la composition du noyau (nombre de protons et de neutrons). L'animation est obtenue en cliquant sur la surface noire.

- **L'icône n°7 : *Atomic Radius Comparison***

Cette application nous permet de comparer les rayons (atomiques, de Bohr, covalents, de Van Der Waals, ...) relatifs aux différents éléments. Les rayons sont mesurés en pm.

- **L'icône n°8 : *Electron Configuration***

Cette fenêtre montre comment les électrons sont-ils répartis dans un atome, on peut voir aussi le nombre d'électrons dans chaque couche, les orbitales atomiques, les nombres quantiques de chaque électron, ...

- **L'icône n°10 : *Media Window***

Cette fenêtre donne l'image de chaque élément chimique.

TP N° 06

ILLUSTRATION DE LA THEORIE V.S.E.P.R A L'AIDE DE MODELES MOLECULAIRES

I. INTRODUCTION

L'utilité et l'importance des structures de Lewis deviennent évidentes, si l'on sait qu'elles sont à la base de la prévision de la géométrie des molécules et des polyatomiques. Comme les propriétés physico-chimiques sont tributaires de celles-ci, on ne peut sous-estimer ce sujet.

La théorie V.S.E.P.R. (sigle de l'anglais : **V**alence **S**hell **E**lectron **P**airs **R**epulsion) élaborée par le chimiste canadien Ronald J. Gillespie, s'avère une méthode fiable de prévision de la forme des molécules et des polyatomiques covalents. Elle repose sur l'idée que les doublets liants ou libres entourant un atome ont une tendance naturelle à se repousser mutuellement et chercher à se situer le plus loin possible les uns des autres. Les positions occupées par ces doublets définissent ainsi des angles que feront les liaisons entre elles.

La théorie fonctionne très bien avec les composés formés d'éléments représentatifs. Elle est cependant moins bien adaptée aux composés des métaux de transition et, de ce fait, n'est pratiquement jamais utilisée pour cette catégorie de substances.

II. OBJECTIF

Le but du TP est de comprendre la façon dont les atomes se disposent au sein d'une molécule. Il s'agit d'utiliser des modèles moléculaires construits de boules et tiges.

III. EXPLOITATION

On considère alors quelques espèces chimiques :

- Construire les molécules proposées :
- Chaque atome est représenté par une sphère (une boule).
- Chaque atome est caractérisé par une couleur : Hydrogène (couleur Blanche),

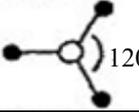
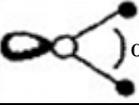
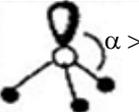
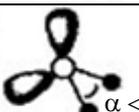
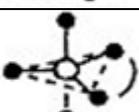
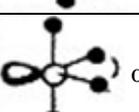
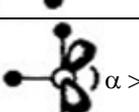
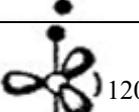
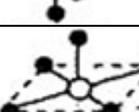
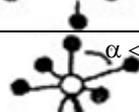
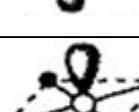
- Carbone (noir), Oxygène (rouge), Azote (bleu), Chlore (vert) et Soufre (jaune).
 - Les sphères sont liées les unes aux autres par des tiges représentant les doublets de liaisons (les doublets liants) ou les liaisons covalentes.
 - La longueur des tiges est proportionnelle à la distance entre les noyaux des atomes liés entre eux.
 - La taille de la boule est liée à la grosseur de l'atome correspondant.
- ✓ Donner la configuration électronique de l'atome central.
- ✓ Donner la représentation de Lewis en vérifiant la règle de l'octet.
- ✓ Donner la formule, l'arrangement des doublets électroniques et la géométrie, selon la théorie VSEPR (règles de Gillespie).

IV. LES MOLECULES A TRAITER

BeH_2 , AlCl_3 , BF_3 , SO_2 , CH_4 , NH_3 , SiCl_4 , H_3O^+ , PCl_5 , SF_4 , ICl_2^- , SF_6 , XeF_4

Tableau 1. Géométrie de quelques ions et molécules (théorie de Gillespie)

○ ≈ atome central ∞ ≈ doublet non liant — ≈ liaison simple ou multiple

Type de molécule	Nombre total de doublets	Nombre de liaisons	Figure de répulsion	Géométrie de la molécule	Forme de la molécule	Exemples
AX_2E_0	2	2	droite		linéaire	BeH ₂ , CO ₂
AX_3E_0	3	3	triangle		triangulaire	BF ₃ , AlCl ₃ , SO ₃ , NO ₃ ⁻
AX_2E_1		2			en V	SnCl ₂ , SO ₂ , NOCl, O ₃
AX_4E_0	4	4	tétraèdre		tétraédrique	CH ₄ , NH ₄ ⁺ , POCl ₃ , SO ₄ ²⁻
AX_3E_1		3			pyramide trigonale	NH ₃ , PH ₃ , SOBr ₂ , H ₃ O ⁺
AX_2E_2		2			en V	NH ₂ ⁻ , H ₂ O, ClO ₂ ⁻
AX_5E_0	5	5	bipyramide trigonale		bipyramide trigonale	PCl ₅ , SOF ₄
AX_4E_1		4			tétraédrique irrégulière	SF ₄ , TeCl ₄ , IOF ₃
AX_3E_2		3			en T	ClF ₃ , ICl ₃
AX_2E_3		2			linéaire	XeF ₂ , ICl ₂ ⁻ , I ₃ ⁻
AX_6E_0	6	6	octaèdre		octaèdre	SF ₆ , Fe(CN) ₆ ⁴⁻
AX_5E_1		5			pyramidale	TeF ₅ ⁻ , XeF ₄ O, BrF ₅
AX_4E_2		4			plan carré	XeF ₄ , ICl ₄ ⁻

TP N° 07

STRUCTURE MOLECULAIRE ET PROPRIETES DES CORPS COVALENTS

I. PARTIE THEORIQUE

1. INTRODUCTION

On appelle dipôle, le système formé de deux charges égales mais de signe opposé séparées par une distance d . Un dipôle est caractérisé par son moment dipolaire électrique μ qui s'exprime en Coulomb.mètre (C.m). Cette grandeur s'exprime aussi souvent en Debye : (1 Debye = $0,33 \cdot 10^{-29}$ C.m).

2. MOMENT DIPOLAIRE

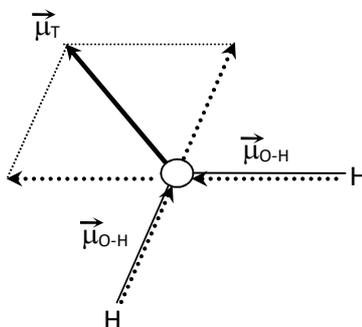
Le moment dipolaire est une grandeur qui se mesure expérimentalement. L'existence d'un moment dipolaire dans une molécule a son origine dans la différence d'électronégativité entre atomes. La densité électronique est plus élevée au voisinage de l'atome le plus électronégatif. Ceci entraîne une dissymétrie dans la répartition des électrons de liaison. On dit que la molécule est polaire.

Le moment dipolaire total d'une molécule peut être calculé, il est égal à la somme vectorielle de moments de liaisons.

▪ MOLECULE H₂O

La molécule d'eau est polaire. L'eau est constituée de molécules H₂O dont la charge globale est nulle. La polarité des molécules est une des conséquences des liaisons chimiques. La molécule H₂O est constituée de deux liaisons O-H. La différence d'électronégativité entre l'atome H (moins électronégatif) et l'atome O (plus électronégatif) fait que les électrons de la liaison O-H soient plus attirés par l'atome d'oxygène d'où l'apparition d'un dipôle. Pour chaque dipôle, on définit un moment dipolaire.

Cette molécule possède un moment dipolaire non nul. On a un moment dipolaire de 1,84 Debyes. Cette valeur représente la somme des moments des deux liaisons O-H. L'angle HOH est de 105° . On peut représenter le moment dipolaire de la molécule d'eau selon le schéma suivant :



3. OBJECTIFS

Les corps covalents sont des corps dont les molécules sont formées d'atomes liés entre eux par des liaisons covalentes :

- Normales (ΔE (différence d'électronégativité entre atomes formant une liaison) $< 0,5$).
- Polarisées (et semi-polaires éventuellement) ($0,5 \leq \Delta E \leq 1,9$).

Le but de ce travail pratique sera de rechercher quelques propriétés de ces corps.

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. ETUDE DE LA SOLUBILITE DES CORPS COVALENTS

- **Matériel et produits**

Iode (I_2) solide, ether diéthylique ($CH_3CH_2OCH_2CH_3$), eau distillée (H_2O), tétrachlorure de carbone (CCl_4), tubes à essais.

- **Expérience et observations**

- ✓ Dans un tube à essais, verser successivement 1/3 cyclohexane (C_6H_{12}), 1/3 d'eau et 1/3 d'acétate d'éthyle ($CH_3COOC_2H_5$).

- ✓ Localiser (sur un schéma) chacun de ces corps et justifier ci-dessous :

<i>Schéma du tube avec ses liquides</i>	<i>Justification et/ou Commentaires</i>

- ✓ Sans secouer le tube, laisser tomber dedans quelques paillettes d'iode.

- ✓ Observer après une minute et noter vos observations ci-dessous :

<i>Schéma du tube non-secoué avec ses liquides et l'iode</i>	<i>Justification et/ou Commentaires</i>

- ✓ Boucher le tube à essai et le retourner plusieurs fois pour bien mélanger et noter les changements éventuels et expliquez-les !

<i>Schéma du tube secoué avec ses liquides et l'iode</i>	<i>Commentaires et explications</i>

- **Relation entre la propriété solubilité et la structure moléculaire**

Il existe donc deux grands types de corps covalents : les corps covalents polaires et les corps covalents non-polaires ou apolaires.

A quel type de corps l'éther, l'eau et le tétrachlorure de carbone appartiennent-ils au vu des résultats de cette expérience ?

2. CHARGES ELECTRIQUES ET POLARITE DES CORPS COVALENTS.

- **Matériel et Produits**

Règle en matière plastique, baguette en verre ou tube à essai, morceaux de laine, 2 burettes remplies d'eau distillée et de tétrachlorure de carbone.

- **Manipulation**

- ✓ Frotter énergiquement l'extrémité de la règle en plastique sur un morceau de laine.
- ✓ Approcher cette extrémité (sans toucher !) d'un fin jet d'eau distillée s'écoulant d'une burette et observer.
- ✓ Refaire la même expérience avec le tube à essai (bien nettoyé extérieurement et bien dégraissé au préalable) et observer.
- ✓ Refaire ces deux expériences (la règle en plastique et le tube à essai) mais en remplaçant la burette d'eau distillée par une burette remplie de tétrachlorure de carbone.
- ✓ Résumer les observations faites dans le tableau suivant :

	<i>Eau</i>	<i>Cyclohexane</i>
<i>Règle en plastique</i>		
<i>Tube de verre</i>		

3. CONDUCTIVITE ELECTRIQUE ET IONISATION

- **Matériel et produits**

Conductimètre, tubes à essais, béchers de 50 mL, éprouvettes, éther diéthylique, eau distillée, tétrachlorure de carbone, acide acétique concentré, cyclohexane.

- ✓ *Conductivité des liquides purs*

Dans une éprouvette, placer 20 mL de chacun des liquides purs repris dans le tableau ci-dessous et noter s'il y a passage de courant après y avoir plongé la cellule conductimétrique préalablement bien rincée et essuyée.

<i>Liquide pur</i>	<i>Eau distillée</i>	<i>Eau de robinet</i>	<i>Acétate d'éthyle</i>	<i>Cyclohexane</i>	<i>Acide acétique</i>
<i>Conducteur ? (oui / non)</i>					

- ✓ *Conductivité des solutions.*

Réaliser les deux solutions suivantes :

- 5 mL d'acide acétique et 15 mL d'eau.

- 5 mL d'acide acétique et 15 mL de cyclohexane.
- Mesurer la conductivité de chacune de ces deux solutions (faire attention en observant !)

<i>Solution</i>	<i>Acide acétique et eau</i>	<i>Acide acétique et cyclohexane</i>
<i>Conductrice ? (oui/non)</i>		

- Les composés covalents conduisent-ils le courant :
 - *A l'état de liquide pur ?*
 - *En solution ?*

TP N° 08

EFFET PHOTOELECTRIQUE : DETERMINATION DE LA CONSTANTE DE PLANCK

I. PARTIE THEORIQUE

L'effet photoélectrique ou la photoémission désigne l'émission d'électrons par un matériau soumis à l'action de la lumière.

Pour extraire un électron d'un matériau, il faut produire un certain travail W en surface. L'effort de ce travail dépend du matériau et de la position des électrons. Il est minimal pour les électrons de surface et supérieure pour la plupart des électrons internes. L'énergie pour effectuer ce travail est dégagée par le rayonnement. Selon Einstein, le caractère irrégulier du rayonnement signifie que l'interaction entre le rayonnement et les électrons ne se fait pas de manière continue. Cela signifie que chaque électron individuel peut absorber l'énergie d'un seul photon. La fréquence seuil ν_0 , qui caractérise chaque matériau, représente la fréquence minimale à laquelle un photon incident a suffisamment d'énergie pour effectuer le travail W . Cela signifie :

$$h \cdot \nu_0 = W_{\min} \quad (1)$$

Selon Einstein, l'énergie cinétique est maximale pour les électrons dont le travail W est minimal et inversement. Il en résulte pour le bilan énergétique de chaque interaction individuelle :

$$E_{\max} = \frac{h \cdot c}{\lambda} - W_{\min} \quad (2)$$

$$E_{\max} = h \cdot \nu - W_{\min} \quad (3)$$

Où h est la constante de Planck, c est la vitesse de la lumière, λ est la longueur d'onde du photon incident et W est le travail de sortie de la surface métallique.

Où $\nu > \nu_0$.

Donc l'énergie cinétique maximale d'un électron est égale à la différence entre l'énergie fournie par le photon et le travail correspondant nécessaire pour éjecter l'électron. La fréquence de seuil ν_0 , où ν est la fréquence de rayonnement et h est la constante de Planck avec des unités d'énergie x temps.

En revanche, avec $E_{\max} = e \cdot \Delta V_a$, l'expression peut se réécrire sous la forme :

$$e \cdot \Delta V_a = h\nu - h\nu_0$$

Ou

$$e \cdot \Delta V_a = h \cdot (\nu - \nu_0) \quad (4)$$

e = charge d'un électron, $e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ V}$;

Cela explique pourquoi le potentiel ΔV_a ne change qu'avec la fréquence de rayonnement et ne change pas avec l'intensité du rayonnement. Une intensité de rayonnement plus élevée produit plus de photons et donc plus émis électrons, mais ne peuvent pas modifier leur énergie cinétique maximale.

Nous pouvons utiliser l'équation (4) pour déterminer la constante de Planck.

En utilisant l'expression (4) pour deux rayonnements différents de fréquences différentes A et B on obtient :

$$e \cdot \Delta V_a = h \cdot (\nu_A - \nu_0) \quad (5)$$

$$e \cdot \Delta V_a = h \cdot (\nu_B - \nu_0) \quad (6)$$

Si nous calculons la différence entre les deux équations (5) et (6), alors nous obtenons :

$$h \cdot (\nu_A - \nu_B) = e \cdot (\Delta V_{aA} - \Delta V_{aB})$$

Il en résulte :

$$h = \frac{e \cdot (\Delta V_{aA} - \Delta V_{aB})}{(\nu_A - \nu_B)} \quad (7)$$

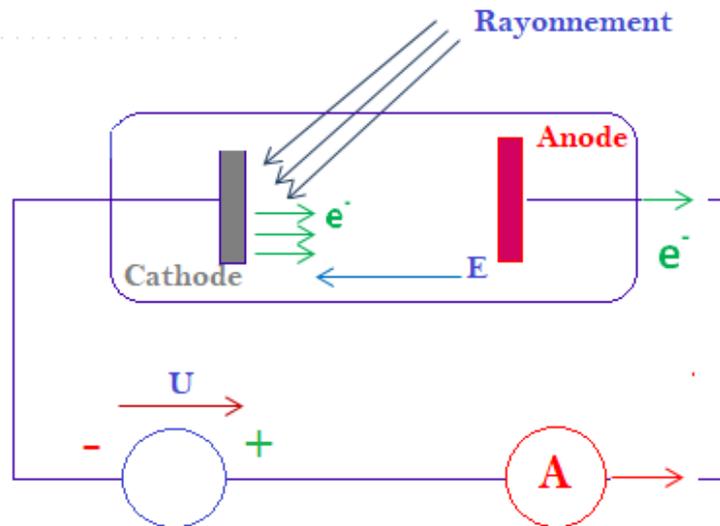


Figure 4. Schéma de l'expérience photoélectrique.

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. MODE D'OPERATOIRE

▪ Appareil utilisé

L'appareil effet photoélectrique nous permet d'aborder les bases de la mécanique quantique en étudiant l'effet photoélectrique de manière simple et rapide.

Cet appareil se compose de :

- ✓ Une unité de commande avec un voltmètre (4 digits sensibilité < 2mV),
- ✓ Un nano ampèremètre (4 digits sensibilité < 5nA). Alimenté par adaptateur secteur 24V (inclus)
- ✓ Trois LEDS utilisées comme sources lumineuses monochromatiques ;
 - rouge (618 ± 10 nm),
 - verte (533 ± 10 nm),
 - bleue (462 ± 10 nm).

L'intensité peut varier de 0 à 100 %.

Une photo photodiode (cellule photoélectrique) protégée de la lumière.

▪ **Manipulation**

✓ **Expérience 01**

- 1) Connectez la photo-Cell avec la prise arrière de l'unité de commande.
- 2) Connectez ensuite l'une des trois voyants à la sortie de l'unité de contrôle.
- 3) Activez maintenant l'unité de commande et appuyez sur le contrôleur pour le contrôle de l'intensité du voyant.
(Dans l'affichage droit, la lettre **L** apparaît suivie d'une valeur numérique indiquant l'intensité en %. (**L0 50** signifie une intensité de 50 % de la valeur maximale).
- 4) **Notez que le voyant s'allume environ 5 minutes avant de commencer par une mesure** pour assurer une balance thermique.
(Remarque : Si cette phase d'échauffement n'est pas prise en compte, le résultat de la mesure peut être défectueux.
 - Si le capuchon de protection LED est branché sur la cellule photoélectrique, définissez la tension d'anode sur $V_A = 0$ Volt et appuyez sur le bouton **Décalage**.)
- 5) Mesurer ΔV pour les deux fréquences.
 - **Calculer la constante de Planck.**

✓ **Expérience 02**

On peut aussi déterminer la constante de Planck à partir d'une représentation graphique des ΔV en fonction de fréquences.

- 1) On calcule les fréquences à partir de longueur d'onde de chaque LED (Rouge, Vert, Bleu).

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

- 2) On mesure les ΔV pour chaque LED.
- 3) On trace la courbe ΔV en fonction de fréquences :

$$\Delta V = \frac{h}{e} \cdot \nu$$

Où h/e est la pente de la droite.

Remarque : La linéarité de la droite peut différer légèrement en raison d'erreurs de mesure.

TRAVAUX
PRATIQUES
CHIMIE 02

TP N° 01

CHANGEMENT DE PHASE D'UN CORPS PUR

VAPORISATION ET SOLIDIFICATION DE L'EAU DISTILLEE

I. PARTIE THEORIQUE

1. CORPS PUR

Un corps composé d'une seule espèce chimique. Par définition, un corps pur est l'opposé d'un mélange qui contient plusieurs espèces de nature différente.

Parmi les corps purs, on peut distinguer trois catégories :

- **Un corps pur élémentaire** est un corps pur dont les atomes, tous identiques, ne sont pas liés en molécules, tels que le cuivre (Cu), le fer (Fe), etc. ;
- **Un corps pur simple** est un corps pur dont les molécules sont composées d'atomes identiques, tels que l'hydrogène (H₂), l'oxygène(O₂), le chlore (Cl₂), etc. ;
- **Un corps pur composé** est un corps pur dont les molécules sont composées d'atomes différents, tels que l'eau (H₂O), l'ammoniac (NH₃), le chlorure de sodium (NaCl), etc.

Un corps pur peut se présenter généralement sous les trois **formes (phase ou état)** : solide, liquide, et gazeuse.

2. CHANGEMENT DE PHASE

Un changement de phase est un changement d'un état de la matière vers un autre état sous des variations de température ou de pression.

- **L'ébullition** se fait à une température déterminée et dans tout le liquide, alors que **l'évaporation** se fait à la température ordinaire et à la surface libre du liquide seulement.

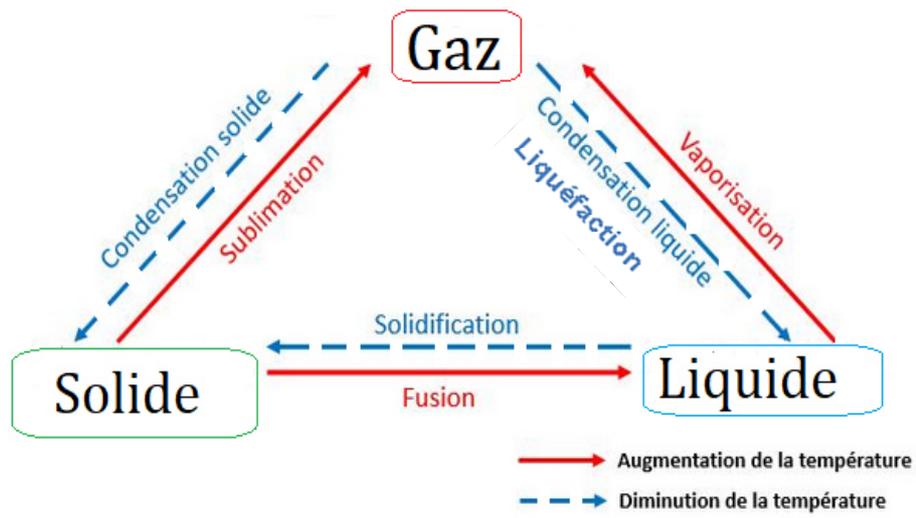


Figure 1. Changement de phase.

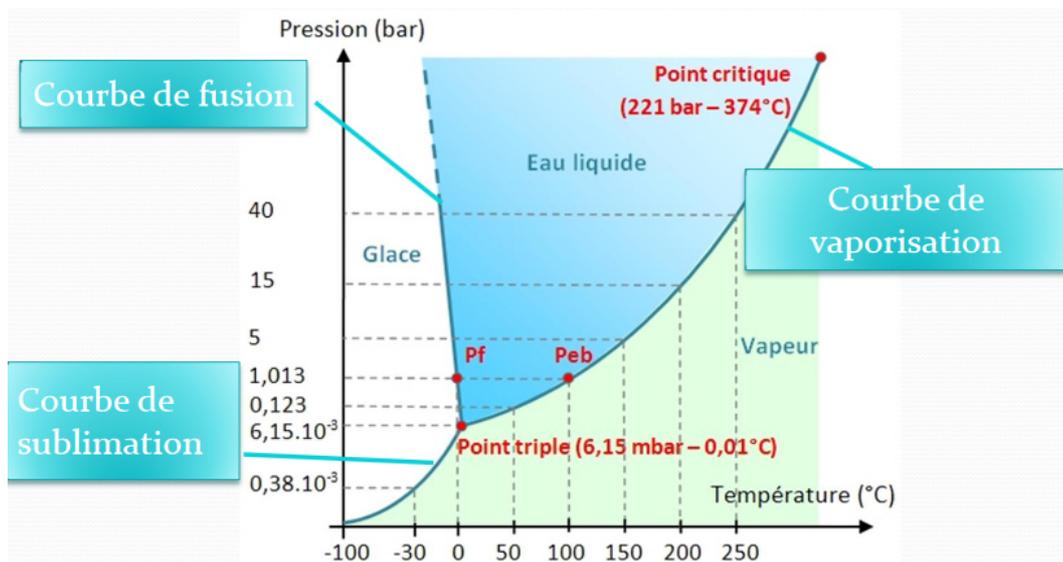


Figure 2. Diagramme de phase (P, T) de l'eau.

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. OBJECTIFS DU TP

- Suivi des changements de phase de l'eau distillée (Vaporisation et Solidification).
- Détermination des températures d'ébullition et de solidification de l'eau distillée.

2. VAPORISATION DE L'EAU DISTILLEE

- **Matériel et réactifs utilisés**

- ✓ Plaque chauffante avec agitation magnétique
- ✓ Chronomètre.
- ✓ Erlenmeyer.
- ✓ Thermomètre.
- ✓ Eau distillée

- **Protocole 1**

- ✓ Verser de l'eau distillée dans un erlenmeyer et noter la température initiale.
- ✓ Placer le tout sur un dispositif de chauffage et d'agitation.
- ✓ En utilisant le thermomètre et le chronomètre, noter les valeurs de la température en fonction du temps.
- ✓ Noter toutes vos observations et remplir le tableau ci-dessous :

temps (min)									
T (°C)									

3. SOLIDIFICATION DE L'EAU DISTILLEE

- **Matériels et réactifs utilisés**

- ✓ Chronomètre, cristalliseur.
- ✓ Tube à essai.
- ✓ Thermomètre, eau distillée et mélange réfrigérant.

▪ Protocole 2

- ✓ Remplir un tube à essai d'eau distillée jusqu'au 1/3 de son volume.
- ✓ Noter la température initiale de l'eau distillée à $t = 0$ s.
- ✓ A l'aide du thermomètre et du chronomètre et après l'introduction du tube d'essai rempli d'eau dans le mélange réfrigérant.
- ✓ Noter toutes les observations et les changements de la température en fonction du temps :

t (min)									
T (°C)									

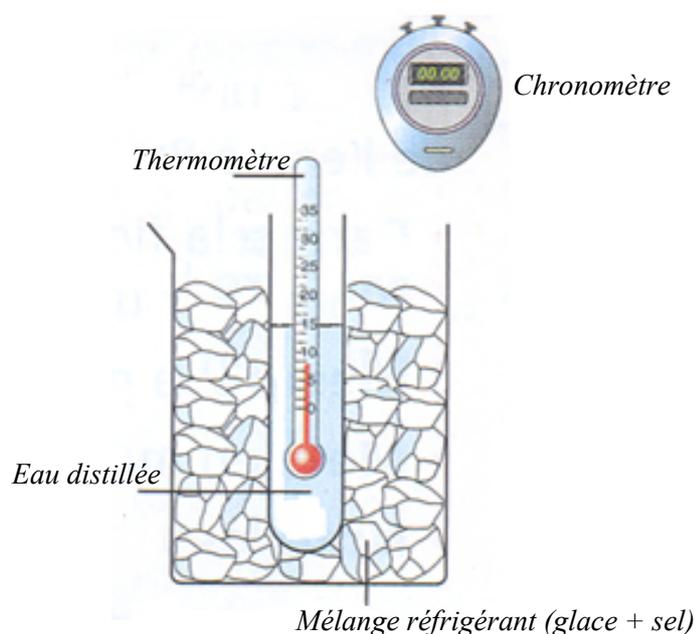


Figure 3. Montage de l'expérience de la solidification de l'eau distillée.

▪ Remarques

- ✓ Le thermomètre sonde ne doit pas toucher les parois ou le fond de l'erenmeyer ou du cristalliseur et doit être correctement immergé.
- ✓ Pendant le chauffage, on agite l'eau de manière à ce que la température soit homogène dans tout le volume.
- ✓ Une forte agitation augmente la surface de contact entre l'eau et l'air, et donc favorise un refroidissement de l'eau. Il faut donc veiller à ne pas agiter trop fort.

TP N° 02

DETERMINATION DE LA CHALEUR LATENTE DE FUSION DE LA GLACE

I. PARTIE THEORIQUE

1. CALORIMETRIE

La calorimétrie est la partie de la thermodynamique qui a pour objet la mesure des quantités de chaleur. Ce sont par exemple les quantités de chaleur nécessaires pour augmenter la température d'un corps, pour changer son état, ou bien encore les quantités de chaleur cédées par un corps qui refroidit (ou qui passe de l'état gazeux à l'état liquide ou encore de l'état liquide à l'état solide).

La Calorimétrie repose sur le principe de l'égalité des échanges de chaleur : lorsque deux corps n'échange que de la chaleur, la quantité de chaleur gagnée par l'un est égale à celle perdue par l'autre (en valeur absolue).

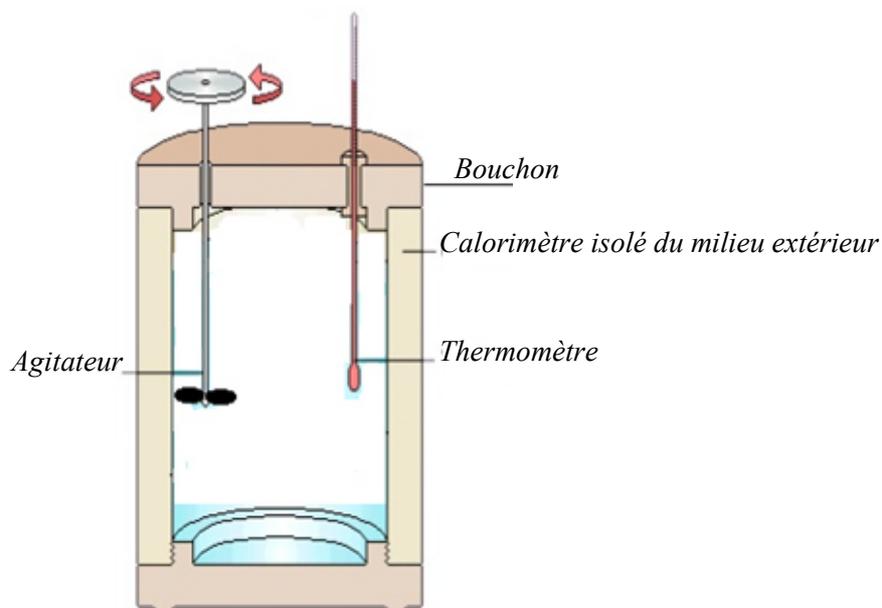


Figure 4. Calorimètre.

2. LA TEMPERATURE T D'UN CORPS

C'est une mesure de l'agitation thermique des particules qui le constituent : plus l'agitation thermique est importante, plus la température du corps est élevée.

Le mouvement désordonné des particules d'un corps est appelé *agitation thermique*.

3. LA CHALEUR

Un mode de transfert d'énergie interne entre deux corps résultant de leur différence de température, lorsqu'aucun travail n'est effectué.

La chaleur se transmet du corps qui a la température la plus élevée, vers le corps qui a la température la plus basse. On dit que «*la chaleur se transmet de la source chaude vers la source froide*».

Elle se note **Q** et s'exprime en **joule**. La chaleur est une grandeur algébrique : elle est positive quand elle est reçue et négative quand elle est cédée.

La mesure des quantités de chaleur est toujours supposée faite dans un *calorimètre adiabatique*, c'est-à-dire sans échange de chaleur entre le système et le milieu extérieur.

Si le système est constitué de plusieurs sous-systèmes qui s'échangent différentes quantités de chaleur $Q_1, Q_2, Q_3 \dots$ alors le bilan est nul :

$$Q_1 + Q_2 + Q_3 + \dots = 0$$

Les quantités de chaleur échangées seront calculées par les formules :

- Lorsque l'échange est due à un changement de température ($\Delta T = T_f - T_i$) :

$$Q = m \cdot c \cdot (T_f - T_i)$$

- Lorsque l'échange de chaleur est dû à un changement d'état :

$$Q = m \cdot L$$

Où **m** : est la masse du corps, **c** : est la capacité calorifique du corps et **L** : est la chaleur latente.

4. LA CAPACITE CALORIFIQUE DU CALORIMETRE

C'est la capacité calorifique des liquides contenus dans le calorimètre et celle de l'enceinte calorimétrique elle-même. Cette dernière est parfois exprimée comme la masse d'eau ayant la même capacité calorifique que le calorimètre c'est la valeur en eau du calorimètre. Sachant que la *capacité calorifique d'un système* est la quantité de chaleur à fournir à un système pour élever sa température de 1°C.

La quantité de chaleur Q cédée ou absorbée par un calorimètre pendant une variation de température ΔT est donnée par la formule :

$$Q = C_{\text{cal}} \cdot (T_f - T_i)$$

Où C_{cal} est la capacité calorifique du calorimètre exprimée en J/K.

La capacité calorifique du calorimètre est :

$$C_{\text{cal}} = \mu_e \cdot c_e$$

- ✓ μ_e est la valeur en eau du calorimètre.
- ✓ c_e est la capacité calorifique massique d'eau.

Pour déterminer C_{cal} on peut utiliser la loi des mélanges.

Dans notre cas, on ramène le calorimètre et ses accessoires à un équivalent (thermique) d'une certaine quantité d'eau (masse, capacité calorifique massique d'eau c_e) :

$$m \cdot c \cdot (T_f - T_i) = \mu_e \cdot c_e \cdot (T_f - T_i)$$

La valeur en eau d'un calorimètre correspond à la masse d'eau ayant la même capacité calorifique que le calorimètre vide. Ainsi, un calorimètre ayant une capacité calorifique de 80 J. K⁻¹ aura une valeur en eau de 19,1 g.

5. CHALEUR LATENTE (L)

Dans le cas de la fusion de la glace, c'est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse de glace à température constante ($T = 0$ °C) de l'état solide à l'état liquide.

L_f : chaleur latente de fusion (J.kg⁻¹) ou (cal.kg⁻¹).

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. OBJECTIFS DU TP

- Détermination de la capacité calorifique du calorimètre.
- Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace.

2. MODE OPERATOIRE

▪ Détermination de la capacité calorifique du calorimètre

Avant toute mesure, il est indispensable de connaître la capacité calorifique du calorimètre et de ses accessoires. On mesure cette capacité thermique C_{cal} dans des conditions aussi proches que possible de l'expérience en utilisant la méthode des mélanges avec de l'eau.

- ✓ Prélever, dans une éprouvette graduée, 200 mL d'eau à la température ambiante.
- ✓ L'introduire dans le calorimètre et noter sa température initiale T_1 .
- ✓ Faire chauffer 200 mL d'eau à environ 60°C et noter sa température initiale T_2
- ✓ Effectuer le mélange en versant rapidement l'eau chaude dans le calorimètre.
- ✓ Agiter doucement et attendre l'équilibre thermique
- ✓ Noter la température d'équilibre T_{eq1}

▪ Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace

- ✓ Prélever, dans une éprouvette graduée, 200 mL d'eau froide à la température ambiante.
- ✓ L'introduire dans le calorimètre et noter sa température initiale T_1
- ✓ Prendre un morceau de glace (environ 30 g), le peser et noter sa masse m_2
- ✓ Noter la température initiale de la glace T_2
- ✓ Verser rapidement la glace dans le calorimètre
- ✓ Agiter doucement et attendre l'équilibre thermique
- ✓ Noter la température d'équilibre T_{eq2}
- ✓ En déduire la chaleur de fusion de la glace, sachant que la loi du mélange généralisée nous permet d'écrire :

$$\sum Q = 0$$

Données: $c_{eau} = 1 \text{ cal.g}^{-1}.K^{-1}$. $c_{glace} = 0,5 \text{ cal.g}^{-1}.K^{-1}$

TP N° 03

DETERMINATION DE LA CHALEUR MASSIQUE D'UN SOLIDE

I. PARTIE THEORIQUE

1. CHALEUR SPECIFIQUE

La chaleur spécifique ou capacité calorifique massique c d'un corps exprimée en ($\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) ou ($\text{cal.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) est la quantité de chaleur qu'il faut fournir (ou prendre) à l'unité de masse de ce corps pour que sa température s'élève de 1°C .

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

La capacité calorifique du corps (J.K^{-1}) ou (cal.K^{-1}) est donnée par la relation :

$$C = m \cdot c$$

$$Q = C \cdot \Delta T$$

La capacité calorifique du métal est déterminée en appliquant la loi de conservation de la chaleur pour un système adiabatique :

$$\sum Q = 0$$

- Remarque

La capacité calorifique massique est anciennement connue sous les noms de "Chaleur massique", ou "Chaleur spécifique", Désormais il faut dire Capacité thermique massique ou Capacité calorifique massique ou Capacité thermique spécifique.

Tableau 1. Capacité thermique massique de quelques substances

Substances	Capacité thermique massique (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)
Eau (glace)	2060
Aluminium	897
Calcium	646
Fer	449
Cuivre	385

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. OBJECTIFS DU TP

- **Capacité calorifique du calorimètre** : Pour la détermination de la capacité calorifique du calorimètre, reprendre la même expérience que celle du TP n° 02.
- Détermination de la chaleur massique d'un solide.

2. MODE OPERATOIRE

Cette expérience nous permet de mesurer la capacité calorifique d'un métal. Nous allons travailler avec des métaux, à savoir de l'**aluminium**, du **cuivre**, et du **fer**.

- Introduire $V = 100$ mL d'eau à la température ambiante dans le calorimètre. Attendre l'équilibre thermique et noter la température T_1 .
- Déterminer la masse m du morceau de métal.
- Mettre le métal dans l'eau bouillante, il ne faut pas que le morceau de métal touche le fond du cristalliseur.
- Au bout de 15 minutes dans l'eau bouillante on considère que le métal est à $T_2 = 100$ °C.
- Introduire rapidement le morceau de métal dans le calorimètre.
- Agiter et observer l'élévation de température de l'eau du calorimètre et noter la température d'équilibre T_f .

- Ecrire l'équation calorimétrique, en déduire la capacité calorifique massique c du métal.
 - **Remarque**
- ✓ Dans ce TP on fera l'hypothèse que le calorimètre est parfaitement adiabatique.
 - ✓ La qualité des résultats dépendra de la façon dont vous mettrez tout en œuvre pour diminuer les pertes thermiques avec l'extérieur.
 - ✓ Attention aux appareils et instruments : Prendre soin des thermomètres et des calorimètres ! Éviter les chocs physiques et thermiques !

TP N° 04

DETERMINATION DE L'ENTHALPIE DE FORMATION DU SEL NH₄Cl

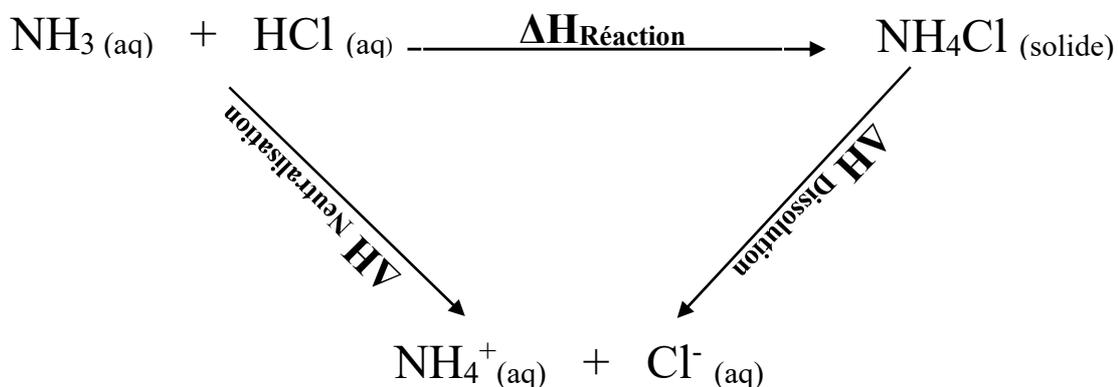
I. PARTIE THEORIQUE

En chimie, on utilise souvent l'enthalpie (H) afin de savoir si une réaction (ou des transformations que subit la matière) dégage ou absorbe de la chaleur. C'est le signe de la variation d'enthalpie (ΔH) qui permet de le déterminer :

- $\Delta H < 0$: chaleur dégagée par le système, c'est une réaction exothermique.
- $\Delta H > 0$: chaleur absorbée par le système, c'est une réaction endothermique.
- Selon la **loi de Hess** :

$$\Delta H_{\text{Réaction}} = \sum \Delta H_{\text{produits}} - \sum \Delta H_{\text{réactifs}}$$

- **Cycle de Hess** : Il est simple de calculer la variation d'enthalpie ΔH d'une réaction quelconque en faisant un cycle où interviennent des réactions connues. Comme l'enthalpie est une fonction d'état, ses variations ne dépendent pas du chemin suivi puisqu'elles ne dépendent que de l'état final et de l'état initial.



- Si une réaction peut se décomposer en N étapes, numérotées $i = 1, 2, 3..N$, alors :

$$\Delta H_{\text{Réaction}} = \Sigma \Delta H_i$$

1. CHALEUR DE DISSOLUTION

La manipulation nous permettra de vérifier la variation d'énergie associée à la dissolution d'un sel dans l'eau. L'énergie cédée par l'eau lors de la dissolution est égale à l'énergie gagnée par le sel en valeur absolue. Si on considère que les capacités calorifiques des substances dissoutes peuvent être négligées et que la masse volumique de l'eau est de 1g.mL^{-1} , on peut écrire alors la quantité de chaleur impliquée lors d'une dissolution d'un sel dans l'eau selon l'équation :

$$\Delta H_{\text{dissolution}} = - (m \cdot c + C_{\text{cal}}) \cdot \Delta T$$

- ✓ c : Chaleur massique de l'eau, $c_{\text{eau}} = 1 \text{ cal.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ou $4,185 \text{ J. g}^{-1}.\text{K}^{-1}$
- ✓ ΔT : Variation de la température de l'eau ($T_f - T_i$)
- ✓ C_{cal} : Capacité calorifique du calorimètre.

2. CHALEUR DE NEUTRALISATION

La réaction chimique de neutralisation entraîne une augmentation de température. Le dégagement de chaleur provient de la combinaison des ions H_3O^+ et des ions OH^- . La quantité de chaleur dégagée lors de la neutralisation peut s'écrire selon l'équation suivante :

$$\Delta H_{\text{neutralisation}} = \Delta H_{\text{milieu réactionnel}} + \Delta H_{\text{calorimètre}} = \Delta H_{\text{dégagée par le système}}$$

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. BUT

- Déterminer l'enthalpie de formation du sel de chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$) à l'aide de la loi de Hess appliquée à un cycle pour lequel on mesurera des enthalpies de réaction.

- Observer des réactions endothermiques et exothermiques.

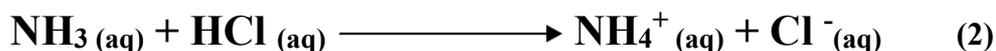
2. PRINCIPE

Les enthalpies de réaction sont mesurées à l'aide d'un calorimètre, qui présente l'avantage d'une bonne isolation et d'une capacité calorifique négligeable.

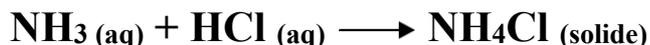
- On mesure la chaleur de dissolution du chlorure d'ammonium notée $\Delta H^{\circ}_{\text{diss}}$:



- On mesure la chaleur de réaction de neutralisation, notée $\Delta H^{\circ}_{\text{neut}}$, de l'acide chlorhydrique (HCl) par l'ammoniaque (NH₃) :



- Enfin, on étudie la réaction :



Pour laquelle on exprime l'enthalpie de réaction, d'une part à l'aide de la loi de Hess, et d'autre part en utilisant les enthalpies de dissolution et de neutralisation précédemment mesurées.

3. MANIPULATION

- **Capacité calorifique du calorimètre**

Pour la détermination de la capacité calorifique du calorimètre, reprendre la même expérience que celle du TP N° 02.

- **Enthalpie de dissolution du chlorure d'ammonium**

- ✓ Peser une masse d'environ 2g du sel NH₄Cl.
- ✓ A l'aide d'une éprouvette, verser 100 mL d'eau dans le calorimètre et relever la température initiale (T_i). (Veuillez-vous assurer de la stabilité thermique du système).
- ✓ Introduire le sel dans le calorimètre puis agiter avec précaution le calorimètre et relever la température finale (T_f) correspondant à la dissolution complète du sel.

▪ Enthalpie de neutralisation

- ✓ Prélever 50 mL d'ammoniaque (1M) à l'aide d'une éprouvette puis les verser dans le calorimètre. Relever la température (T_{NH_3}). (Veuillez-vous assurer de la stabilité thermique du système).
- ✓ Prélever 50 mL d'acide chlorhydrique (1M) à l'aide d'une éprouvette et mesurer sa température (T_{HCl}).
- ✓ Verser la solution d'acide dans le calorimètre.
- ✓ Agiter avec précaution le calorimètre et relever la température finale (T_f) correspondant à la réaction de neutralisation terminée.

Données : Pour $\text{HCl} (aq)$: $\Delta H_f = -167 \text{ kJ/mol}$, Pour $\text{NH}_3 (aq)$: $\Delta H_f = -81 \text{ kJ/mol}$

TP N° 05

EQUILIBRE CHIMIQUE :

$\Delta H^{\circ}_{\text{DISS}}$ DE L'ACIDE BENZOÏQUE

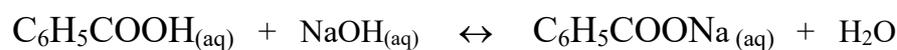
I. PARTIE THEORIQUE

1. BUT

Détermination de l'enthalpie standard et l'entropie standard de dissolution de l'acide benzoïque dans l'eau.

2. PRINCIPE

C'est un dosage acide-base : on dose l'acide benzoïque par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) en présence de phénolphtaléine :



3. RAPPEL

Soit l'équilibre :



La constante d'équilibre K correspondante étant :

$$K = \left(\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}_{(\text{aq})}]}{1} \right)_{\text{éq}} = S = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}_{(\text{aq})}]_{\text{éq}}$$

$$K = S = \frac{-\Delta G^{\circ}_{\text{diss}}}{RT} = \frac{-\Delta H^{\circ}_{\text{diss}}}{RT} + \frac{\Delta S^{\circ}_{\text{diss}}}{R}$$

La mesure de la solubilité (S) de l'acide benzoïque dans l'eau à différentes températures, nous permettra de tracer une droite d'Arrhenius :

$$\text{Log } S = \frac{-\Delta H^{\circ}_{\text{diss}}}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + \frac{\Delta S^{\circ}_{\text{diss}}}{R}$$

II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. MODE OPERATOIRE

- Placer dans un erlenmeyer 200 mL d'eau distillée et 3 g d'acide benzoïque.
- Plonger l'erlenmeyer dans un bécher de 1 L contenant environ 600 mL d'eau.
- Déposer l'ensemble sur un agitateur magnétique chauffant muni d'un thermomètre, et chauffer très lentement avec agitation en utilisant un barreau aimanté.
- A l'aide d'une pipette, faire une prise de 10 mL de solution tous les 10 degrés environ.
- Doser l'acide benzo ique contenu dans chaque prise par une solution de NaOH 0,1 M et en ajoutant au préalable une goutte d'indicateur coloré (phénolphtaléine).
- Compléter le tableau suivant :

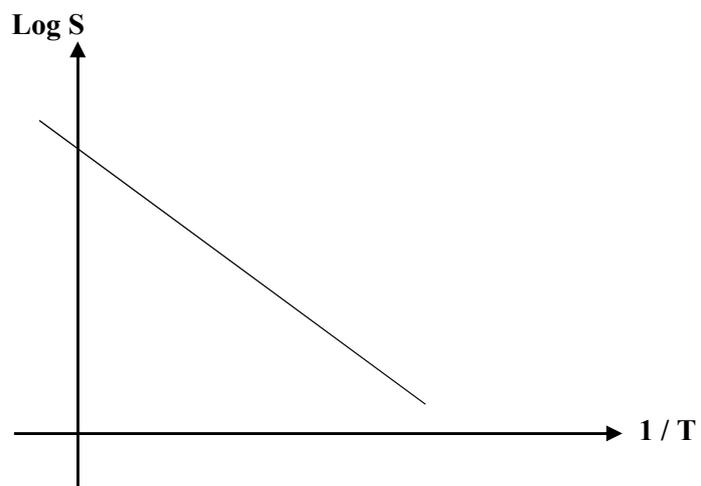
T (�C)	T ₀	30	40	50	60	70	80
V _{NaOH} (mL)							

2. EXPOITATION DES RESULTATS

- Montrer que $S = 0,01V_{\text{NaOH}}$.
- Compléter le tableau suivant :

T (�C)	T ₀	30	40	50	60	70	80
V _{NaOH} (mL)							
S (mol/L)							
Log S							
1/T (K ⁻¹)							

- Tracer la courbe Log S en fonction de 1 / T



- C'est une droite décroissante, l'ordonnée à l'origine de la droite donnera $\Delta S^\circ_{\text{diss}}$ tandis que la pente α nous permettra d'atteindre $\Delta H^\circ_{\text{diss}}$.

Données : $R = 8,314 \text{ J/mol.K}$

TP N° 06

DETERMINATION DE LA CHALEUR LATENTE DE VAPORISATION DE L'EAU

I. PARTIE THEORIQUE

La chaleur latente de vaporisation L_v est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer une unité de masse d'une substance de l'état liquide à l'état de vapeur sans changement de température. La détermination expérimentale de la chaleur latente de vaporisation de l'eau se fait par la méthode des mélanges.

$$L_v = \frac{(m \cdot c_{\text{eau}} + C_{\text{cal}})(T_1 - T_f) - m_2 \cdot c_{\text{eau}}(100 - T_f)}{m_2}$$

- ✓ L_v : Chaleur latente de vaporisation de l'eau.
- ✓ m : Masse de l'eau.
- ✓ c_{eau} : Chaleur massique de l'eau.
- ✓ m_1 : Masse du calorimètre.
- ✓ C_{cal} : Capacité calorifique du calorimètre.
- ✓ T_1 : Température initiale de l'eau.
- ✓ T_f : Température d'équilibre.
- ✓ m_2 : Masse de vapeur.
- ✓ Valeur théorique de la chaleur latente de vaporisation de l'eau 540 cal/g.

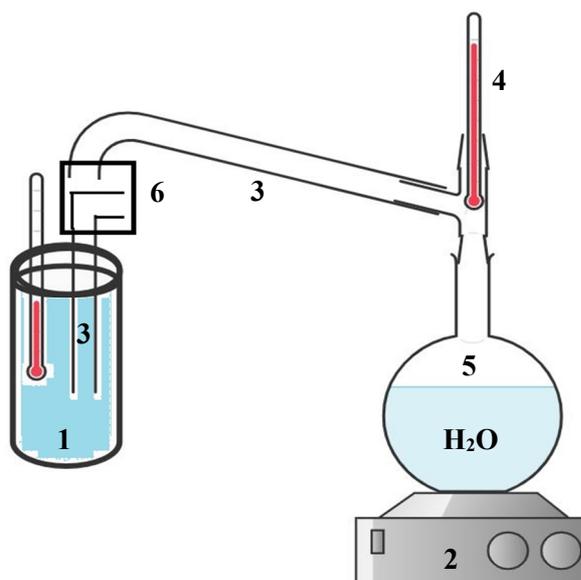
II. PARTIE EXPERIMENTALE

1. OBJECTIF

L'objectif de cette expérience est de déterminer la chaleur latente de vaporisation de l'eau par la méthode des mélanges et vérifier la compatibilité des valeurs expérimentales avec les valeurs données par les références.

2. ÉQUIPEMENT ET MATERIEL UTILISÉS

1. Calorimètre.
 2. Plaque chauffante.
 3. Tubes en caoutchouc.
 4. Thermomètre 0 – 100 °C.
1. Ballon.
 2. Piège à eau.



3. MODE OPERATOIRE

- Pesez le calorimètre vide.

Remarque : Si votre calorimètre a une enveloppe extérieure détachable de celle intérieure, vous pouvez peser seulement la partie intérieure puis replacez cette dernière dans l'enveloppe extérieure du calorimètre.

- Remplissez le calorimètre aux trois quarts avec de l'eau à environ 15°C en dessous de la température ambiante et pesez-le à nouveau.
- Installer le générateur de vapeur. Enregistrer la température de l'eau froide et plonger rapidement le tube vapeur. Laisser passer la vapeur et condenser jusqu'à ce que la température de l'eau soit d'environ 15 au-dessus de la température ambiante, en remuant continuellement avec le thermomètre 0-100 °C. Retirez le tube à vapeur et notez la température d'équilibre.

Remarque : Il est important que le tube de transfert des vapeurs soit légèrement incliné pour éviter que de l'eau qui se condenserait dans ce tube ne tombe dans le calorimètre. Seule la vapeur doit chauffer l'eau du calorimètre.

- Pesez à nouveau le calorimètre avec son contenu, mais sans le thermomètre.

TP N° 07

DETERMINATION DE LA CHALEUR MASSIQUE D'UN LIQUIDE

1. OBJECTIF

Détermination de la chaleur massique de l'éthanol.

Tableau 1. Capacité thermique massique de quelques liquides

Substances	Masse volumique (g . mL ⁻¹)	Capacité thermique massique (J.kg ⁻¹ .K ⁻¹)
Eau	1,00	4180
Ethanol	0,789	2460

2. PRINCIPE

Dans ce TP, on se sert de la calorimétrie pour la détermination de la capacité thermique, qui se base sur le principe de conservation de l'énergie appliqué aux systèmes adiabatiques.

3. MODE OPERATOIRE

▪ Méthode 01

- ✓ Après la détermination de **C_{cal}** du calorimètre, refroidir le calorimètre jusqu'à la température ambiante.
- ✓ Introduire un volume (V_1) de 50 mL d'éthanol. Attendre quelques instants pour atteindre l'équilibre thermique et noter la température (T_1), qui sera la température initiale de l'éthanol et du calorimètre.
- ✓ Dans un erlenmeyer, chauffer à environ 70 °C un volume V_2 de 50 mL d'eau distillée, puis mesurer sa température (T_2).
- ✓ **Verser rapidement l'eau chaude** dans le calorimètre.
- ✓ Agiter et noter la température de l'équilibre thermique (température finale) T_{eq} .

▪ Méthode 02

- ✓ Prélever, dans une éprouvette graduée, 50 mL d'eau et les refroidir dans un bain de glace jusqu'à environ 5°C.
- ✓ L'introduire dans le calorimètre et noter sa température initiale T_1 .
- ✓ Prélever, dans une éprouvette graduée, 50 mL de l'éthanol à la température ambiante T_2 .
- ✓ Noter la température T_2 de l'éthanol et verser le dans le calorimètre.
- ✓ Homogénéiser le mélange en agitant, et noter la température d'équilibre T_{eq} .

▪ Méthode 03

- ✓ Introduire, dans le calorimètre, un volume (V_1) de 50 mL d'eau. Attendre quelques instants pour atteindre l'équilibre thermique et noter la température (T_1), qui sera la température initiale de l'eau et du calorimètre.
- ✓ Dans un erlenmeyer, chauffer à environ 55 °C un volume V_2 de 50 mL de l'éthanol, puis mesurer sa température (T_2). ($T_2 < T$ ébullition de l'éthanol = 78 °C).
- ✓ **Verser rapidement l'éthanol chaud** dans le calorimètre.
- ✓ Agiter et noter la température de l'équilibre thermique (température finale) T_{eq} .

- **Ecrire l'équation calorimétrique, en déduire la capacité calorifique massique $C_{\text{éthanol}}$ pour chaque méthode.**

Remarque :

- ✓ Comme tous les TP de la calorimétrie, dans ce TP on fera l'hypothèse que le calorimètre est parfaitement adiabatique.
- ✓ La qualité des résultats dépendra de la façon dont vous mettrez tout en œuvre pour diminuer les pertes thermiques avec l'extérieur.
- ✓ Attention aux appareils et instruments : Prendre soin des thermomètres et des calorimètres ! Éviter les chocs physiques et thermiques !

REFERENCES

- BERNARD Anne-Sophie, CLEDE Sylvain, EMOND Matthieu, MONO-SOYER Hélène, QUERARD Jérôme, *Techniques expérimentales en CHIMIE, Réussir les TP aux concours*, Dunod, Paris, 2012.
- BARDEZ Élisabeth, *Chimie Générale*, Dunod, Paris, 2009.
- DURUPHTY André, DURUPHTY Odile, FANGUET Rosine, GIACINO Magali, JAUBERT Alain, *OBJECTIF PRÉPA (CHIMIE) Pour bien démarrer sa prépa*, Hachette Education, 2008.
- DEPOVERE Paul, *Chimie Générale*, deBoeck, 2006.
- BENAYAD Belabbas, *Expériences de Chimie Analytique*, Office des Publication Universitaires, 2004.
- AUROUX Aline, MOREAU Anne-Sophie, *taupe-niveau classe préparatoires aux Grandes Ecoles Scientifiques*, ellipses, 1999.
- ADDOUN Fatima, THERMODINAMIQUE CHIMIQUE, Cours de SEC-100, 2^{ème} partie, Office des publications universitaires, 2010.