



Travaux pratiques de chimie première année L1/SM

Thermodynamique

Presentée par:Dr. Belarbi.K.L

Année universitaire : 2024-2025

Table de Matière

La sécurité au Laboratoire de chimie.....	2
Notions Fondamentales de la Thermodynamique.....	5
TP1 : Equation des Gaz Parfaits.....	10
Les notions sur le calorimètre.....	8
TP2 : Chaleur latente de fusion de la glace	16
TP3 : Chaleur de dissolution / Enthalpie de dissociation	20
TP4 : Capacité calorifique d'un corps liquide et d'un corps solide	23
TP5 : Détermination de la constante d'équilibre de l'acide acétique et de l'acide formique.....	26
 Modèle de compte Rendu	 31

L'avant-propos

Ce polycopié est adressé aux étudiants de LMD en particulier aux étudiants de L1-SM (licence Science de la Matière) dont je suis responsable des travaux pratiques cet ouvrage leurs guide dans les connaissances pratiques afin de comprendre certains phénomènes de la thermodynamique il n'y a pas mieux que des expériences pratiques.

En premier je donne des notions fondamentales de la thermodynamique déjà vue dans le cours.

En second je présente le premier travaux pratiques de la thermodynamique dont les équations des Gaz Parfaits les expériences de Charles Amontons ainsi que les lois, les expériences de Boyle- Mariott tout en basant sur les lois du cours de la thermodynamique.

En suite je présente le travaux pratique de la chaleur latente de fusion de la glace tout en expliquant les échanges physiques de la matière, le palier de transition dont le facteur de chaleur en fonction du temps qui intervient dans cet échange.

Le travaux pratique numéro trois expliquant la dissolution et l'enthalpie de dissolution ainsi que la chaleur endothermique et exothermique.

Le travaux pratique quatre donne l'expérience de la capacité calorifique des corps solides et des corps liquides en démontrant que la capacité calorifique est spécifique pour chaque corps.

Le travaux pratique cinq présente la détermination de la constante d'équation de l'acide acétique et l'acide formique.

En dernier j'explique les étapes du compte rendu et la manière de répondre en des phrases simples et bien précises.

Je souhaite que ce polycopié soit un guide pédagogique pour nos étudiants et attribue à leurs connaissances un savoir dans la thermodynamique pratique afin de compléter le coté théorique.

La Sécurité au Laboratoire de Chimie

Le bon déroulement des expériences de Chimie nécessite le respect de certaines règles afin d'assurer votre sécurité et celle de vos camarades.

1. Premières règles de sécurité :

Toujours observer les pictogrammes figurant sur les étiquettes des flacons utilisés et respecter les consignes correspondantes.

2. Réalisation de manipulations au laboratoire. :

◆ **Ne jamais pipeter un réactif avec la bouche :** utiliser des pipettes « Pasteur » avec embout, des pro pipettes ou des pipeteurs.

◆ Ne jamais prendre de produits solides avec les doigts, utiliser des spatules.

Reboucher tout flacon après usage.

◆ Pour chauffer un liquide dans un tube à essais, placer le haut du liquide dans la flamme et déplacer latéralement et régulièrement le tube.

◆ Lors de l'ajout d'un réactif et lors du chauffage d'un tube à essais, ne pas diriger l'extrémité du tube vers soi ou vers ses voisins (risque de projections), mais vers un mur.

◆ Lors de l'ajout de réactifs concentrés (acides ou bases) et lors du chauffage d'un tube à essais, tenir le tube à l'aide d'une pince en bois.

◆ Ne jamais verser de l'eau dans un acide concentré, mais toujours de l'acide dans de l'eau.

◆ Ne pas refroidir brutalement un récipient en verre chaud.

3. Manipulation de liquides inflammables. :

Avant d'allumer une flamme :

- ◆ Veiller à ce qu'aucun liquide inflammable ne se trouve à proximité.
- ◆ Bien refermer tous les flacons contenant des **liquides volatils**.
- ◆ En cas d'inflammation accidentelle, **étouffer les flammes** à l'aide d'un chiffon humide.

4. Élimination des solutions après manipulation. :

- ◆ Verser les solutions dans des bacs de récupération lorsque ceux-ci existent.
- ◆ Toujours diluer les solutions rejetées à l'évier en laissant couler l'eau quelques instants.

La manipulation de solutions corrosives nécessite des précautions.

- ◆ Conserver la propreté des équipements, y compris l'aire de travail (paillasse).

- Protection du corps :

Port obligatoire d'une blouse en coton toujours boutonnée.

Eviter les chaussures trop ouvertes, les collants ou les bas en nylon.

Les cheveux doivent être attachés.

- Protection des yeux :

Port des lunettes de protection obligatoire pour toute manipulation.

Les lunettes de vue doivent être munie de protection latérales ou surmontées de lunette de protection.

Le port des lentilles de contact est déconseillé

En cas d'incendie rincer abondamment à l'eau froide pendant vingt minutes.

- Protection des mains :

Utiliser les gants appropriés si la manipulation le nécessite.

Protéger les plaies éventuelles avec du sparadrap.

Laver les gants puis les mains avant de sortir du laboratoire.

- **Quelques règles plus générales :**

Ne pas boire ne pas manger.

Ne pas courir dans le laboratoire.

Ne pas lancer d'objets.

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.

Fermer systématiquement tout flacon.

Verser les produits du côté opposé à l'étiquette.

Ne pas mettre dans le flacon le produit restant inutilisé sans avis de l'enseignant.

Le port des bijoux est déconseillé.

Notion Fondamentale de la Thermodynamique

➤ Introduction

La matière, dans l'environnement, peut exister sous trois états physiques fondamentaux : solide, liquide et gaz

Nous essayons de comprendre et de décrire leur comportement.

La thermodynamique macroscopique a pour objet de décrire le comportement de matière à l'aide de variables macroscopiques, mesurables, appelées variables d'état : T, P, V, nombre de moles ...

L'objectif de ce TP est découvrir ce que peut représenter un gaz d'une manière générale et de définir ce que peut être un gaz parfait.

➤ Théorie

❖ Corps purs simples et composés

La matière est composée d'atomes ou de molécules. Ce sont les molécules qui composent

Les corps purs ou composés :

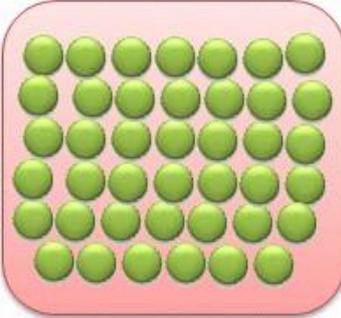
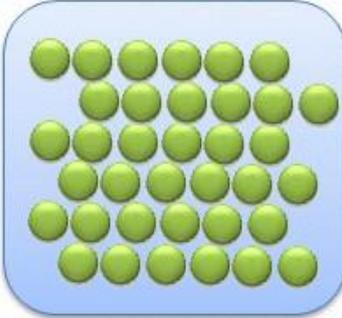
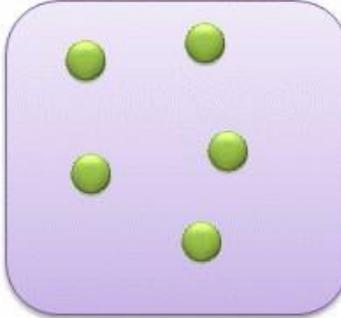
- Argon (Ar), Néon (Ne), Dioxygène ou oxygène gazeux (O_2), Hydrogène gazeux (H_2)... comme corps purs simples
- Eau (H_2O), méthane (CH_4), dioxyde de carbone ou gaz carbonique (CO_2), monoxyde de carbone (CO)...comme corps purs composés.

❖ Etat physique de la matière

Il dépend des conditions de température et de pression qui sont des variables naturelles.

- La température est mesurable à l'aide d'un thermomètre, thermocouple...
- La pression est mesurable à l'aide d'un baromètre, capteur de pression...
- Les unités de T et de P sont des :
 - Degrés Celsius ($^{\circ}\text{C}$) ou le degrés Kelvin(K), en thermodynamique on utilise le degrés K(valeur toujours positive);
 - Pascal (Pa) dans le SI ou atmosphère(atm), bar (bar)...
 - Rappel : $10^5\text{Pa}=1\text{atm}=1\text{bar}=1000\text{mbar}$
- **Description des états physiques des corps purs**
 - ❖ Solide : volume et forme définis
 - ❖ Liquide : volume défini et pas de forme définie
 - ❖ Gaz : ni volume, ni forme définie
 - ❖ Un gaz occupe tout le volume quand lui donne.

Les différents états de la matière :

État solide	État liquide	État gazeux
		
<ul style="list-style-type: none"> • molécules ordonnées • très rapprochées • liées 	<ul style="list-style-type: none"> • molécules désordonnées • rapprochées • peu liées 	<ul style="list-style-type: none"> • molécules désordonnées • espacées • très agitées
<p><i>caractéristiques :</i></p> <ul style="list-style-type: none"> • Forme invariable • Volume invariable 	<p><i>caractéristiques :</i></p> <ul style="list-style-type: none"> • Forme variable • Volume invariable 	<p><i>caractéristiques :</i></p> <ul style="list-style-type: none"> • Forme variable • Volume variable

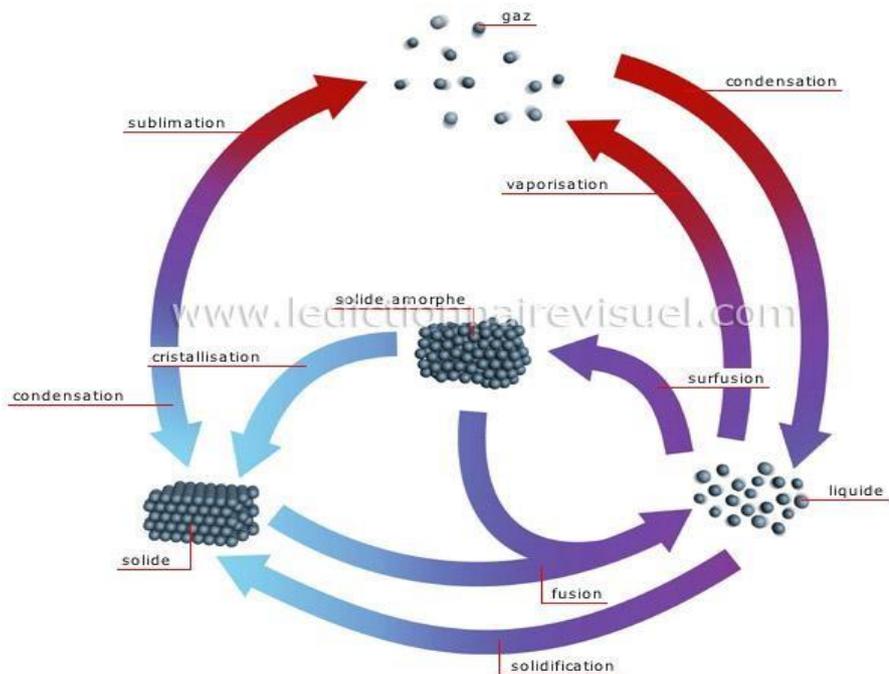


Schéma des différentes transformations

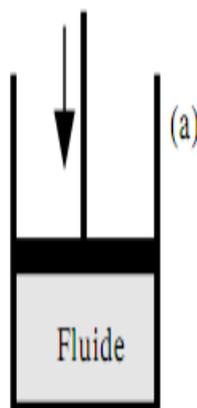
➤ Notion de système thermodynamique

Un système thermodynamique est un système composé d'ensemble de matières susceptibles ou non d'évoluer et contenues à l'intérieur de frontières qui les séparent du milieu extérieur ou système extérieur.

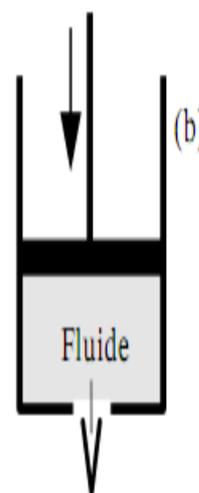


❖ Trois systèmes thermodynamiques

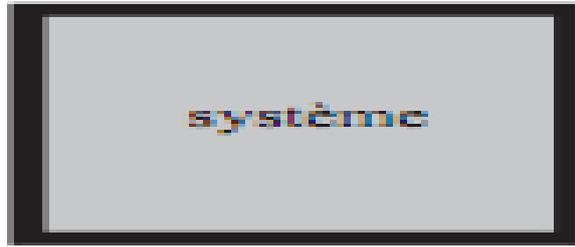
- Système fermé : échange Q et W , $n=Cte$
- Système ouvert : échange Q , W et n variable
- Système isolé : pas d'échange où $dQ=dW=dn=0$



Système Fermé



système ouvert



Paroi adiabatique

Systeme isolé

BELARBI.L

TP N°1 : Equation d'Etat Des Gaz Parfaits

1. But de TP :

Vérifier expérimentalement les lois de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac et de Charles –Amontons.

La combinaison de ces trois lois permet d'établir l'équation d'état universelle des gaz parfaits.

2. Théorie :

L'état physique d'un gaz, d'une quantité connue, est décrit par trois grandeurs macroscopiques qui sont : le Volume V (m^3), la Température T (Kelvin) :**K** et la Pression P (Pascal) :**Pa**

L'expérience montre que ces trois grandeurs sont reliées entre elles. Si on modifie l'une d'entre elles, les deux autres varient aussi.

La vérification expérimentale, à faibles pressions et des Températures élevées, démontre que les gaz obéissent aux lois de Mariotte, gay Lussac et Charles Amontons.

3. Loi de Charles-Amontons

Le volume et la quantité de matière sont constants.

Expériences 1

On prend un ballon vide on le ferme avec un bouchon hermétique ce ballon contient du gaz on relie le ballon à un capteur de pression et on met dans le ballon un thermomètre on plonge le ballon dans un bain marie et on fait varier la température et on mesure la pression.

On chauffe doucement et on doit agiter régulièrement l'eau afin que la température soit homogène dans le bain marie.

T (° C)	T (K)	P (hPa)	P /T

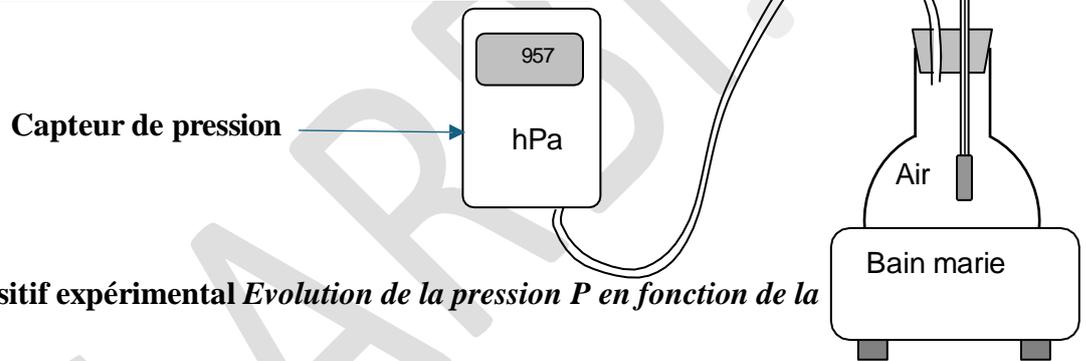


Figure 1 : Dispositif expérimental Evolution de la pression P en fonction de la température

Questions :

- Tracer la courbe donnant les variations de P en fonction de T . Conclure
- Donner la relation entre P et T
- Existe-t-il une température minimum ? Maximum ? Si oui l'indiquer.

4. Loi de Boyle-Mariotte

On fait varier la pression et le volume et on maintient la température constante

Expérience 2 :

On prend une seringue graduée donc à des volumes bien déterminés on relie la seringue à un capteur de pression en premier on fait le vide dans la seringue puis on inspire de l'air à chaque volume on a une pression qui s'affiche.

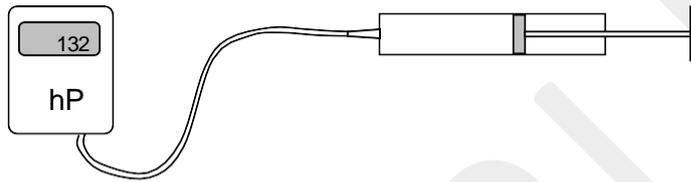


Figure 2 : Dispositif expérimental Evolution de la pression P en fonction du volume V :

La seringue doit être fixée sur un support en bois et on doit utiliser un jeu de cales pour maintenir le piston, ceci facilite la manipulation.

Le piston est maintenu initialement à $V = X$ ml, on met on place le capteur de pression.

En déplaçant le piston de la seringue doucement pour se placer dans les conditions de température constante, on fait varier le volume du gaz.

On mesure la pression à l'aide d'un capteur de pression (pressiomètre) relié à l'extrémité de la seringue par un tuyau souple et le volume correspondant sera relevé sur la seringue.

V(ml)					
1/V (L)					
P (hPa)					

Questions :

- Tracer la courbe donnant les variations de P en fonction de $1/V$. Conclure

b. Donner la relation entre P et V (loi de Mariotte).

Calorimétrie

Notion de Température

La Température notée T est une grandeur macroscopique, elle représente l'agitation « mouvement » des molécules, des atomes dans le système considéré.

Le principe zéro de la Thermodynamique

La Température permet de savoir si un système Peut-être en équilibre thermique avec un autre système : si deux systèmes ont la même température alors ils sont en équilibre thermique, on définit ce qu'on appelle le principe zéro de la thermodynamique.

Deux corps A et B mis en contact tendent vers un état d'équilibre thermique : ils sont caractérisés par une même température.

Deux corps en équilibre thermique avec un troisième corp C sont en équilibre thermique avec eux.

$$\left. \begin{array}{l} T_A = T_B \\ T_A = T_C \end{array} \right\} T_A = T_B = T_C$$

Remarque :

La température passe toujours du corps chaud au corps froid mais pas le contraire. On dit que le corps chaud cède de la chaleur et que le corps froid reçoit de la chaleur.

Unités :

- La température en t (°C) ou T (K)
- La chaleur en joule Q, le travail (W) en joule(J) ou en calorie (cal)
- (1 cal= 4 ,18 J)
- $T(k) = T(^{\circ}C) + 273,15$

Le système

Définition :

Le système est une portion d'espace qu'on étudie. Il est limité par une surface réelle ou fictive à travers laquelle s'effectuent les échanges d'Energie ou de la matière avec le milieu extérieur, l'ensemble système et milieu extérieur constitue l'univers.

Remarque :

Tout ce que le système reçoit est compté positivement (+) tout ce que le système cède à l'extérieur est comté négativement (-)

Le calorimètre :

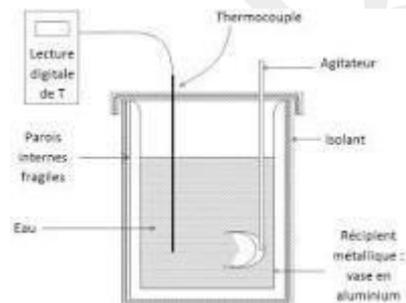


Figure3 : Un calorimètre et ses accessoires

Le système est un système isolé c'est-à-dire qu'il n'y a pas d'échange thermique entre l'intérieur et l'extérieur, l'échange se fait qu'à l'intérieur on mesure la quantité de chaleur dégagée ou bien absorbée dans un phénomène physique ou une réaction chimique.

$$\Sigma Q = 0$$

Les quantités de chaleur échangées seront calculées soit **par $Q=m.c (t_f - t_i)$** ou bien

$Q=C.(t_f-t_i)$, lorsque l'échange est due à une différence de température ΔT . Soit par **$Q=m.L$**

lorsque l'échange de chaleur est due à un changement de phase.

La valeur en eau μ

C'est la masse du calorimètre et ses accessoires son unité est le gramme(g).

$$Q_{cal} = C_{cal} \Delta T = \mu \times c_{p \text{ eau}} \Delta T$$

Chaleur spécifique (massique) c

Chaleur massique est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1 °C la température de l'unité de masse d'un corps. $c[\text{J/g.K}]$

$$Q = m \cdot c (t_f - t_i)$$

Chaleur spécifique (molaire) c

Chaleur molaire est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1 °C la température de l'unité de mole d'un corps. $c[\text{J/mol.K}]$

$$Q = n \cdot c (t_f - t_i)$$

Capacité calorifique (thermique) C

Capacité calorifique ou thermique d'un corps est la quantité de chaleur nécessaire pour élever sa température de 1 °C. $C [\text{J/K}]$

$$Q = C \cdot (t_f - t_i)$$

Chaleur latente de fusion L_f

La chaleur latente de fusion est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse ou de mole d'un corps à température constante de l'état solide à l'état liquide **$[\text{J/g}]$ ou bien $[\text{J/mol}]$**

$$Q = m \cdot L_f \quad \text{ou bien} \quad Q = n \cdot L_f$$

Chaleur latente d'évaporation L_v

La chaleur latente d'évaporation est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse ou de mole d'un corps à température constante de l'état liquide à l'état gazeux **$[\text{J/g}]$ ou bien $[\text{J/mol}]$**

$$Q = m \cdot L_v \quad \text{ou bien} \quad Q = n \cdot L_v$$

TP N° 2 : chaleur latente de fusion de la glace

But

Dans ce travail pratique on se propose de déterminer la chaleur latente de fusion de la glace, le changement physique se fait toujours à température constante mais d'abord on doit calculer la valeur en eau du calorimètre et ses accessoires.

Principe

Ce travail se base sur le principe de conservation de l'énergie $\sum Q = 0$ appliqué aux systèmes isolés thermiquement.

Au sein du calorimètre vase Dewar qui est l'un des calorimètres le plus simple ou se déroule des échanges thermiques, le corps chaud cède de la chaleur Q_1 est négative et le corps froid reçoit de la chaleur Q_2 est positive, le changement de chaleur se fait à une température d'équilibre (T_{eq})

Appareils et matériels

- calorimètre
- thermomètre
- Bain marie
- balance
- bécher
- eau distillée
- éprouvette graduée
- glace

Théorie

La somme de la quantité de la chaleur est égale à zéro → $Q_1 + Q_2 + Q_3 = 0$

$$Q_1 = m_1 c_{pH_2O} \Delta T = m_1 c_{pH_2O} (T_{eq} - T_1)$$

$$Q_2 = m_2 c_{pH_2O} \Delta T = m_2 c_{pH_2O} (T_{eq} - T_2)$$

$$Q_{cal} = C \Delta T = \mu c_{pH_2O} (T_{eq} - T_1)$$

Détermination de la valeur en eau du calorimètre (μ)

Mode opératoire

1. Mesuré 80ml de l'eau distillée à l'aide d'une éprouvette graduée.
2. Mettre l'eau dans le calorimètre, puis mesurez sa température avec le thermomètre (T_1)
c'est la température initiale de l'eau et du calorimètre.
3. Mettre l'eau distillée dans un grand béccher chauffée dans le bain de marie à une température de 60°C
4. Mesuré 80ml d'eau distillée chaude à l'aide de l'éprouvette graduée, Verser l'eau chaude dans le calorimètre (cette partie doit être très rapide pour éviter le refroidissement d'eau)
5. Attendre un moment puis prendre la température d'équilibre (T_{eq})

Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace (L_{fus})

Mode opératoire

1. Peser le verre à montre vide, puis mettez la tare.
2. Prendre un morceau de glace et peser sa masse (g)

3. La température du morceau de glace ($T_g = 1^\circ\text{C}$).
4. Mettez le morceau de glace dans le calorimètre (le calorimètre contient l'eau froide, l'eau chaude).
5. Après être sûr que la glace a fondu, prendre la nouvelle température d'équilibre (T_{eq})

Questions

Toutes les réponses doivent être justifiées

1. Calculer la valeur en eau du calorimètre (μ)
2. Calculer la chaleur latente de fusion de glace (L_f) Comparez la valeur expérimentale avec la valeur théorique donnée dans le cours.
3. Dédurre la chaleur latente de solidification (L_s)
4. Après avoir calculer mettez vos valeurs dans le tableau ci-dessous

On donne: $C_p_{(H_2O)_L} = 1 \text{ cal g}^{-1} \text{ deg}^{-1}$ (Liquide); $C_p_{(H_2O)_S} = 0.5 \text{ cal g}^{-1} \text{ deg}^{-1}$ (solide)

	Masse (g)	Température (°C)	Les valeurs Calculés
L'eau froide	$m_1 = \dots$	$T_1 =$	
L'eau chaude	$m_2 =$	$T_2 =$	
Mélange de l'eau dans le calorimètre		$T_{eq} =$	
calorimètre			$\mu =$
L'échantillon de glace	$m =$	T_g	
Mélange de l'eau et de la glace dans le calorimètre		$T_{eq}' =$	
Chaleur latente de fusion de la glace			$L_{fus} =$
Chaleur latente de solidification de l'eau			$L_{sol} =$

TPN°3 : Chaleur de dissolution/ enthalpie de dissolution

But

Détermination de la chaleur de dissolution (ΔH_d) de l'acide sulfurique (H_2SO_4) et en déduire la chaleur de dissociation : $\Delta H_f + \Delta H_d = 0$ $\Delta H_f = -\Delta H_d$

Principe

Ce travail se base sur le principe de conservation de l'énergie $\sum Q = 0$ appliqué aux systèmes isolés thermiquement.

Appareils et matériels

- calorimètre
- Acide sulfurique
- bain marie
- balance
- bêcher
- eau distillée
- éprouvette graduée
- thermomètre
- Tube à essai avec bouchon

Mode opératoire :

I-Détermination de la valeur en eau du calorimètre

1. Mesurer 80 ml de l'eau à l'aide d'une éprouvette graduée.
2. Mettre l'eau dans le calorimètre, puis mesure sa température avec le thermomètre (T_1).

C'est la température initiale de l'eau et du calorimètre.

3. Mettre l'eau dans un grand b cher chauffée dans le bain marie
4. Prendre 80 ml d'eau chaude à l'aide de l'éprouvette graduée, puis mesurer la température de l'eau chaude (T_2) ; $T_2 > T_1$
5. Verser l'eau chaude dans le calorimètre dans le calorimètre (cette partie doit être très rapide pour éviter le refroidissement de l'eau)
6. Attendre un moment puis mesure la température d'équilibre (T_{eq})

II- Détermination de la chaleur de dissolution de l'acide sulfurique

Mode opératoire :

1. Prendre 5 ml de l'acide sulfurique (H_2SO_4) concentré, en utilisant une éprouvette graduée, la température de H_2SO_4 est $t_3=22^\circ C$
 1. Peser le tube à essai avec bouchon vide m_3
 2. Peser le tube à essai rempli de (H_2SO_4) (m_4)
 3. Verser le contenu de tube à essai dans le calorimètre (le calorimètre contient de l'eau froide, l'eau chaude)
 4. Attendre un moment puis mesurer la nouvelle température d'équilibre (T_{eq})

Questions :

Toutes les réponses doivent être justifiées.

1. Calculer la valeur en eau du calorimètre (μ)
2. Calculer la masse (m_4) utilisé de l'acide sulfurique (H_2SO_4)
3. En versant l'acide dans l'eau, que remarquez-vous ?
4. Ecrire la réaction de dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau
5. La réaction est-elle endothermique ou bien exothermique
6. Calculer la chaleur de dissolution ΔH_{diss} de (H_2SO_4). En déduire la chaleur de dissociation ΔH_d de (H_2SO_4). En cal gr^{-1} et en cal mol^{-1}

7. Donner une définition simple de la chaleur de dissolution ΔH_d de (H_2SO_4) .
8. Quelle est la différence entre la chaleur de dissolution et l'énergie de liaison

On donne : $C_{p(\text{H}_2\text{O})} = 1 \text{ cal}^{-1} \text{ deg}^{-1}$ (l : liquide) et $T_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 22^\circ\text{C}$

BELARBI.L

TP N°4 : capacité calorifique d'un corps liquide et d'un corps solide

But

Mesurer les capacités calorifiques d'un corps liquide (alcool) de l'acier et du cuivre et les comparées avec celle de l'eau que déduisez-vous ?

Principe

Ce travail se base sur le principe de conservation de l'énergie $\sum Q_i = 0$ appliqué aux systèmes isolés thermiquement

Appareils et matériels utilisés :

- bain marie
- balance
- calorimètre
- éprouvette graduée
- erlenmeyer
- plaque chauffante
- thermomètre.

Acier, Alcool, cuivre ,eau distillée.

Modes opératoires

I-Détermination de la valeur en eau du calorimètre

1. Mesurer 80 ml de l'eau à l'aide d'une éprouvette graduée
2. Mettre l'eau dans le calorimètre, puis mesurer sa température avec le thermomètre (T_1) C'est la température initiale de l'eau et du calorimètre.
3. Mettre l'eau dans un grand bûcher chauffée dans le bain marie jusqu'à 60°C (T_2)

4. Mesurer 80 ml d'eau chaude à l'aide d'une éprouvette graduée, verser l'eau chaude dans le calorimètre (cette partie doit être très rapide pour éviter le refroidissement de l'eau)

5. Attendre un moment puis mesurer la nouvelle température d'équilibre (T_{eq})

II- Détermination de la capacité calorifique de l'alcool

Mode opératoire

1. Prendre 5 ml d'alcool à l'aide d'une éprouvette graduée. Mettre ce volume-là dans un erlenmeyer et le chauffer dans le bain marie (la température ne doit pas dépasser 40°C, les alcools sont très volatils).

2. Mesurer la température de l'alcool (T_3)

3. Verser l'alcool dans le calorimètre

Dans le calorimètre (le calorimètre contient l'eau chaude, l'eau froide).

4. Attendre un moment puis prendre la nouvelle température d'équilibre (T_{eq})

III- Détermination de la capacité calorifique de l'acier

Mode opératoire

1 Peser le morceau d'acier m_{acier}

2 Chauffer le morceau d'acier (la température de l'acier doit atteindre les environs de 80°C)

(T_4) Prendre le morceau d'acier avec une pince et le mettre rapidement dans le calorimètre (le calorimètre contient l'eau froide, l'eau chaude l'alcool).

3. Attendre un moment puis prendre la nouvelle température d'équilibre (T_{eq}).

IV- Détermination de la capacité calorifique du cuivre

Mode opératoire

1. Peser le morceau du cuivre (m_{cuivre})

- 2 Chauffer le morceau du cuivre (la température du cuivre doit atteindre les environs de 80°C) (T_5). Prendre lo morceau du cuivre avec une pince et le mettre rapidement dans le calorimètre (le calorimètre contient l'eau froide, l'eau chaude l'alcool et l'acier).
- 3.Attendre un moment puis prendre la nouvelle température d'équilibre (T_{eq}).

Questions

(Toutes les réponses doivent être justifiées)

1. Calculer la valeur en eau du calorimètre(μ).
2. Calculer la capacité calorifique de l'alcool.
3. Calculer la capacité calorifique du morceau d'acier
4. Calculer la capacité calorifique du morceau du cuivre.
5. Donner en ordre croissant les valeurs de C_p de l'eau, l'alcool, l'acier et

T.PN° 5 : Détermination de la constante d'équilibre de l'acide acétique et de l'acide formique

I. INTRODUCTION

Un acide est dit faible lorsque son ionisation en solution aqueuse est partielle (donc réversible et limitée à un équilibre). Pour un acide faible de formule HA, on peut écrire



Cette constante, appelée constante d'acidité ou K_A , permet de caractériser la force relative de cet acide. Plus l'acide est fort, plus son ionisation est marquée et plus sa constante d'acidité est élevée. On l'écrit :

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{AH}]} \quad (2)$$

A tout acide faible HA est associé une base faible A^- . Les espèces HA et A^- forment un couple acide-base et A^- est appelée base conjuguée de HA.

Il est aisé de comprendre que plus la forme acide du couple est forte, plus la forme basique sera faible. Ainsi le K_A sert aussi à classer les bases faibles en fonction de leur force respective.

La détermination du K_A est donc importante pour le chimiste. Actuellement il existe des tables reprenant les constantes d'acidité de nombreux couples. Nous allons voir comment, expérimentalement, il est possible de déterminer la valeur de cette constante.

Le traitement des données expérimentales se fera à l'aide du tableur Excel de Microsoft.
L'outil informatique permet entre autres d'automatiser, simplifier une tâche fastidieuse.

2. EQUILIBRE, ENTHALPIE LIBRE, ENTHALPIE et ENTROPIE

La réaction chimique est en réalité une réaction d'équilibre où la position d'équilibre peut varier d'une extrémité à l'autre. Tout dépend de l'enthalpie libre du système (ΔG) :

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -RT \ln K_{\text{éq}} \quad (3)$$

ΔG° représente l'enthalpie libre du système (réaction chimique) à l'état standard ($T=25^\circ\text{C}$, $P=1\text{atm}$, une concentration 1M pour une solution). ΔH° et ΔS° désignent respectivement la variation d'enthalpie et la variation d'entropie des produits impliqués dans la réaction pris à l'état standard. $R=8,3144 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Si $\Delta G^\circ < 0$, $K_{\text{éq}} > 1$ l'équilibre est déplacé vers la droite

Si $\Delta G^\circ > 0$, $K_{\text{éq}} < 1$ l'équilibre est déplacé vers la gauche

Si $\Delta G^\circ = 0$, $K_{\text{éq}} = 1$ la réaction est en équilibre (on parle de réaction réversible)

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \text{ ou } [\text{H}_3\text{O}^+] = K_A \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad (1)$$

$[\text{HA}] = \frac{C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_B}{V_A + V_B}$ càd le nombre de mole d'acide encore présent / par le volume total

$$[\text{A}^-] = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A + V_B} \quad \text{càd nombre de mole de base ajouté / volume total}$$

L'équation (1) devient $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_A \left(\frac{C_A \cdot V_A - C_B \cdot V_B}{C_B \cdot V_B} \right)$

Ou encore $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{(K_A \cdot C_A \cdot V_A) - (K_A \cdot C_B \cdot V_B)}{C_B \cdot V_B} = \frac{K_A \cdot C_A \cdot V_A}{C_B \cdot V_B} - \frac{K_A \cdot C_B \cdot V_B}{C_B \cdot V_B} = \frac{1}{V_B} \cdot \frac{K_A \cdot C_A \cdot V_A}{C_B} = [\text{H}_3\text{O}^+] + K_A$

$$1/V_B = C_B/C_A \cdot V_A + C_B/K_A \cdot C_A \cdot V_A \cdot [H_3O^+]$$

Sous forme de droite $y = b + a \cdot x$

L'équation obtenue peut se ramener à l'équation d'une droite (Les grandeurs K_A , C_A et C_B sont fixées initialement. Ce sont donc des constantes.) du type $y = ax + b$.

Supposons maintenant que, pour un même volume initial constant V_A d'acide faible, on ajoute différents volumes V_B de base. On constate que, d'après l'équation ci-dessus, le Ph va varier. Si on mesure à chaque ajout le Ph, on va obtenir un ensemble de couples de points V_B et $[H_3O^+]$.

L'équation nous montre qu'en portant en graphique $1/V_B$ en fonction de $[H_3O^+]$ on obtient une droite ($y = b + a \cdot x$) dont le coefficient angulaire (pente) (a) nous permet de déterminer K_A . C'est donc à partir du graphique que nous pourrions déterminer K_A .

4. LA MANIPULATION :

- Préparer une solution de NaOH $C_B = 0,1M$
- Préparer une solution $C_A = 0,1M$ en CH_3COOH (éthanoïque ou acide acétique).
- Préparer une solution $C_A = 0,1M$ en $HCOOH$ (méthanoïque ou acide formique).
- Monter un dispositif de titrage volumétrique avec
 - Dans la burette 50ml de NaOH $C_B = 0,1M$
 - Dans l'erlenmeyer $V_A = 25ml$ de l'acide $C_A = 0,1M$
- Ajouter progressivement les volumes V_B de base tels qu'indiqués dans le tableau et mesurer le Ph au Ph-mètre (de préférence) ou au papier indicateur.

- Compléter le tableau suivant :

<u>V_B</u> [en ml]	<u>1/V_B</u> [en l ⁻¹]	<u>méthanoïque</u>		<u>éthanoïque</u>	
		<u>Ph</u>	<u>[H₃O⁺]</u>	<u>Ph</u>	<u>[H₃O⁺]</u>
<u>2</u>	-	-	-	-	-
<u>4</u>	-	-	-	-	-
<u>6</u>	-	-	-	-	-
<u>8</u>	-	-	-	-	-
<u>10</u>	-	-	-	-	-
<u>12</u>	-	-	-	-	-
<u>14</u>	-	-	-	-	-
<u>16</u>	-	-	-	-	-
<u>18</u>	-	-	-	-	-
<u>20</u>	-	-	-	-	-
<u>22</u>	-	-	-	-	-
<u>24</u>	-	-	-	-	-

- Tracer le graphique $1/V_B$ en fonction de $[H_3O^+]$ et déterminer graphiquement la pente de cette droite. Puis calculer K_A (voir formule plus haut),
- Utiliser la méthode de régression linéaire pour calculer la constante d'acidité K_A ,
- Comparer les valeurs obtenues avec celles données dans la littérature :

$K_A=1,85 \cdot 10^{-5}$ (acide acétique) ; $K_A=1,78 \cdot 10^{-4}$ (acide formique)

BELTA

Modèle de compte rendu

1. Objet du TP

Dire ce que vous souhaitez réaliser mais ne répéter pas ce qui est dans le polycopié, il faut une touche personnelle.

2. Partie théorique

Rappeler brièvement les équations chimiques, relations, lois que vous aurez à utiliser pour la réalisation de votre manipulation.

3. Partie expérimentale

- Description très succincte de votre manipulation
- Résultats obtenus sous forme de tableau de valeur
- Exploitation et interprétation des résultats
- Répondre aux questions posées lors de la séance

4. Conclusion

- Résultats satisfaisant, confirmation d'une loi.....
- Vos critiques ou suggestions quand à l'utilité de la manipulation.
- La conclusion reflétera votre intérêt au travail que vous venez d'effectuer et ne doit pas dépasser 4 à 5 lignes d'écriture.

Bibliographie

Thermodynamique : Fondements et applications par Jean Philippe Anermet

Travaux pratiques de Thermodynamique par Bernard Bousquet

Manuel de Travaux pratiques de Thermodynamique par A. Depeyre et J-L Chevalier

BELARBI.L