

Université Mentouri Constantine

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Travaux Pratiques BioPhysique

**2^{ème} année
LMD**

Année universitaire 2016 - 2017

Pr. Lounis CHEKOUR

Règlement intérieur des Travaux Pratiques

Nécessaire pour réaliser un TP :

Papier millimétré, papier blanc, crayon, gomme, calculatrice, Blouse. L'Effaceur – Correcteur est inutile, car il est non économique et encore moins écologique.

Manipulation et Compte-rendu

- Pour faire un bon TP, il est indispensable de lire le polycopié et de préparer la partie théorique du compte rendu.

- Une feuille de résultats (fiche technique) de chaque TP vous sera remise. Vous suivrez pas à pas les points présentés pour préparer la partie théorique et la manipulation.

- Le compte rendu est composé de deux parties : une partie théorique et une partie expérimentale :

- La partie théorique est personnelle. Elle est notée sur 05 points. Chaque étudiant doit remettre son travail personnel avant le début de la séance. A défaut l'étudiant aura la note 00/05

- La partie expérimentale doit être réalisée en collaboration avec les personnes qui composent le groupe ou le binôme.

- Et Il n'est pas permis aux étudiants de consacrer le temps de la manipulation et du compte rendu commun pour faire la partie théorique.

Le compte rendu final, à remettre à la fin de la séance, sera composé de la partie expérimentale et des deux parties théoriques de chacun des étudiants du binôme et du trinôme.

- Pour réaliser la partie théorique, suivez les points demandés au niveau de la feuille de bord de chaque TP. Répondez de manière simple en utilisant de courtes phrases. Il est inutile de recopier le polycopié. On n'en tiendra pas compte. Si le travail réalisé s'avère être du plagiat ou fait à l'aide de la méthode « COPIER - COLLER » la note sera zéro.

- Le travail le plus important (et le mieux noté) est celui qui fait ressortir les résultats expérimentaux, par leur bonne présentation, leur analyse et critiques.

- Le compte-rendu SERA NOTÉ en fonction de votre AVANCEMENT dans le travail. L'étudiant qui prépare son TP, par la lecture et la réalisation des exercices éventuellement demandés, avancerait mieux et bien dans ses manipulations et de la réalisation de ses comptes-rendus.

Absences

La présence des étudiants à toutes les séances de travaux pratiques est obligatoire. En cas de difficulté majeure, ou si un membre d'un binôme est toutefois absent, l'autre doit venir à la séance et faire le TP. Le justificatif d'absence doit être déposé au secrétariat. Il est possible de rattraper un TP raté durant une autre séance choisie avec le consentement de l'enseignant qui assure la manipulation. Les TP ratés durant les jours fériés seront rattrapés à la fin du semestre. Une semaine leurs sera consacrée. Leur programmation sera affichée au moment voulu.

Si l'étudiant cumule deux (ou plus) d'absences, il aura droit à un seul rattrapage. Même si toutes ses absences sont justifiées. Et la moyenne sera faite sur les notes obtenues des TP réalisés. Les autres seront notés zéro.

Retards

Les retards doivent être minimisés. En cas de retard important (> 30mn), ou de retards fréquents, l'accès au laboratoire sera refusé. Les conséquences en seront identiques à celles d'une absence non excusée.

Plagiat

Le plagiat est le fait de s'approprier un texte ou partie de texte, une image, ou tout travail réalisé par une autre personne. Si un report d'une partie d'un travail d'autrui, la référence doit être signalée dans la bibliographie.

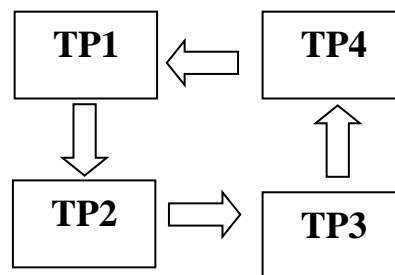
Déroulement des manipulations

Au niveau du laboratoire de BioPhysique, il y a 2 séries de manipulations qui sont rattachées aux modules de Physique et de Biophysique. Les TP de Physique sont assurés durant le premier semestre de la première année (1LMD) et les TP de Biophysique le sont au second semestre de la deuxième année (2LMD). Ces TP ont pour objectif d'assurer l'approche expérimentale des notions fondamentales présentées dans les cours magistraux et les travaux dirigés. Ils apportent aussi l'opportunité à l'étudiant de cerner et de comprendre certains phénomènes inhérents aux sciences biologiques.

Dans cette série de TP de BioPhysique, il y a quatre manipulations :

- TP1 : Détermination de *la tension superficielle* des solutions aqueuses.
- TP2 : Détermination de *conductivité* des solutions aqueuses.
- TP3 : Détermination de *viscosité* des solutions aqueuses.
- TP4 : Détermination de *Ph* des solutions aqueuses.

Les TP s'effectueront selon la rotation suivante :



Ordre de rotation des manipulations

Si, par exemple, un binôme commence par faire le TP3, le TP suivant est le TP4 qu'il réalisera quinze jours après, durant la même séance.

Une attention particulière sera portée à vos observations et vos interprétations. La clarté du compte-rendu, l'orthographe ainsi que l'attitude face aux expériences et la critique par rapport aux résultats seront plus gratifiées lors de la notation que la quantité de résultats cumulés.

Remarque : Des QUESTIONS se rapportant aux TP pourront être posées au CONTROLE des connaissances semestriel.

RAPPELS MATHÉMATIQUES

1 - Incertitudes dans les mesures

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

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

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

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

On peut essayer d'estimer l'incertitude à priori sur une détermination "unique", mais en s'appuyant sur une bonne connaissance du système.

On peut étudier la précision globale d'une mesure à partir d'une étude statistique.

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

2 - Incertitude sur une mesure directe

a) Incertitude absolue

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

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

b) Incertitude relative

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

3 - Incertitude sur une grandeur calculée

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

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

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

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

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

Quelques exemples :

$$\begin{aligned} \text{Ex. 1 : } g &= Ax + By, & dg &= A dx + B dy, \\ & & \Delta g &= A \Delta x + B \Delta y, \\ g &= Ax - By, & dg &= A dx - B dy, \\ & & \Rightarrow \Delta g &= A \Delta x + B \Delta y, \end{aligned}$$

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

Ex. 2 : $g = Axy,$ $\log g = \log A + \log x + \log y$
 $dg / g = dx / x + dy / y,$
 $\Rightarrow \Delta g / g = \Delta x / x + \Delta y / y,$

Ex. 3. $g = Ax / y,$ $\log g = \log A + \log x - \log y$
 $dg / g = dx / x - dy / y,$
 $\Rightarrow \Delta g / g = \Delta x / |x| + \Delta y / |y|$

Toute expression plus complexe pourra être traitée comme une combinaison des quatre exemples présentés ou bien directement en la différenciant. Ces méthodes sont souvent implantées directement dans des programmes informatiques de traitement statistique de données expérimentales.

• **Unités de mesure en physique : Unités du Système international**

Le Système international compte sept unités de base : le **mètre**, le **kilogramme**, la **seconde**, l'**ampère**, le **kelvin**, la mole et la candela, supposées quantifier des grandeurs physiques indépendantes. Chaque unité possède en outre un symbole (dans l'ordre pour les unités de base : *m, kg, s, A, K, mol* et *cd*).

Système	Unités
MKSA	Mètre, kg, seconde et Ampère
SI	MKSA + Kelvin (K) et Candela (Cd)
CGS	Cm, g et seconde

Tableau 1 - Différents systèmes d'unités

Nom	Symbole	Équivalence
mètre	m	(Unité SI)
centimètre	cm	$\equiv 10^{-2}m = 10^2 \mu m$
millimètre	mm	$\equiv 10^{-3}m = 10^3 \mu m$
micromètre, Micron	μ	$\equiv 10^{-6}m = 1 \mu m$
nanomètre	nm	$\equiv 10^{-9}m = 10 \mu m$
angström	Å	$\equiv 10^{-10}m = 0,1 nm = 10^4 \mu m$

Tableau 2 - Conversion des unités. Exemple de la longueur.

Grandeur	Nom	Symbole	Unité SI
courant électrique	ampère	A	A
charge électrique	coulomb	C	A.s
angle	degré	°	rad
température	degré Celsius	°C	K
énergie	joule	J	kg.m ² /s ²
température	kelvin	K	K
masse	kilogramme	kg	kg
volume	litre	L	m ³
longueur	mètre	m	m
force	newton	N	kg.m.s ⁻²
Pression	Pascal	Pa	N.m ⁻² =kg.m ⁻¹ .s ⁻²
champ magnétique	tesla	T	kg.s ⁻² .A ⁻¹
Temps	seconde	s	s
Résistance électrique	Ohm	Ω	Kg.m ² .s ⁻³ .A ⁻²
potentiel électrique	volt	V	kg.m ² .s ⁻³ .A ⁻¹
puissance	watt	W	kg.m ² .s ⁻³
Conductance	Siemens	Ω ⁻¹ Siemens (S)	Kg ⁻¹ .m ⁻² .s ⁺³ .A ⁺² = V ⁻¹ .A ⁺¹¹
Conductivité	Siemens/mètre	Ω ⁻¹ .m ⁻¹ (S. m ⁻¹)	Kg ⁻¹ .m ⁻³ .s ⁺³ .A ⁺²
Conductivité molaire	S.m ² .mole ⁻¹	Ω ⁻¹ .m ² mole ⁻¹	Kg ⁻¹ .m ⁻² .s ⁺³ .A ⁺²
Viscosité	Poiseuille	Pl	kg.m ⁻¹ .s ⁻¹ m ² &.mole ⁻¹
Tension superficielle	Force par unité de longueur	N. m ⁻¹	Kg..s ⁻²

Tableau 3 - Quelques grandeurs, leur désignation et leurs dimensions en SI

De ces unités de base on déduit des unités dérivées, par exemple l'unité de vitesse du système international, le mètre par seconde. Certaines de ces unités possèdent un nom particulier. Il existe également des préfixes officiels permettant de désigner les unités multiples et sous-multiples d'une unité. Par exemple, le sous-multiple du mètre valant $0,01m$ est appelé centimètre (symbole cm) puisque le préfixe correspondant à 10^{-2} est *centi*-.

Les unités de mesure (en physique) sont la base de toute représentation qualitative d'un phénomène. Elles permettent d'établir le lien entre la réalité et un modèle par le biais d'une échelle de mesure linéaire. Dans le tableau 3, ci-dessous, la colonne « Unité SI » donne la dimension de la grandeur en système international.

• Equations dimensionnelles

Elles s'expriment en fonction des grandeurs fondamentales par une relation, qui permet d'aboutir à l'équation aux dimensions, qui donne la dimension de la grandeur dérivée en fonction de $[L]$, $[T]$, $[M]$, $[I]$, $[q]$, $[n]$, $[J]$ (tableau.1, ci-dessous).

Longueur	Une seule unité	[L]	m
Aire	Produit de 2 longueurs	$[L]^2$	m^2
Volume	Produit de 3 longueurs	$[L]^3$	m^3
Vitesse	$v = \Delta d / \Delta t$	$[L] \cdot [T]^{-1}$	$m \cdot s^{-1}$
Vitesse angulaire	$\omega = \Delta \alpha / \Delta t$	$[T]^{-1}$	$rad \cdot s^{-1}$
Fréquence	$f = 1 / T$	$[T]^{-1}$	Hz (hertz)
Masse volumique	$\rho = m / V$	$[M] \cdot [L]^{-3}$	$kg \cdot m^{-3}$
Accélération	$\gamma = \Delta v / \Delta t$	$[L] \cdot [T]^{-2}$	$m \cdot s^{-2}$
Force	$F = m \cdot \gamma$	$[M] [L] \cdot [T]^{-2}$	N (newton)
Energie et travail	$W = F \cdot d$	$[M][L]^2 \cdot [T]^{-2}$	J (joule)
Résistance électrique	$R = U / I$	$[M][L]^2[T]^{-3}[I]^{-2}$	Ω (ohm)
conductance électrique	$G = 1 / R = I / U$	$[M]^{-1} [L]^{-2} \cdot [T]^3 [I]^2 S$	S(Siemens)
Tension superficielle	$\sigma = F / l$	$[M] \cdot [T]^{-2}$	N/m
Conductivité	χ	$[I]^2 \cdot [T]^3 \cdot [L]^{-3} \cdot [M]^{-1} = A^2 T^3 L^{-3} M^{-1}$	$S \cdot m^{-1}$,
Viscosité	η	$[M] \cdot [L]^{-1} \cdot [T]^{-1} [L]^2 \cdot [mole]^{-1}$	PI (Poiseuille)

Tableau 4 - Quelques grandeurs avec leurs dimensions

Exemple 1

- **Force de Tension superficielle d'une solution** : Force qui s'exerce sur les molécules superficielles d'une solution. La dimension de cette force est le Newton ou $kg \cdot m \cdot s^{-2}$.

- **Coefficient de tension superficielle**: C'est la force qui s'exerce sur les molécules surfacique par unité de longueur du périmètre de mouillabilité.

$$[\sigma] = [F] \cdot [l]^{-1} = [m \cdot \gamma]. [l]^{-1} = [m] \cdot [l] \cdot [t]^{-2} \cdot [l]^{-1} = [M] \cdot [L] \cdot [T]^{-2} \cdot [L]^{-1} = kg \cdot m \cdot s^{-2} \cdot m^{-1} = kg \cdot s^{-2}$$

Exemple 2

Dans le système CGS : la masse volumique de l'eau est $\rho = 1g/cm^3$

Et dans le système SI : $\rho = (10^{-3}kg) / (10^{-2}m)^3 = 10^{-3} \cdot 10^6 m^{-3} = 10^3 kg \cdot m^{-3}$

$$\implies \rho = 1000 kg \cdot m^{-3}$$

Remarque : Présentation des résultats

Une estimation des incertitudes nous conduit à limiter le nombre de chiffres significatifs quand on annonce le résultat d'une détermination expérimentale. Le dernier chiffre donné doit être le premier entaché d'erreur.

Exemple3

- Une longueur de $1m$ mesurée à un mm près devra s'écrire : $L = 1,000 m$.

- Un volume de $30 m\ell$. (millilitres) mesuré à un dixième de millilitre près s'écrira : $V = 30,0 m \ell$.

Si le résultat d'un calcul numérique fournit par exemple une valeur de $0,364852 mol \cdot \ell^{-1}$ avec une incertitude absolue de $0,017 mol \cdot \ell^{-1}$, on l'écrira : $c = 0,365 mol \cdot \ell^{-1}$ à $0,02 mol \cdot \ell^{-1}$ près.

Définition : Lorsque les dimensions à droite et à gauche d'une équation sont identiques, on dira que cette équation est homogène.

Théorème : Toute équation non homogène est nécessairement FAUSSE.

T.P 1 : Tension superficielle

I - But

- Mesure de la tension superficielle de différentes solutions (éthanol, eau distillée, eau potable, et détergent ISIS vaisselle pur, etc.). La méthode utilisée est dite «d'arrachement».
- Calcul et comparaison des coefficients de tension superficielles correspondants.
- Influence d'un produit tensioactif (**ISIS**) sur la tension superficielle de l'eau potable.
- Et éventuellement, l'influence de la température sur la tension superficielle de l'eau potable.

II - Rappel

1- Notion et origine de tension superficielle

L'étude des surfaces revêt une importance particulière, car tout corps liquide ou solide, interagit avec le milieu ambiant, à travers la surface qui le délimite.

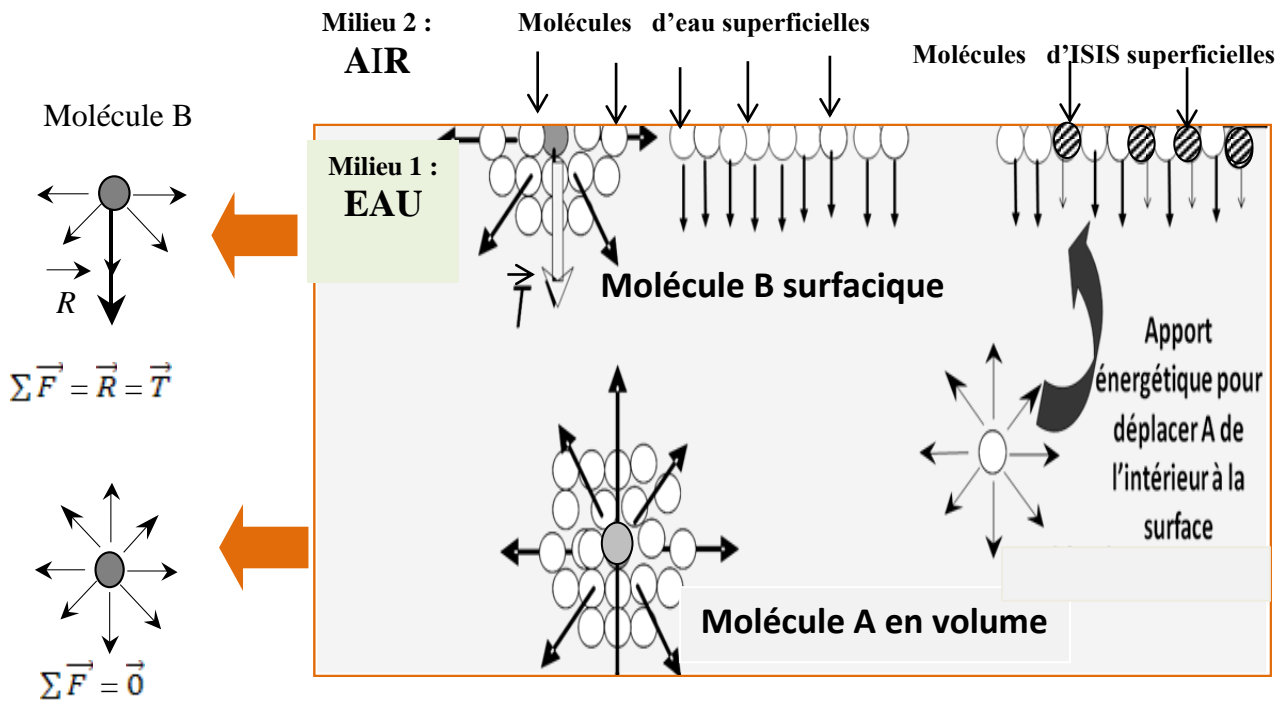


Fig.1 - Origine de la tension superficielle : Les molécules d'eau « A » sont dans le volume du liquide. Les molécules d'eau « B » sont à l'interface (les molécules d'ISIS sont jaunes).

Au sein du liquide les forces qui s'exercent sur les molécules **A** (fig.1) sont dues aux interactions des molécules voisines. La molécule **A** est entourée par ses voisines, et ce, dans toutes les directions. Ces forces se compensent par symétrie, et la force résultante est nulle.

Par contre, la molécule **B**, qui appartient à la surface, n'a de molécules voisines que dans la partie inférieure. Au dessus, elle ne possède pas de voisines : la résultante \vec{T} des forces qui agissent sur la molécule **B**, qui appartient à la surface, est donc dirigée vers le bas. Il en est de même de toutes les molécules superficielles qui forment ainsi une sorte de **pellicule tendue** qui comprime l'intérieur du liquide.

Pour amener une molécule **A**, qui est à l'intérieur du liquide et qui est en équilibre, à la surface, il est nécessaire de fournir un travail pour vaincre les forces de cohésion qui la relient aux autres molécules voisines.

Augmenter la surface d'un liquide coûte de l'énergie : Ainsi un liquide adoptera une forme qui minimise sa surface et donc son énergie pour se retrouver dans un équilibre stable. C'est ce qui explique la forme sphérique des bulles de savon et les différentes gouttes d'eau et autres liquides. Car c'est la forme sphérique qui présente la surface minimale par rapport aux autres géométries.

Le rôle de la tension superficielle est de s'opposer à l'augmentation de la surface d'un liquide. Il en résulte que les molécules superficielles du liquide ont une énergie supérieure à celle des molécules situées à l'intérieur. Cette énergie de surface est définie comme une tension superficielle qui s'oppose à toute tentative d'augmentation de la surface du liquide.

Et le coefficient de la tension superficielle est défini comme étant le travail ou l'énergie qu'il faut fournir (à température et pression constantes) pour accroître la surface du liquide d'une quantité dS , telle que :

$$dW = \sigma dS, \quad \text{et} \quad \sigma = \left(\frac{dW}{dS} \right)_{T,P}$$

Le coefficient de la tension superficielle σ représente l'énergie de 1joule dépensée pour créer une surface de $1m^2$ créée. Il a comme dimension : *Joule/m²*, ou *N/m*.

2 – Exemple

a) Cas d'une tige immergée

Considérons une tige cylindrique de rayon r soutenue par un fil mobile, et partiellement immergée (fig.2). Le liquide cherchera à minimiser sa surface en exerçant une force \vec{F} sur les côtés de la tige.

C'est la force de tension superficielle qui va tendre à minimiser l'énergie du système en réduisant l'aire de l'interface liquide - air - solide.

Il faut exercer une force \vec{T} sur le fil mobile pour maintenir la surface constante, ou la tige en équilibre. La force de tension superficielle $\vec{T}_{s,t}$ s'écrit :

$$\vec{T}_{s,t} = \sigma L (-\vec{j})$$

Avec,

σ , coefficient de la tension superficielle,
 $L = 2\pi r$, le périmètre de la tige appelé périmètre de mouillabilité,

La surface du liquide qui est courbe au voisinage de la tige tend à devenir plane par l'influence de la tension superficielle (fig.2).

A l'équilibre, le bilan des forces, qui s'appliquent au centre de gravité G de la tige est :

Selon l'axe Ox, les forces de tension superficielles s'opposent et s'annulent, vu la symétrie de la géométrie de la tige. Et selon l'axe Oy, on peut écrire :

$$\sum \vec{F} = \vec{0} \Rightarrow P + T_{s,t} = F_a + T$$

Où :

T = Force de tension du fil, - $T_{s,t}$ = Force de tension superficielle tangentielle

F_a = Force de la poussée d'Archimède, - P = force poids de la tige.

Données :

- Une unité historique, est encore utilisée, c'est le **dyne.cm⁻¹**

$$1 \text{ dyne} = 10^{-5} \text{ N et } 1 \text{ dyne.cm}^{-1} = 10^{-3} \text{ N.m}^{-1}.$$

- Mais l'unité utilisée habituellement est le **N.m⁻¹**

- Pour l'interface **eau/air** (à 20 °C), on a $\sigma = 73 \cdot 10^{-3} \text{ N.m}^{-1}$

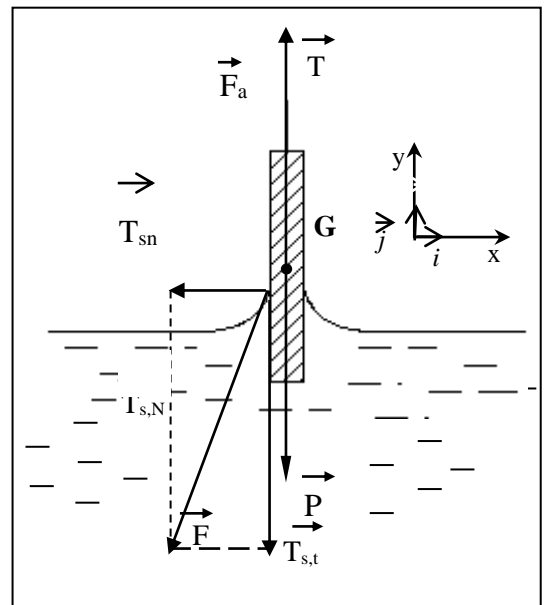


Fig.2 - Exemple d'une tige immergée

	σ ($\times 10^{-3}$ N.m ⁻¹)
Ether	19.3
Ethanol	22.3
Methanol	22.6
Benzene	28.9
Glycérine	64.0
Eau	72.8
Mercure	441.3

Tableau 1 - Coefficient de tension superficielle de quelques liquides en contact avec l'air, (Pression = 1 atm, T = 20°C).

III - Expérimentation

III.1. Mise en évidence de la tension superficielle

➤ Expérience n°1:

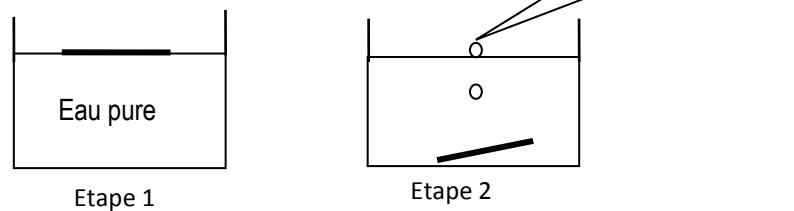


Fig.3 – Mise en évidence de ma tension superficielle

Etape 1 : Poser délicatement à la surface de l'eau une épingle dégraissée.

Observation : L'épingle flotte sur l'eau.

Etape 2 : Ajouter 3 ou 4 gouttes de détergent.

Observation : L'épingle coule.

Interprétation : Les gouttes de détergent modifient la tension superficielle de l'eau. La résultante des forces d'attraction exercées par l'eau additionnée de détergent est inférieure à la résultante des forces d'attraction électrostatiques exercée par l'eau pure sur l'épingle.

➤ Expérience n°2:

- Mettre de l'eau de robinet (ou distillée) dans un bêcher.
- Saupoudrer uniformément la surface de l'eau avec des grains de poivre noirs (fig.4) :
- Faites tomber une goutte d'Isis au milieu de la surface de l'eau (fig.5).

Observation : Effet de quelques gouttes d'Isis sur les particules de poivre.



Fig. 4 - Poudre de poivre à la surface de l'eau



Fig. 5 - Ajout de gouttes d'Isis.

Observation : Les grains de poivre surface en se dispersent uniformément à la surface de l'eau.

Observation : Les grains de poivre s'écartent en allant vers la partie éloignée où il y a absence d'Isis.

Explication :

L'ajout de liquide vaisselle à droite des grains de poivre a pour effet dans un premier temps de diminuer la tension superficielle à l'endroit où tombent les gouttes d'isis. Par contre, la tension superficielle à gauche ne diminue pas. Car en ce lieu, il y a absence d'isis, et la tension superficielle plus importante qu'à droite, va donc l'emporter et le poivre va se déplacer, de ce fait, vers la gauche.

III.2. Mesure de la tension superficielle : Méthode de l'arrachement

La tension superficielle d'une surface de liquide est très sensible à l'état de propreté de cette surface. Les principales sources de contamination d'une interface sont les impuretés chimiques (surtout les tensioactifs) et la poussière de l'air. Une contamination se traduit en général par un abaissement de la tension superficielle. L'eau est particulièrement difficile à garder propre.

Dans l'expérience qui suit, quelques précautions sont à prendre :

- Utiliser des récipients propres bien rincés à l'eau et séchés.
- Recouvrir immédiatement les solutions qui ne sont pas utilisées pour empêcher la contamination.

III.3. Mise en œuvre de la mesure de la détermination du coefficient de tension superficielle.

Le dispositif de mesure de la tension superficielle est décrit sur le schéma de la figure 6.

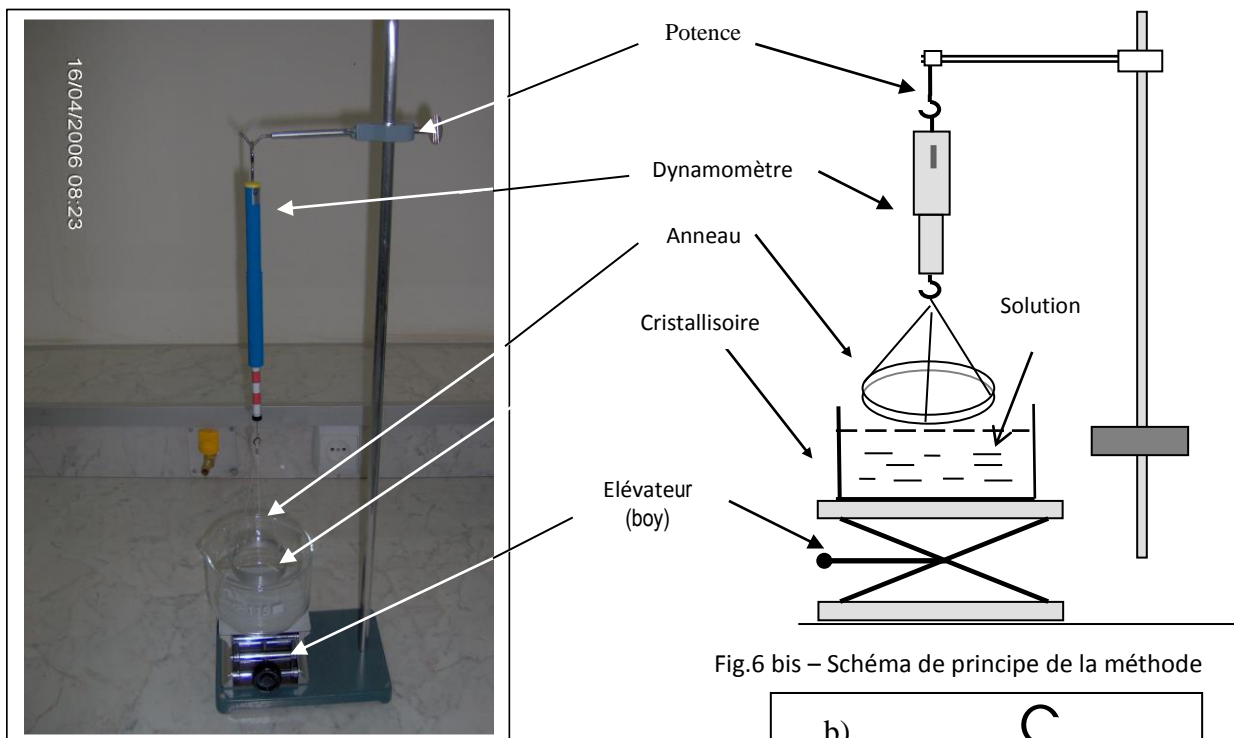


Fig.6 bis – Schéma de principe de la méthode

Fig.6 - Dispositif

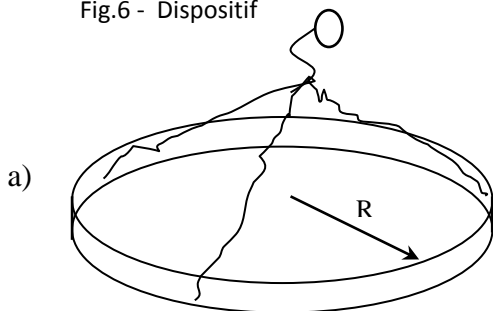
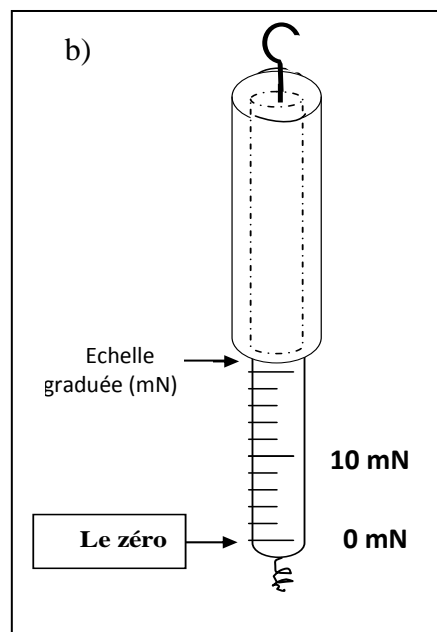


Fig.7 - a) Anneau b) Dynamomètre de précision.



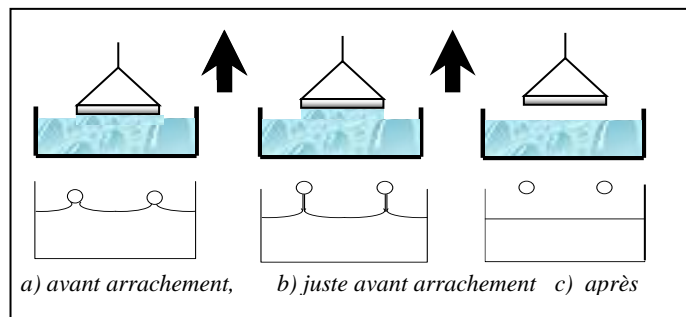
Données :

Anneau	Métallique léger à bord biseauté
Diamètre de l'anneau	6 cm
Dynamomètre	Erreur de lecture : $\Delta T = 1 \text{ mN}$

Le protocole de mesure est le suivant :

- ☞ Nettoyer avec précaution l'anneau de platine (fig.7a). Le suspendre au crochet situé à l'extrémité du dynamomètre.
- ☞ Après avoir réglé le zéro du dynamomètre (fig.7b), déterminer le poids **P (en mN)** de l'anneau.
- ☞ Commenter vos résultats.
- ☞ Régler une seconde fois le zéro du dynamomètre en présence de l'anneau. Cela vous permettra de lire directement la valeur de la force de tension superficielle.
- ☞ Versez la solution dans le récipient à une hauteur telle que l'anneau soit immergé.
- ☞ Descendre délicatement le cristallisoir de manière à amener l'anneau au voisinage de la surface du liquide (fig.8a). Arrêtez. Qu'observez – vous?
- ☞ En descendant progressivement encore, le boy, suivre simultanément l'indication du dynamomètre. Observer le phénomène avant l'arrachement comme il est indiqué sur le schéma de la figure 8b.
- ☞ Noter le maximum de la tension (**mN**) juste avant l'arrachement de l'anneau de la surface de l'eau.
- ☞ Recommencez la manipulation pour les différentes solutions aqueuses préparées. Comparer leur coefficient de tension superficielle et celles de la littérature
- ☞ Faire le même travail en mesurant la tension de l'eau en fonction du volume de détergent ajouté.

Fig.8 - Différentes étapes de la manipulation.



Le bilan des forces (fig.9) qui s'exercent sur le centre de gravité de l'anneau :

$$\vec{P} + \vec{T}_s = \vec{F}_a + \vec{T}$$

- Où :
- P = poids de l'anneau
 - T = tension du fil
 - T_s = force de tension superficielle = $\sum_i t_{s,i}$
 - t_i étant la force superficielle qui agit sur chaque élément de l'anneau
 - F_a = force d'Archimède négligeable devant les autres forces.

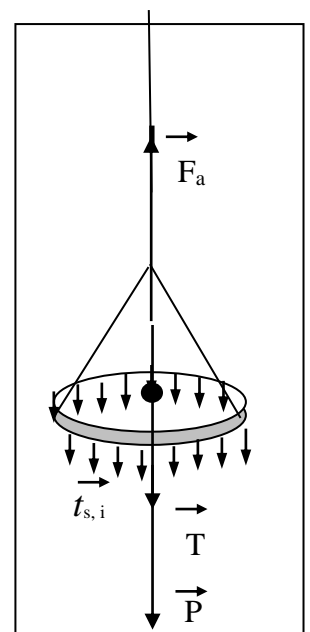
Grâce au dynamomètre de précision, on mesure la force que la surface du liquide exerce sur l'anneau de contact à la limite de l'arrachement de celui-ci. Cette force est la résultante du poids et des forces de tension superficielle :

$$T = P + T_s,$$

Avec $T_s = T - P = 2\sigma L$, et : $\sigma = T_s / \pi R$

Avec $R = 3cm$. (R , rayon de l'anneau).

Fig.9 - Bilan des forces



Nettoyez le matériel et laissez la paille propre ! MERCI

Lecture

La respiration, la tension superficielle et les surfactants

Les **300** millions d'alvéoles pulmonaires d'un adulte représentent une surface de **70 à 200 m²** L'équivalent d'une surface d'un appartement F3 ou F5 ! Cette surface entière est recouverte par un **liquide physiologique aqueux**, un mélange de 90 % d'eau, de 10 % de sels minéraux et de protéines.

Pour respirer, nous augmentons le volume pulmonaire en ouvrant la cage thoracique et en contractant le diaphragme. La surface d'échange s'accroît alors de près de **10m²**. Toutefois, la tension de surface du fluide recouvrant l'intérieur de nos alvéoles s'oppose à cette augmentation : En résistant à la dilatation des alvéoles, le fluide crée une force qui contrarie l'inspiration. La valeur de cette pression interfaciale est donnée par la loi de Laplace : la différence des pressions de part et d'autre d'une interface sphérique est égale au double de la tension superficielle divisée par le rayon de la sphère ($\Delta p = 2\sigma/R$). Ainsi, cette différence de pression est d'autant plus élevée que le rayon est petit. Pour une bulle d'un millimètre de diamètre, l'écart de pression est de l'ordre de 2,8 hectopascals, ce qui représente 0,3 pour cent de la pression atmosphérique. Si le diamètre de la bulle vaut un micromètre, l'écart est 1 000 fois plus grand et atteint 2 800 hectopascals, soit presque trois fois la pression atmosphérique!

Lorsque nous respirons, nos alvéoles sont directement en contact avec l'air extérieur par l'intermédiaire des voies respiratoires. La pression d'air au sein des alvéoles est donc égale à la pression atmosphérique. La loi de Laplace nous dit alors que la pression dans le fluide recouvrant les alvéoles et, par conséquent, dans les tissus pulmonaires (placés derrière le film liquide alvéolaire) est inférieure à la pression atmosphérique. Si le liquide physiologique qui recouvre nos membranes était purement aqueux, la différence de pression de part et d'autre de chacune des membranes alvéolaires serait de l'ordre de un pour cent de la pression atmosphérique. Nous respirerions alors comme si nous avions en permanence une masse de plusieurs kilogrammes sur la poitrine!

En outre, la variété de taille des alvéoles produirait une gêne respiratoire supplémentaire, plus importante encore. Selon la loi de Laplace, la pression est plus élevée au sein des petites bulles que dans les grandes. Quand deux bulles de tailles différentes sont reliées, la plus petite se vide dans la grande. Il en est de même pour les alvéoles. Dans les poumons, la pression est quasi uniforme. Ainsi, l'interface air-liquide pulmonaire crée des surpressions qui sont d'autant plus grandes que les alvéoles sont de petite taille. Si l'on suppose celles-ci tapissées d'eau salée, on conclut que les petites alvéoles se vident dans les grandes, réduisant ainsi la surface d'échange et l'efficacité pulmonaire.

Le surfactant pulmonaire

Pourtant il n'en est rien, car les cellules de la membrane alvéolaire, les pneumonies synthétisent un **surfactant**, c'est-à-dire des molécules **tensioactives** qui abaissent la tension superficielle en se concentrant à l'interface air-liquide. Ce mélange de **phospholipides** divise, par environ trois, la tension superficielle du liquide pulmonaire et le travail que nous devons fournir pour inspirer en est divisé d'autant. En outre, ces molécules qui «annihilent la tension superficielle» tendent à équilibrer les pressions qui règnent dans des alvéoles de tailles différentes. En effet, la quantité de surfactant reste constante à l'intérieur de chaque alvéole durant la respiration. Le nombre de molécules de surfactant par unité de surface devient d'autant plus grand que le volume (donc la surface) de l'alvéole diminue. Ainsi, la tension superficielle au sein du film alvéolaire diminue lorsque l'alvéole se contracte et augmente quand elle se dilate, ce qui, au cours du cycle respiratoire, équilibre les pressions exercées par les surfaces des pellicules liquides alvéolaires. L'absence ou l'excès de surfactant pulmonaire causent de nombreuses pathologies respiratoires. La plus grave est la détresse respiratoire des grands prématurés : normalement, à la naissance, le surfactant pulmonaire est libéré par les tissus où il était stocké, de sorte que les nouveau-nés respirent sans difficulté.

En revanche, les poumons des grands prématurés sont dépourvus de surfactant, qui n'est synthétisé qu'en fin de grossesse. Pour les aider à respirer, les pédiatres leur font inhaler un aérosol contenant un surfactant pulmonaire...

La tension superficielle alvéolaire

Elle s'exerce au niveau des alvéoles. Il existe une membrane alvéolocapillaire qui permet la séparation des gaz apportés par l'atmosphère et par le sang. A cette séparation, on observe que les molécules d'eau du plasma sont plus fortement attirées les unes vers les autres en présence des molécules de gaz. Cela entraîne une irrégularité d'attraction entre les molécules d'eau. C'est la tension superficielle. L'eau est donc responsable d'une très forte tension superficielle alvéolaire. Cette forte tension superficielle provoque une baisse du volume alvéolaire. La membrane alvéolocapillaire s'oppose à cette tension pour éviter l'affaissement alvéolaire. Le surfactant alvéolaire est la substance responsable de cela. Il est synthétisé au niveau de la membrane alvéolocapillaire. C'est une substance composée essentiellement de lipoprotéines qui réduit la tension superficielle. D'une façon imagée, il permet de " desserrer " les molécules d'eau pour favoriser le passage des gaz du compartiment aérien vers le compartiment sanguin.

La tension de surface à l'intérieur des alvéoles

La présence du surfactant alvéolaire, sécrété par des cellules pulmonaires spécialisées (les pneumocytes de type II), influence aussi le gradient de pression. La présence de cette substance diminue la tension de surface à l'intérieur des alvéoles et, par conséquent, facilite l'augmentation du volume des alvéoles lors de l'étirement des poumons.

Normalement, les alvéoles sont légèrement dilatées et leur tendance à s'affaisser est réduite au minimum par la présence du surfactant alvéolaire et par le maintien d'une pression intrapleurale légèrement inférieure à la pression intra-alvéolaire. La maladie des membranes hyalines, appelée aussi détresse respiratoire du nouveau-né, est secondaire à un manque de surfactant. Ce manque de surfactant sur la face interne de la muqueuse alvéolaire implique l'augmentation de la tension de surface. Cette augmentation de la tension de surface crée une force qui amène les parois des alvéoles à s'affaisser sur elles-mêmes comme celles d'un ballon dégonflé. Cet état a pour conséquence de rendre très difficile, ou même impossible, la dilatation des alvéoles, ou l'augmentation de leur volume, lors du processus inspiratoire (l'étirement des poumons). Dans ce cas, les alvéoles n'atteignent pas un volume suffisant pour diminuer de façon significative la pression intra-alvéolaire et, par conséquent, le gradient de pression établi est alors insuffisant pour faire entrer une quantité adéquate d'air dans les poumons. Il s'en suit une détresse respiratoire secondaire à la diminution de la ventilation alvéolaire et dont la conséquence est une diminution des échanges entre l'air alvéolaire et le sang. La carence en surfactant alvéolaire à la naissance implique donc une diminution du gradient de pression entre l'air alvéolaire et l'air atmosphérique provoquant de très grande difficulté à inspirer. Cette incapacité à inspirer adéquatement peut entraîner la mort du nouveau-né parce qu'il n'est plus en mesure de maintenir la composition adéquate de son sang en oxygène et en CO₂.

A quoi servent les tensioactifs ?

Avez-vous déjà lu l'étiquette détaillant la composition de votre lessive, votre produit vaisselle, votre savon ou votre shampoing... ? Vous découvrirez souvent les termes de tensioactifs, de surfactants ou d'agents de surface. Il s'agit de molécules qui permettent à l'eau de s'étaler sur une surface grasse. L'eau forme des gouttelettes sur une assiette grasse alors qu'avec du savon, elle s'étale sur l'assiette permettant son nettoyage. De plus, les tensioactifs facilitent l'extraction de la graisse avec de l'eau. Leurs molécules comportent en effet deux parties antagonistes, une partie lipophile le long de laquelle la graisse s'accroche volontiers et une partie hydrophile leur permettant d'être véhiculées dans l'eau de lavage. Ils vont ainsi entraîner les molécules de graisse dans l'eau. Mission impossible à remplir sans eux compte tenu de l'insolubilité du gras dans l'eau.



Les tensioactifs peuvent être chargés négativement, les anioniques ; positivement, les cationiques ; ou non chargés, les non ioniques. Autant de précisions qui apparaissent aussi sur le détail de la composition des détergents.



Comment mélanger de l'huile et de l'eau ?

Mélanger de l'huile à de l'eau est impossible. Certes, après une agitation vigoureuse, des gouttelettes d'huile sont dispersées dans l'eau mais, rapidement, celles-ci remontent à la surface et s'agglomèrent pour former une nouvelle nappe d'huile. Les molécules constituantes de ces deux liquides se repoussent. Seul un corps **ambivalent** permet un mélange. C'est le cas du jaune d'œuf dont la molécule de **lécithine** présente deux parties antagonistes ; une partie chargée électriquement qui se lie facilement avec l'eau et une longue partie neutre qui a de l'affinité avec l'huile. Parfaite interface ! Un jaune d'œuf mélangé à de l'huile permet à l'huile de se disperser en gouttelettes dans l'eau, gouttelettes qui restent stable à cause du film de lecithine qui les entoure. Partie hydrophile dirigée vers l'eau et partie hydrophobe vers le centre de la gouttelette où se trouve l'huile. L'émulsion obtenue reste ainsi stable. Il ne reste plus qu'à l'assaisonner et la consommer : c'est la mayonnaise.

TP 2 - CONDUCTIMETRIE

I - But

- Mesure de la conductivité de quelques solutions électrolytiques (eau distillée, eau potable, eau javel, éthanol, etc.).
- Titrage conductimétrique : Détermination de la molarité d'une solution (vinaigre) *acide* par l'étude de la variation de sa conductivité en fonction du volume d'une base (soude) ajoutée.

II - Rappels sur la conductivité des solutions

La conductivité électrique, contrairement à la résistivité ρ , est l'aptitude d'un matériau ou d'une solution à laisser les charges électriques se déplacer librement, autrement dit à permettre le passage du courant électrique.

Parmi les meilleurs conducteurs, il y a les métaux (comme le cuivre, l'aluminium, etc.) pour lesquels les porteurs de charge sont les « électrons libres ». Dans le cas des solutions électrolytes le passage du courant est assuré par les ions. La conductivité de ces solutions dépend de la nature des ions présents et de leurs concentrations. Elle peut être mesurée à l'aide d'un conductimètre.

La connaissance de la conductivité permet d'évaluer la concentration en ions d'une solution. Toute espèce chargée est susceptible de transporter du courant électrique au sein d'une solution. Le courant est transporté par déplacement des charges positives (cations) dans les sens du champ électrique, vers le pôle négatif. Les anions (charges négatives) circulent en sens inverse.

L'unité de la conductivité est le $S.m^{-1}$ (Siemens par mètre).

Dimension: $[\chi] = A^2 \cdot s^3 \cdot m^{-3} \cdot kg^{-1} = I^2 T^3 L^{-3} M$

Attention : $1 mS.cm^{-1} = 0,1 S.m^{-1}$

II.1 - Conductivité χ d'une solution ionique

La valeur de la conductance G d'une solution ionique dépend de la nature de la solution, ainsi que de la géométrie de la cellule de mesure. Elle peut être déterminée par la relation :

$$G = \chi (S/L) \quad \text{et} \quad G = I / R$$

La conductance est G l'inverse de la résistance R (Ohms (Ω)).

Avec, G en siemens (S), S en m^2 , L en m et χ en Siemens par mètre ($S.m^{-1}$).

Pour rappel, la résistance d'une portion d'électrolyte de forme parallélépipédique, comprise entre les deux électrodes (fig.1), a même expression que celle d'un conducteur métallique de section S et de longueur L (fig. 2):

$$R = \rho (L/S)$$

Avec : ρ , la résistivité ; L , la distance entre les électrodes et S , la section des électrodes

II.2 - Conductance d'une solution électrolytique

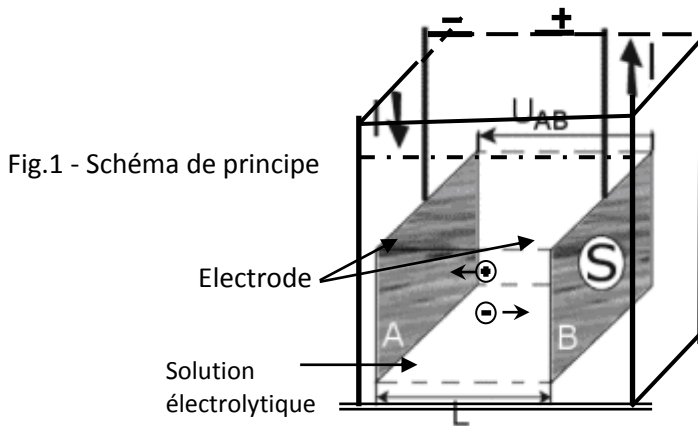


Fig.1 - Schéma de principe

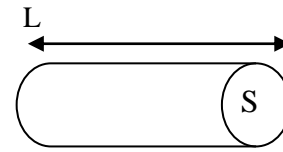


Fig.2 - Barreau

On peut donc à l'aide d'une simple cellule, d'un générateur de tension U_{AB} et d'un ampèremètre branché en série, déduire la conductance à l'aide de la loi d'Ohm :

$$U = R.I = \frac{I}{G} \quad \text{Où : } G = \frac{1}{R}$$

Avec, U en volts (V), R en ohms (Ω), I en ampères (A) et G en siemens (S) ou en Ω^{-1} On peut aussi écrire :

$$G = \frac{I}{U}$$

La conductance dépend des deux électrodes utilisées pour la mesure (l'ensemble des deux électrodes est appelé cellule conductimétrique). La conductance est d'autant plus grande que la surface immergée S des électrodes est grande et que la distance L entre ces dernières est petite. Comme le rappelle une relation précédente :

$$G = \chi (S/L)$$

Où $\chi = 1/\rho$, représente la conductivité de la solution.

Son unité est le $S.m^{-1}$ (Siemens par mètre), avec la surface S en m^2 et la distance L en m . Le rapport S/L , appelé « constante de cellule », peut être déterminé en mesurant la conductance d'une solution étalon. La conductivité représente l'aptitude d'une solution à conduire le courant électrique. Elle ne dépend pas du système de mesure utilisé, elle ne dépend que des caractéristiques de la solution (concentration, nature des ions et température).

On appelle χ la conductivité de la solution. Cette grandeur est caractéristique de la solution. Elle dépend de la concentration en ions et de la température de la solution.

Un conductimètre, préalablement étalonné, permet d'afficher directement la valeur de la conductivité σ de la solution.

II.3 - Conductivité molaire ionique λ_i

La valeur de la conductivité χ peut être calculée à partir des conductivités molaires ioniques λ_i des ions qui composent cette solution (voir tableau ci-dessous donné à titre indicatif), ainsi que de leur concentration $[X_i]$:

$$\chi = \sum \lambda_i [X_i]$$

Avec, χ en $S.m^{-1}$, λ_i en $S.m^2.mol^{-1}$ et $[X_i]$ en $mol.m^{-3}$.

On remarque que les ions H_3O^+ et OH^- ont, en solution aqueuse, une conductivité molaire ionique plus importante que celle des autres ions. Ces deux ions étant des dérivées de l'eau leur mobilité dans l'eau est

en effet très importante. Cependant, dans le cas de l'eau pure, leur concentration est très faible ($10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$) et leur contribution est donc négligeable : une solution d'eau pure ne conduit que très peu l'électricité.

Exemple : La conductivité d'une solution de chlorure de sodium de concentration

$$C = [Cl^-] = [Na^+] = 2,00 \text{ mol.m}^{-3} \text{ est égale à : } \chi = \lambda_{(Cl^-)} \cdot [Cl^-] + \lambda_{(Na^+)} \cdot [Na^+]$$

$$\text{Et, } \chi = 7,63 \cdot 10^{-3} \times 2,00 + 5,01 \cdot 10^{-3} \times 2,00 = 2,53 \cdot 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}.$$

	Conductivité (μS/cm)
Eau Pure	0,055
Eau Distillée	0,5
Eau de Montagne	1,0
Eau Courante	500 à 800
Max. pour l'eau potable	1055
Eau de Mer	56
Eau Saumure	100

Tableau 1- Valeur de la conductivité pour l'eau

Conductivité molaire ioniques à 25 °C de quelques ions en solution aqueuse très diluée	
ion	λ en $10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$
H ₃ O ⁺	34,98
OH ⁻	19,86
Br ⁻	7,81
Rb ⁺	7,78
Cs ⁺	7,73
I ⁻	7,68
Cl ⁻	7,63
K ⁺	7,35
NH ₄ ⁺	7,34
NO ₃ ⁻	7,14
Ag ⁺	6,19
MnO ₄ ⁻	6,10
F ⁻	5,54
Na ⁺	5,01
CH ₃ COO ⁻	4,09
Li ⁺	3,87
C ₆ H ₅ COO ⁻	3,23

Tableau 2 - Conductivité molaires ionique à 25 °C (solution aqueuse très diluée).

III. Titrage d'un vinaigre

On se propose de faire un titrage conductimétrique pour déterminer la concentration molaire en acide éthanóïque du vinaigre, de vérifier son degré d'acidité.

1. But

Le but de cette manipulation est de réaliser un titrage conductimétrique du vinaigre de vin (CH_3COOH) par la soude NaOH . On peut, en effet, suivre les variations de la conductivité de l'électrolyte (CH_3COOH) au fur et à mesure qu'on ajoute un réactif NaOH .

Cela revient à mettre en œuvre un protocole pour déterminer la concentration C_{vin} de l'acide nitrique ou éthanóïque (CH_3COOH) d'un vinaigre et vérifier l'indication du « degré » portée sur l'étiquette.

II - MANIPULATION : Titrage d'une solution électrolytique en utilisant une mesure conductimétrique.

1 - Description du conductimètre (Fig.2)

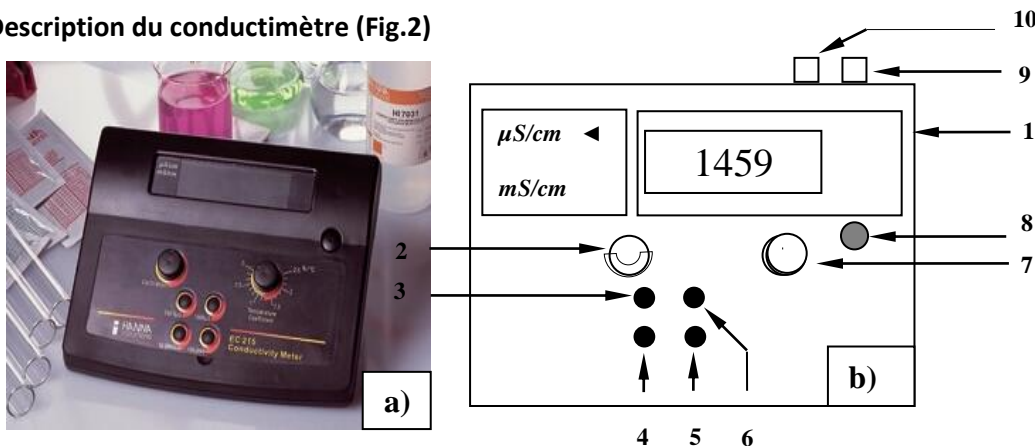


Fig.2 - a) Face avant du conductimètre de paillasse, b) Schéma du conductimètre

L'appareil est un conductimètre de paillasse avec afficheur à cristaux liquides.

Description :

- 1) Bouton de Calibration du conductimètre
- 2) Sélection de la gamme 00 à 199.99 $\mu\text{S}/\text{cm}$
- 3) Sélection de la gamme 00 à 19.99 $\mu\text{S}/\text{cm}$
- 4) Sélection de la gamme 00 à 199.99 mS/cm
- 5) Sélection de la gamme 00 à 199.9 $\mu\text{S}/\text{cm}$
- 6) Bouton de réglage de la compensation de la température
- 7) Marche / arrêt (ON/OFF)
- 8) Fiche branchement « sonde »
- 9) Fiche branchement « tension »

Quatre gammes de mesure sont disponibles (boutons 3 à 6). L'étalonnage se fait à l'aide du bouton (2). Le conductimètre ne nécessite pas de réétalonnage lors du passage d'une gamme à l'autre. La sonde de conductivité comporte 4 anneaux platine. Cette sonde permet également de mesurer la conductivité dans des échantillons à faible volume. L'effet de la température est compensé automatiquement à l'aide d'un capteur de température intégré à la sonde. Le coefficient de compensation est ajusté de 0 à 25% à l'aide du bouton (7).

Votre Attention SVP !!!

La verrerie, le conductimètre et la sonde que vous utilisez sont TRES FRAGILES, manipulez les avec SOIN. MERCI.

L'étiquette d'un vinaigre du commerce, qui sera considéré comme une solution aqueuse d'acide éthanoïque, indique 6°. Le degré d'acidité exprime la masse, en gramme, d'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ dans 100 g de vinaigre. On se propose de déterminer, au cours d'une séance de TP, la concentration C en acide éthanoïque et le degré de ce vinaigre. La température de la salle est de 25 °C.

2 - Mesure de la conductivité

- La conductivité d'une solution est reliée linéairement aux concentrations des ions en solution. La conductimétrie permet d'atteindre les concentrations des éléments qui constituent la solution. Dans notre TP on suivra la variation de la conductivité au cours d'un titrage.

- Le réactif titrant peut être introduit à l'aide d'une burette.

Avant de réaliser des mesures de conductivité d'une solution électrolytique on fait d'abord un étalonnage de l'appareil sur une solution standard dont on connaît la valeur de la conductivité.

2.1. Dilution du vinaigre (facultatif)

On réalise la dilution au 1/10^e d'un vinaigre de vin commercial :

- Dans une éprouvette graduée de 50 ml, introduire 2ml d'eau distillée.
- Compléter ensuite jusqu'à un volume $V = V_{\text{vinaigre}} = 20 \text{ ml}$ avec la solution de vinaigre de concentration molaire V_{vin} inconnue.
- Remplir la burette de soude NaOH de concentration connue.
- Réaliser l'étalonnage du conductimètre en mesurant celle de l'eau du robinet. La valeur doit être ajustée à $1000 \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1}$.

2.2. Etalonnage de l'appareil

- Allumez l'instrument par la touche (8) ON/OFF.
- Verser dans un récipient en *plastique* une petite quantité de solution de conductivité connue (voir sachets de solution d'étalonnage fournis) : par exemple HI 70031 de valeur 00000 à 25°C.
- Plonger la sonde de conductivité dans l'échantillon, en veillant à ce que les orifices soient immergés. Tapoter légèrement la sonde sur le fond du bécher pour évacuer les éventuelles bulles d'air.
- Réglez le bouton de compensation (7) sur 2%/°C.

- Choisissez la gamme. Puis attendez la stabilisation de la mesure (boutons 2, 4, 5 ou 6) (Si l'afficheur indique « 1 », on alors en dépassement de la gamme choisie, il convient alors de passer à la gamme supérieure).
- Attendez la stabilisation de la lecture. Puis à l'aide du bouton 2 « Calibration » ajuster la valeur affichée à la valeur de la solution indiquée sur le sachet.

Exemple : A 25°C, on lit sur le sachet de la solution étalon la valeur de 1413µS/cm.

Si la température ambiante est de 20°C, par exemple, on ajustera la valeur affichée à celle donnée sur le sachet. Pour notre solution HI 7030 on lit la valeur 1167µS/cm.

L'étalonnage est ainsi terminé, les mesures peuvent être entamées.

Remarque :

L'appareil donne les mesures de conductivité en Siemes.cm⁻¹ (mS.cm⁻¹ ou µS.cm⁻¹).

Le Siemens symbole : S, est l'unité dérivée de conductance électrique du système international (SI), nommée ainsi en hommage à Werner von Siemens.

Un siemens correspond à la conductance électrique d'un conducteur ayant une résistance électrique d'un ohm.

Le siemens correspond donc à des A.V⁻¹ ou en unités de base : m⁻².kg⁻¹.s³.A²

N.B : En raison de l'absence de solution étalon fournie par le fournisseur, l'étalonnage est fait à l'aide de l'eau potable dont la conductivité est égale à 1000µS. cm⁻¹.

3 - Détermination de la concentration molaire d'un acide

3.1. Expérimentation

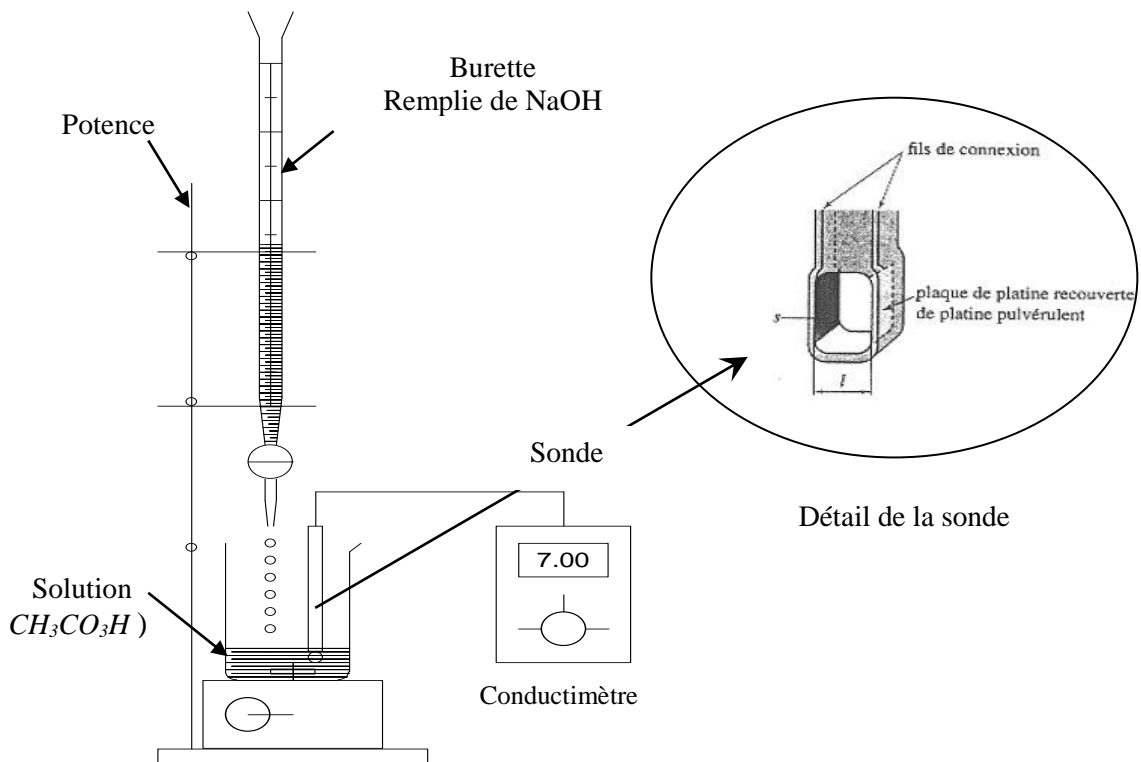


Fig.3 - Montage expérimental

Le montage est schématisé ci-dessus (fig. 3).

Mise en œuvre :

- Plonger la sonde dans la solution, dont on voudrait mesurer la conductivité, en veillant à ce que les orifices soient immergés. Tapoter légèrement la sonde sur le fond du bécher pour évacuer les éventuelles bulles d'air.
- Réglez le bouton (7) de compensation de température sur la valeur appropriée (voir étalonnage).
- Au bout de quelques minutes l'afficheur indique la valeur de la conductivité compensée en température

3.2. 1. Mesure de la conductivité de quelques solutions

3.2. 1. Titrage d'un vinaigre

Faire les mesures de la conductivité de la solution à doser en suivant le tableau ci-dessous.

- Verser 10 ml de solution CH_3COOH dans un bécher.
- Mesurer la conductivité.
- Ajouter 1cm^3 de $NaOH$.
- Mesurer la nouvelle conductivité du mélange obtenu.
- Répéter la mesure en ajoutant successivement les quantités de $NaOH$, indiquées sur le tableau ci-dessous, comme indiqué au niveau du tableau donné sur la feuille de bord (cf. annexe ou feuille tirée à part).

$V_{NaOH} (ml)$												
$\chi (mS.cm^{-1})$												

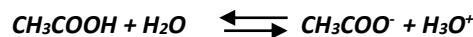
Tableau des mesures

3.3. Graphe

Tracer le graphe : $\chi = f(V_{NaOH})$. Trouvez le point intersection, que vous devez repérer approximativement. Ce point représente le point de neutralisation.

- Point de neutralisation

Le vinaigre est une solution d'acide acétique CH_3COOH dissout dans l'eau. On cherche à doser l'acide acétique contenu dans un vinaigre en le faisant réagir avec une solution de soude $NaOH$. En solution, CH_3COOH se dissocie dans l'eau selon la réaction :



Cette solution contient beaucoup plus de molécules CH_3COOH que d'ions CH_3COO^- et H_3O^+ . Mais au cours de la neutralisation, la consommation des ions H_3O^+ déplace l'équilibre dans le sens de la dissociation. En définitive, la totalité de l'acide participe à la réaction. L'équation bilan de la réaction de dosage.



La courbe présente un point anguleux au moment de la neutralisation totale des ions CH_3COO^- par les ions OH^- . En ce point, le nombre de moles OH^- ($C_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$) contenus dans le volume V_{NaOH} de $NaOH$ ajouté, est égale au nombre de moles CH_3COO^- ($= V_{vinaigre} \cdot C_{vinaigre}$) contenus dans le volume initial $V_{vinaigre}$ de CH_3COOH . C'est ce qui est exprimé par la relation suivante :

$$C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = V_{vinaigre} \cdot C_{vinaigre}$$

Où :

- C_{NaOH} , Molarité de $NaOH$ (connue).
- V_{NaOH} , volume de $NaOH$ ajouté pour atteindre la neutralisation totale (inconnu).
- $C_{vinaigre}$, Molarité de CH_3COOH (inconnue).
- V_{vin} , Volume de la solution de CH_3COOH (connu).

- **Evolution de la conductivité du mélange lors de l'ajout de la solution de soude**

La conductivité diminue quand on ajoute les premiers volumes de $NaOH$. Car, il y a consommation des ions H_3O^+ par les ions OH^- .

Après l'équivalence ou point de neutralisation, la conductivité se met à augmenter au fur et à mesure que l'on ajoute du $NaOH$. Car les ions OH^- vont rester libres (du fait de l'absence des ions CH_3COO^+) dans la solution. Le nombre de d'ions OH^- augmente. D'autre part la conductivité molaire ionique des ions hydroxyde est beaucoup plus importante que celle des ions sodium et éthanoate. Donc la conductivité de la solution augment davantage à chaque ajout de solution d'hydroxyde de sodium et on observe un changement important de la pente de la droite.

La connaissance du volume V_{vij} , de la molarité de $NaOH$, et la détermination du volume V_{NaOH} de $NaOH$ (tiré du point de neutralisation) permet alors de calculer la molarité de CH_3COOH .

3.4. Calcul du degré d'acidité du vinaigre

Le degré d° d'un vinaigre est égal à la masse m_A d'acide éthanoïque contenue dans 100g de vinaigre (on considère que la masse volumique du vinaigre est égale à $1g.ml^{-1}$). Il est donné par la relation :

$$d^\circ = C_A \cdot M(CH_3COOH) \cdot (m/\rho)$$

$$d^\circ \equiv m_A$$

m_A : masse d'acide contenu dans les 100 g de vinaigre.

C_A : Concentration molaire en acide acétique de la solution A.

$M(CH_3COOH)$: masse molaire de l'acide acétique CH_3COOH .

m , masse de vinaigre (100g)

ρ : masse volumique du vinaigre ($\approx 1g/cm^3$).

Données :

Masses molaires atomiques :

Hydrogène : 1g/mol.

Carbone : 12g/mol.

Oxygène : 16g/mol.

On considère que la masse volumique du vinaigre est, approximativement, égale à $1g.ml^{-1}$

Nettoyer le matériel et laissez la paillasse propre! MERCI

LECTURE

1 - La conductivité de l'eau : Contrôle de pureté de l'eau

Dans la déminéralisation et la désionisation de l'eau, la mesure de la conductivité permet de contrôler et d'analyser les eaux courantes, les eaux de chaudières, les eaux minérales, etc. Elle permet de déterminer le taux de salinité de l'eau de mer. Le titrage des ions chlorure dans l'eau du robinet permet son contrôle de qualité.

La conductivité traduit la minéralisation totale de l'eau. Sa valeur varie en fonction de la température. Elle est donnée à 20°C.

Sa mesure permet de déceler immédiatement une variation de la composition de l'eau, par exemple :

- Baisse de conductivité de l'eau d'un réseau de chauffage due à l'entartrage.
- Réglage de la purge d'une chaudière ou d'un circuit de refroidissement pour limiter la concentration des sels dissous.
- Contrôle de la production d'une chaîne de déminéralisation.

La conductivité est généralement mesurée en micro-Siemens par cm ($\mu\text{S/cm}$), approximativement la valeur en $\mu\text{S/cm}$ correspond à la salinité en mg/l.

Niveau guide de la conductivité à 20°C d'une eau destinée à la **consommation humaine** : 400 $\mu\text{S/cm}$

- ▶ 50 à 400 : qualité excellente
- ▶ 400 à 750 : bonne qualité
- ▶ 750 à 1500 : qualité médiocre mais eau utilisable
- ▶ > 1500 : minéralisation excessive

2 - Titrage des ions chlorure dans le lait

Le lait anormal peut être automatiquement rejeté par un contrôle systématique avant sa mise en vente sur le marché. C'est par la mesure conductimétrique de la concentration en ions chlorure dans le lait qui permet de vérifier la qualité de ce lait.

Dans certaines étables la conductivité du lait de vache est mesurée, lors de la traite, afin de détecter une possible inflammation des mamelles (mammites) qui rend impropre la consommation du lait. La conductivité du lait dépend essentiellement des concentrations en ions sodium Na^+ , potassium K^+ et chlorure Cl^- . Les mammites, en provoquant une élévation des concentrations en ions Na^+ et Cl^- , augmentent la conductivité du lait. Dans le lait frais de vache, la concentration massique moyenne en ions chlorure se situe entre $0,8 \text{ g.L}^{-1}$ et $1,2 \text{ g.L}^{-1}$. Dans le cas de laits dits « mammiteux », la valeur moyenne est voisine de $1,4 \text{ g.L}^{-1}$.

3 - Conductivité du plasma.

La mesure de la conductivité du plasma est un examen de pratique courante, qui permet de déterminer la concentration du plasma en électrolytes minéraux. Les mesures donnent :

$$\chi = 10^{-2} \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}.$$

Ce chiffre ne donne pas une idée exacte de la concentration du plasma en électrolytes minéraux. En effet, le liquide céphalo-rachidien, qui a une concentration comparable en cristaalloïdes électrolytiques, donne des valeurs plus élevées ($1,2 \cdot 10^{-2}$). La différence est due aux protéines qui diminuent beaucoup la mobilité et l'activité des petits ions. Il faut donc corriger la valeur mesurée en tenant compte du taux de protéines plasmatiques. Une formule proposée est :

$$\chi_{\text{corrigée}} = \chi_{\text{mesurée}} (100 / 100 - 0.22P)$$

Où P est le taux de protéines, en grammes par litre (valeur normale 70 à 75). On trouve alors pour la ; corrigée normale : $\chi_{\text{corrigée}} = 2 \cdot 10^{-2} \Omega^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$

TP 3 - Viscosimétrie

I - But

- Détermination de la masse volumique d'un corps et de la poussée d'Archimède
- Détermination du coefficient de viscosité de 3 liquides à l'aide d'un viscosimètre de Hopper, à chute de bille.

II - Rappels

II. 1 - Mouvement d'une particule dans un fluide

Le déplacement d'une particule ou molécule dans un fluide se fait sous l'action :

- de l'agitation thermique (diffusion)
- d'un champ gravifique (centrifugation)
- d'un champ électrique (électrophorèse)

Elle est freinée :

- soit par des **chocs** avec les autres molécules (solvant, soluté)
- soit par la **résistance** due aux interactions (Van der Waals, Hydrogène, parois)

L'effet des chocs et des interactions entre les molécules en déplacement, se traduit par un ralentissement de leur mouvement. Comme sous l'effet d'une force continue qui tend à s'opposer à ce déplacement. C'est ce qu'on appelle **force de frottement ou de viscosité**.

La cause de ces frottements réside dans les forces d'attraction intermoléculaires ou forces de **Van-Deer – Walls**. On aura à faire à des :

- solides dits rigides, les interactions sont très fortes,
- liquides, si les interactions sont faibles
- gaz, si interactions sont faibles très faibles.

Nous retiendrons ici, la loi de **Stokes**, qui traduit la force de résistance au mouvement d'un solide sphérique dans un liquide :

$$F_{\text{frottement}} = 6\pi \eta r v$$

Où, r et v sont respectivement, le rayon et la vitesse de déplacement du corps dans le fluide de coefficient de viscosité η .

La mesure de la viscosité constitue un moyen important et simple d'étude de la structure des macromolécules ou des assemblages (colloïdes, micelles). C'est une propriété qui est intimement et directement reliée à la forme et aux dimensions des particules contenues dans la solution.

II. 2 - Etude générale de la chute d'une bille dans un liquide

Une bille de rayon r et de masse volumique ρ , est lâchée dans un liquide visqueux, de coefficient de viscosité η , avec une vitesse initiale nulle. La bille est alors soumise à trois forces (fig.1) :

- Le poids : $(4/3)\pi r^3 \rho_{\text{bille}} g$ (1)
- La force de viscosité : $F_{\text{Stokes}} = 6\pi \eta r v$ (2)
- La force d'Archimède : $(4/3)\pi r^3 \rho_{\text{liquide}} .g$ (3)

Où :

ρ (Liquide et ρ_{bille} (kgm^{-3}), masse volumique du liquide et de la bille
 t (s), temps mis par la bille pour parcourir la hauteur « h »
 η (Pa.s), coefficient de viscosité du liquide
 h (m), hauteur de chute
 g (m.s^{-2}), gravitation.

La loi fondamentale de la dynamique s'écrit :

$$-6\pi\eta r v - \frac{4}{3}\pi r^3 \rho_{eau} g = m \frac{dv}{dt} \quad (4)$$

En négligeant la force d'Archimède par rapport à la force poids, et après résolution de l'équation différentielle, on obtient la solution :

$$v(t) = \frac{mg}{k} \left[\exp\left(-\frac{k}{m}t\right) - 1 \right] \quad (5)$$

Avec : $k = 6 \pi n r$

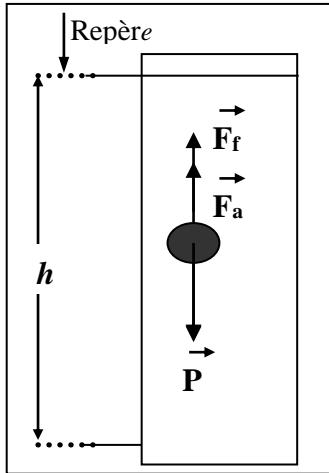


Fig.1 - Bilan des forces dans le mouvement de la bille

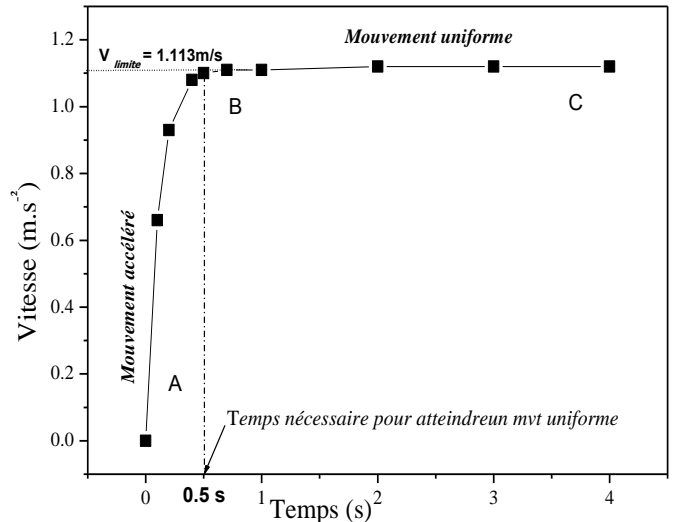


Fig.2 - $v = f(t)$: Cas de la glycérine pure

Application : L'équation (5) s'écrit, dans le cas de **la glycérine** pure ($\eta = 1.5 Pa.s$) : (fig.2)

$$v(t) = -1,113 \cdot [\exp(-9t) - 1] \quad (6)$$

Et la vitesse limite est $v_{limite}(t \rightarrow \infty) = 1.113 m/s$

Le tracé du graphe (équation 6) est représenté sur la figure 2

Conclusion : Dans la glycérine, la bille atteint donc un mouvement uniforme de vitesse égale à $1.113 m/s$ au bout de $0,5s$ après le début de sa chute ($t = 0s$).

II. 4 - Cas du mouvement uniforme :

L'équation de la loi fondamentale de la dynamique s'écrit :

$$\sum \vec{F}_{ext} = m \gamma \vec{k} = \vec{0} \quad (7)$$

La mesure du temps t de chute sur une hauteur h permet de calculer :

- La vitesse de déplacement de la bille :

$$v = h / t \quad (8)$$

- Et la viscosité η de la solution considérée.

En utilisant les équations 1, 2 et 3 ; on déduit le coefficient de viscosité:

$$\eta = \frac{2r^2}{9v} (\rho_{bille} - \rho_{liquide}) \cdot g \quad (9)$$

corps	température (°C)	viscosité (SI)*
air	0	$17,1 \times 10^{-6}$
	50	$19,4 \times 10^{-6}$
	100	$22,0 \times 10^{-6}$
eau	0	$1,79 \times 10^{-3}$
	20,2	10^{-3}
	50	$0,55 \times 10^{-3}$
	100	$0,28 \times 10^{-3}$
glace	-13	15×10^{12}
mercure	20	$17,0 \times 10^{-3}$
acétone		$0,326 \times 10^{-3}$
méthanol		$0,59 \times 10^{-3}$
Fluide de la vie courante		
miel	20	10^1
huile de ricin	20	0.985
glycérine	20	1.5
huile d'olive	20	$[81 \times 10^{-3} \dots 100 \times 10^{-3}]$
café crème	20	10×10^{-3}
sang	37	$[4 \times 10^{-3} \dots 25 \times 10^{-3}]$
pétrole	20	$0,65 \times 10^{-3}$

Tableau 1 - Coefficients de viscosité de quelques fluides (sous pression atmosphérique).

N.B/ * Unités de la viscosité

- SI (Poiseuille) : $kg.m^{-1}.s^{-1}$
- CGS (Poise) : $g.cm^{-1}.s^{-1}$
- 1 Poiseuille = 10 Poises

III - Manipulation

III.1 - Détermination de la masse volumique et de la poussée d'Archimède d'un corps difforme (Caillou, ou bille).

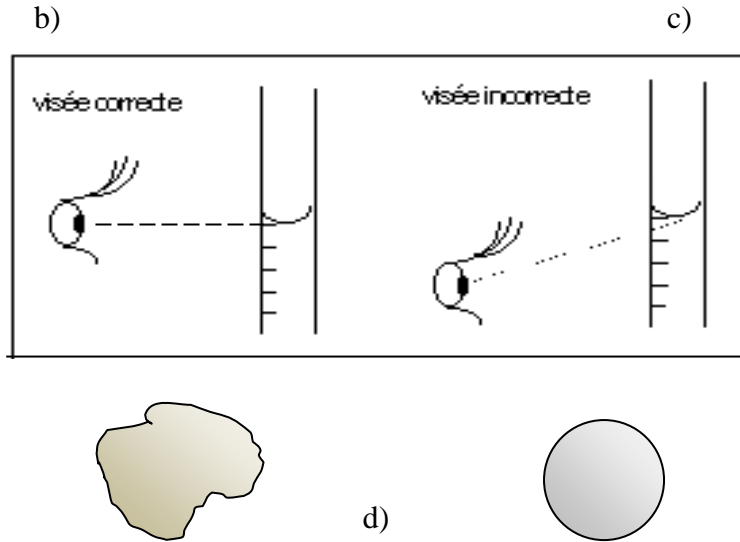
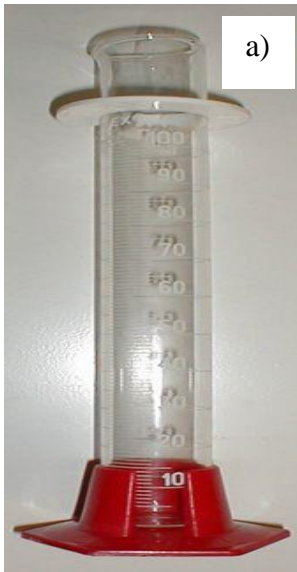


Fig.3 - a) Burette graduée, b) Utilisation et lecture des graduations d'une verrerie et c) Pierre, d) bille.

Définitions

- La **masse volumique** d'un corps donné est la masse **m** de ce corps rapportée au volume **V** qu'il occupe : $\rho = m / V$. Avec : $\Delta\rho = \left(\frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta V}{V}\right)\rho$

Elle s'exprime en $g.cm^{-3}$ [CGS], ou en $kg.m^{-3}$ [SI].

La masse est mesurée à l'aide d'une balance. L'erreur sur **m** est donnée par le constructeur ($\Delta m = 0.1g$).

Le volume de la bille est mesuré à l'aide d'une éprouvette (ou d'un pied à coulisse), où on met un volume V_1 d'eau. En y plongeant la bille le volume devient V_2 . L'erreur de lecture faite sur la mesure du volume est estimée égale à une graduation de l'échelle de l'éprouvette. Soit, $\Delta V=1ml$.

Définition : La poussée d'Archimède que subit un corps immergé est égale à la force poids du volume du liquide déplacée :

$$P = m.g = (\rho_{liquide}V_{corps}).g$$

Elle s'exprime en $kg.m.s^{-2}$ [SI], ou en Newton (N).

L'erreur faite sur la poussée d'Archimède est estimée égale à ΔV .

Fluides	ρ (g.cm ⁻³)
Eau	1
Alcool	0,8
Mercure	13,6
Glycérine	1,26
Air	1,3.10 ⁻⁹

Tableau 2 - Masse volumique de quelques fluides.

III.2 - Détermination du coefficient de viscosité d'un liquide

III.2.1 - Présentation du viscosimètre

L'appareil, le viscosimètre de **Hopper**, à chute de bille, permet de visualiser et de déterminer la viscosité de trois liquides différents

L'appareil (fig.4) est composé de supports solidaires du bâti qui permettent le retournement bout à bout (180°) du viscosimètre pour laisser les billes initier leur chute respective. Des tubes en verre en nombre de trois sont fixés au bâti et contiennent de la :

- Glycérine pure, tube 1.
- Glycérine diluée 10%, tube 2 (Liquide A).
- Glycérine diluée 5%, tube 3 (Liquide B).

Tableau 3 - Données physiques

Billes en acier	
Diamètre des billes	2 mm
Masse volumique de la bille	$7800\text{kgm}^{-3} = 7.8\text{ gcm}^{-3}$
Masse volumique de l'eau	1 gcm^{-3}
Gravitation, g	10 cms^{-2}
Fluides	
Tube 1	Glycérine pure
Tube 2 (Liquide A)	Diluée à 10%
Tube 3 (Liquide B)	Diluée à 5%
Masse volumique de la glycérine pure	1260kgm^{-3}

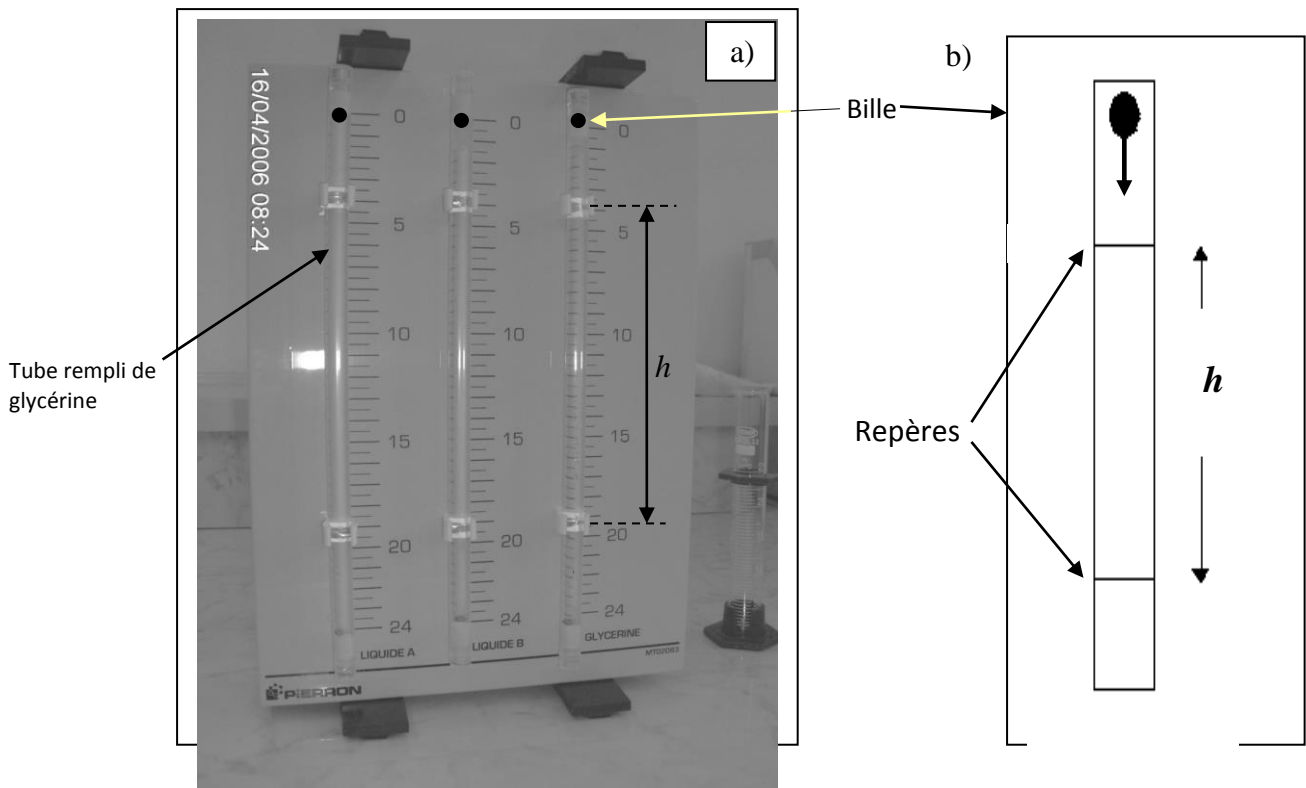


Fig. 4 - a) Viscosimètre de Hopper, b) Schéma de la chute de la bille.

III.2.2 - Manipulation

Votre Attention SVP !

Le dispositif que vous utilisez est fragile, il faut le manipuler avec grand soin. MERCI.

Disposant du viscosimètre à bille, il s'agit de chronométrer le temps de chute d'une bille sur une distance choisie, à la température ambiante, dans les liquides dont on veut connaître la viscosité.

Avant de commencer toute mesure il faut :

- S'assurer que les trois billes sont au même niveau, c'est à dire qu'elle repose dans le fond du tube,

- Retourner l'appareil bout pour bout ; la bille se retrouvant en haut tombe à travers le liquide :

Observer attentivement le mouvement des billes : Faites votre commentaire

- A l'aide d'un chronomètre faire au moins 3 mesures cohérentes du temps de chute pour chaque bille. Refaire le même travail pour les deux autres.

- Calculer la vitesse de la chute de chacune des billes.

- En déduire à l'aide de la relation (4) la viscosité de chaque liquide.

Remarque : Si on met à votre disposition un aimant, utiliser le pour faire monter la bille jusqu'au niveau voulue. Il est donc inutile de retourner le viscosimètre pour faire vos mesures.

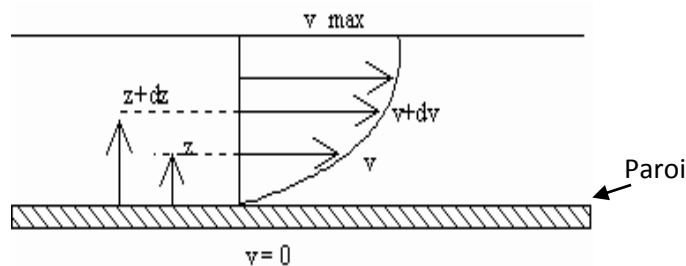
Nettoyez et rangez le matériel et laissez la pailasse propre! MERCI.

LECTURE

1) Définitions

Sous l'effet des forces d'interaction entre les molécules de fluide et des forces d'interaction entre les molécules de fluide et celles de la paroi, chaque molécule de fluide ne s'écoule pas à la même vitesse. **On dit qu'il existe un profil de vitesse**

Si on représente par un vecteur, la vitesse de chaque particule située dans une section droite perpendiculaire à l'écoulement d'ensemble. La courbe lieu des extrémités de ces vecteurs représente le profil de vitesse. Le mouvement du fluide peut être considéré comme résultant du glissement des couches de fluide les unes sur les autres. La vitesse de chaque couche est une fonction de la distance z de cette couche au plan fixe : $v = f(z)$. Considérons 2 couches contiguës distantes de dz .



La force de frottement F qui s'exerce à la surface de séparation de ces deux couches s'oppose au glissement d'une couche sur l'autre. Elle est proportionnelle à la différence de vitesse des couches soit dv/dz , à leur surface S et inversement proportionnelle à dz :

$$F = -\eta \cdot S \frac{dv}{dz}$$

Le facteur de proportionnalité η est le **coefficient de viscosité dynamique** du fluide.

Dimension : $[\eta] = M L^{-1} T^{-1}$

Unité : Dans le système international (SI), l'unité de viscosité est le **Pa.s** ou **Poiseuille (Pl)** :

$$1 \text{ Pl} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = 1 \text{ Pa} \cdot \text{s}$$

Dans le système international (CGS) : L'unité est le **Poise (Po)** ; $1 \text{ Pl} = 10 \text{ Po}$

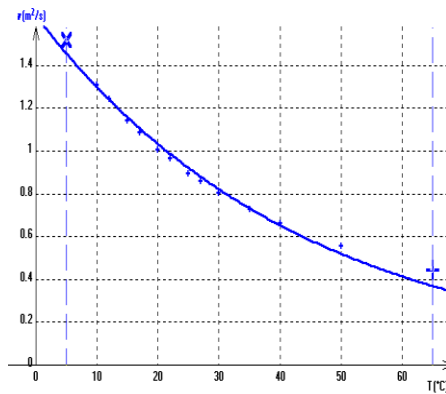
Par rapport aux faits expérimentaux, on est conduit à considérer deux types de fluides :

- D'une part **les fluides newtoniens** qui satisfont à la loi de Newton. Ces fluides ont un coefficient de viscosité indépendant du gradient de vitesse. C'est le cas des gaz, des vapeurs, des liquides purs de faible masse molaire,
- D'autre part **les fluides non newtoniens**. Ce sont les solutions de polymères, les purées, les gels, les boues, le sang, la plupart des peintures, etc. L'étude de ces fluides relève de la rhéologie : fluides pseudo plastiques, rhéoplastiques, thixotropiques, rhéopectiques.

Viscosité cinématique : La viscosité cinématique ν s'obtient en divisant la viscosité

dynamique par la masse volumique ρ , soit : $\nu = \frac{\eta}{\rho}$

Dimension : $[\nu] = L^2 T^{-1}$ unité SI : m^2/s système; cgs : le Stoke (St) $1m^2/s = 10^6$ cSt



Variation de la viscosité de l'eau en fonction de la température

2) Le Sang

a) La Rhéologie du Sang

Le sang est une suspension d'éléments globulaires appelés éléments figurés dans une solution aqueuse appelée le plasma. Les éléments globulaires sont cellulaires et occupent environ 50% du volume total. Les éléments globulaires sont largement dominés par les globules rouges. Il n'existe effectivement qu'un globule blanc pour 30 plaquettes et pour 600 globules rouges. Il ne sera donc pas étonnant de s'apercevoir que le comportement rhéologique du sang est étroitement lié à celui des globules rouges. Le plasma est une solution aqueuse contenant des sels inorganiques et des protéines organiques. Les globules rouges sont des cellules discoïdales, biconcaves, de diamètre de 8 à 9 μm .

Pour les faibles déformations, le module de Young [1] de la membrane est très faible : 10^4 Dyne/cm². Les globules rouges ont tendance à s'agglomérer face contre face en formant des rouleaux, constitués par le groupement de deux à dix globules. Ce phénomène serait dû à des causes d'origine électrostatique. Les rouleaux sont des assemblages qui se défont facilement sous l'action de faibles contraintes de cisaillement. La déformabilité des globules rouges est remarquable, mais ce sont des cellules extrêmement fragiles. Les propriétés particulières de ces globules rouges laissent prévoir pour le sang un comportement rhéologique original, qui selon les conditions est celui d'un fluide newtonien, d'un fluide non newtonien

Le module de Young est le module d'élasticité d'un matériau, plus il est faible plus le matériau est élastique, plus il est grand plus il est rigide

Les propriétés rhéologiques du sang sont complexes et influencées par de nombreux facteurs et cela d'autant que le sang n'est pas un fluide homogène. Parmi ces propriétés, la relation entre contraintes appliquées et vitesse de déformation est une des plus importantes à connaître.

Comportement newtonien du sang : La viscosité du sang

Puisqu'il n'y a qu'un seul globule blanc pour 30 plaquettes et 600 globules rouges, le comportement rhéologique du sang est étroitement lié au comportement des globules rouges. Ce comportement est newtonien quand les contraintes visqueuses sont assez fortes, mais il faut aussi que l'échelle des longueurs ne soit pas quelconque : ainsi le diamètre des conduits doit être bien plus grand que celui des globules. Les facteurs influençant la viscosité du sang sont : l'hématocrite, la température, la déformabilité des hématies.

- L'hématocrite : le sang est une suspension de particules dans un liquide newtonien. Plus l'hématocrite augmente et plus la viscosité est grande.

- La température : entre 23 et 37deg.C la viscosité apparente du sang ne change pas avec la température quand le gradient de vitesse est élevé (supérieur à 80 cm/s), mais augmente quand celui-ci est faible (inférieur à 1 cm/s).

- La déformabilité des hématies : indépendamment de leur concentration (l'hématocrite) et de leur agréabilité, la déformabilité et la viscosité interne des hématies jouent un rôle très important dans la viscosité sanguine globale. A l'état normal la viscosité du sang est 3 fois plus grande que celle du plasma. Mais en rigidifiant les hématies au moyen de drogues, comme le glutaralhéhyde, on constate que la **viscosité** apparente du milieu augmente considérablement. Le sang ne se comporte pas comme une suspension de particules solides, mais plutôt comme une suspension de gouttes de liquide déformables. Cette déformabilité dépend des propriétés mécaniques de la membrane de la goutte et de sa viscosité

interne (hémoglobine). Il est en tout cas remarquable que, même avec un hématocrite de 95%, le sang continu à se comporter comme un liquide.

b) Comment l'aspirine peut-elle protéger le cœur ?

A faible dose, l'aspirine empêche les plaquettes du sang de s'agglutiner entre elles et ainsi former de dangereux caillots dans les vaisseaux : c'est l'effet dit anti-agrégant plaquettaire. On utilise donc l'aspirine au quotidien chez certaines personnes à risque **pour fluidifier le sang, ou rendre son coefficient de viscosité normal**. Et ce pour prévenir les attaques cardiaques et cérébrales. Dans cette indication, une dose de 80 à 325 mg/jour (sur avis médical) apporte selon plusieurs études, une protection réelle aux personnes de plus de 50 ans qui présentent au moins un facteur de risque cardio-vasculaire comme l'hypertension ou l'obésité.

3) La glycérine

La glycérine ou glycérol se présente sous la forme d'un liquide transparent, visqueux, incolore, inodore, non toxique et au goût sucré. Le glycérol peut se dissoudre dans les solvants polaires grâce à ses 3 groupes hydroxyle (OH). Il est donc soluble dans l'eau et l'éthanol.

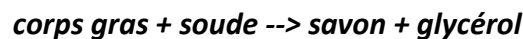
Dans les organismes vivants, le glycérol est un composant important des glycérides (graisses et huiles) et des phospholipides. Quand le corps utilise les graisses stockées comme source d'énergie, du glycérol et des acides gras sont libérés dans le sang.

- Masse molaire : 92,09 g.mol⁻¹
- Température de fusion : 17,9 °C (sous 1 bar)
- Température d'ébullition : 290 °C (sous 1 bar)
- Densité : 1,261 g.cm⁻³
- Viscosité dynamique à 20 °C : 1 490 mPa.s

a) Synthèse

Le glycérol est formé durant la fermentation malolactique du vin.

Le glycérol peut être obtenu lors de la réaction de saponification des corps gras. Cette réaction s'écrit :



Le glycérol est un sous produit de la saponification, dont le but premier est de fabriquer du savon à partir de matières grasses animales ou végétales.

La glycérine est un sous-produit de la transesterification d'huiles végétales lors de la production d'esters méthyliques d'huiles végétales (EMHV) qui servent de carburants sous la dénomination de biodiesel ou diester.

b) Utilisation

- Médicaments

Sous forme médicamenteuse, elle est hydratante, améliore l'onctuosité et la lubrification des préparations pharmaceutiques. Elle est aussi utilisée dans les suppositoires, sirops pour la toux et les expectorants.

- Cosmétiques

La glycérine est un humectant qui protège l'épiderme, adoucit la peau et la rend plus souple et plus extensible. Dans des conditions normales d'humidité, la glycérine diminue la perte en eau due à la transpiration et réduit la vitesse d'évaporation de l'eau.

- Dans les cosmétiques, le glycérol est souvent utilisé comme agent hydratant, solvant et lubrifiant
- Il a meilleur goût (ceci reste à confirmer puisque seul, il a un goût désagréable) et est plus soluble que le sorbitol qui le remplace souvent.
- Utilisé dans les dentifrices, les bains de bouche, les crèmes hydratantes, les produits capillaires et les savons
- Composant des savons à la glycérine.
- La glycérine est un ingrédient fréquent des recettes maison de soins du corps.

TP 4 : Ph-métrie

I. Objectif

Le but de ce TP est de se familiariser avec le Ph-mètre et de mener deux séries de mesure de pH . La première consiste en la mesure du pH de certaines solutions (eau potable, javel, vinaigre, etc.). La seconde concerne la réalisation d'un dosage d'un acide pour déterminer sa concentration molaire. Il s'agit ensuite de calculer le degré d'acidité de la solution.

1) Qu'est ce que le pH ?

L'acidité est une notion qui nous est familière car de nombreux aliments et boissons sont acides à des degrés variables: le vinaigre, le jus de citron, la tomate, les agrumes etc. A l'opposé des solutions acides il existe des solutions basiques. Il est difficile pour nous de comprendre ce qu'est une solution basique car les aliments et boissons ne le sont presque jamais. On trouve plutôt des solutions basiques parmi les produits d'entretien comme l'eau de javel ou les détergents.

Le pH est un nombre qui indique si une solution est acide ou basique et avec quel degré (faiblement ou fortement) :

- Si le pH est compris entre 0 et 7 la solution est acide.
Plus le pH faible, donc proche de 0, et plus la solution est acide. (Exemples: acide chlorhydrique concentré $pH = 0$, limonade $pH \sim 3$, etc.)
- Si le pH est compris entre 7 et 14 la solution est basique.
Plus le pH est élevé, donc proche de 14 et plus la solution est basique. (Exemples: Soude caustique $pH = 14$, eau de javel $pH \sim 12$, etc.)
- Si le pH est égale à 7 alors la solution n'est ni acide ni basique, on dit qu'elle est neutre
Le pH est une des rares grandeurs chimiques à ne pas posséder d'unité.

2) Comment mesure-t-on le pH ?

Le pH d'une solution peut être évalué en utilisant du papier pH . Il s'agit de bandelettes imbibées de produits chimiques qui prennent des couleurs différentes selon le pH .

Il suffit alors de déposer une goutte de solution sur une bandelette et d'observer sa couleur. En comparant cette couleur à un index on en déduit la valeur du pH .

Remarque: Il s'agit d'une méthode qui ne donne qu'une valeur approximative et ne permet de déterminer le pH qu'à l'unité près.

Le pH d'une solution peut être mesuré en utilisant un appareil appelé pH -mètre. Il est constitué d'une sonde, elle-même constituée d'électrodes. Après avoir plongé cette sonde dans une solution l'appareil affiche la valeur du pH .

Le pH -mètre permet une mesure rapide et précise, en général au dixième près.

II. Appareillage : pH - mètre

Le pH -mètre (fig.1a) est constitué d'un boîtier électronique permettant l'affichage de la valeur numérique du pH et d'une sonde de pH constituée d'une électrode de verre (fig.1b) permettant la mesure et d'une électrode de référence. En fonction de la concentration en ions hydronium (=oxonium) H_3O^+ , il indique la valeur du pH . Plus la solution contient d'ions H_3O^+ , plus la valeur du pH est faible.

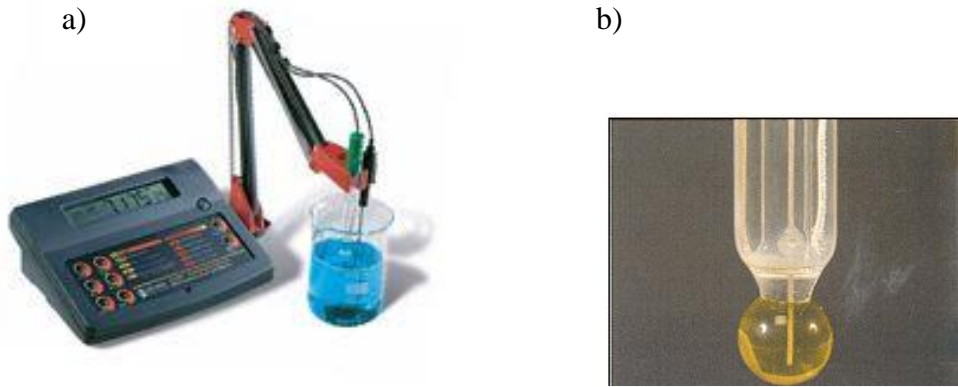


Fig.1. PH-mètre a) et Sonde de Ph à électrodes combinées b)

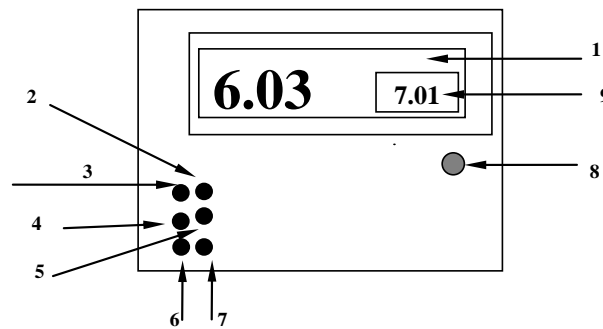


Fig.2. Schéma du PH-mètre

L'appareil est décrit par la figure 2 et les annotations suivantes :

- 1) Afficheur à cristaux liquides (LCD),
- 2) Touche « CFM », pour confirmer l'étalonnage,
- 3) Touche « Cal », pour entrer ou sortir du mode étalonnage,
- 4) Touche « T°C », pour décrémenter la température ou sélectionner les solutions d'étalonnage,
- 5) Touches « °C » pour décrémenter manuellement la température ou sélectionner les solutions d'étalonnage,
- 6) Touche « MR », pour afficher la valeur mémorisée,
- 7) Touche « Mem », pour mémoriser une valeur,
- 8) Touche « ON/OFF » (Marche/Arrêt),
- 9) Afficheur de la température de la solution.

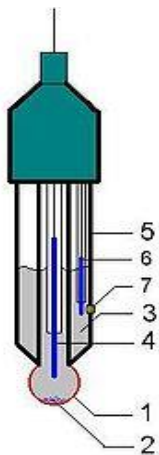
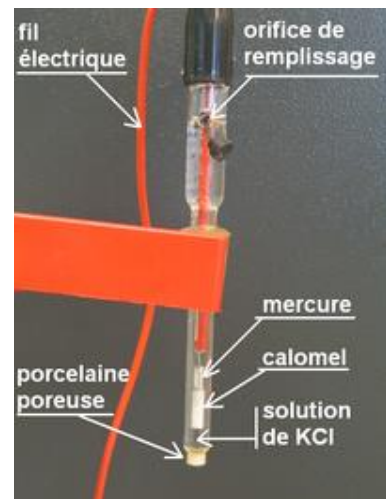


Fig.3 - Schéma d'une sonde de Ph

Fig.4 - Exemple d'électrode de référence au calomel saturé



L'électrode est illustrée par la figure 4. Son schéma (fig. 3) est annoté par la légende suivante :

1. Corps de l'électrode de verre
2. Cristaux de KCl (visibles dans certains cas lorsque la solution est sursaturée)
3. Solution saturée en KCl
4. Fil conducteur relié à l'électrode de verre
5. Verre actif
6. Électrode de référence au calomel (autre possibilité : électrode à Ag/AgCl)
7. Jonction électrolytique.

III. Etalonnage du pH-mètre

Un étalonnage régulier est indispensable à la bonne reproductibilité des mesures de Ph . Les parties sensibles d'une électrode sont le bulbe et la jonction de référence (fig. 4). Ces deux parties situées au bas de la sonde doivent être toujours hydratées. Elles permettront par contact avec la solution, la mesure du Ph .

Pour étalonner en Ph , il faut tremper la sonde dans une solution étalon appelé solution tampon, solution de pH stable et dont la valeur est connue.

Étalonner le Ph -mètre en immergeant la sonde propre et sèche successivement dans deux solutions tampon. Attendre, à chaque fois, la stabilisation de l'appareil de manière à ce qu'il affiche la valeur du pH de la solution en question.

Température (°C)	pH		
10	3,99	7,05	10,45
15	3,99	7,03	10,29
20	3,99	7,01	10,14
25	4,00	7,00	10,00
30	4,00	6,99	9,87
35	4,01	6,98	9,75
40	4,02	6,97	9,64

Tableau 1 - Variation du Ph (3 solutions tampon) en fonction de la température.

Pour effectuer un étalonnage, on choisit une solution tampon adaptée à la solution dont on veut déterminer le Ph :

- Pour une eau acide on utilisera une solution étalon de $pH=4$ et une autre de $pH=7$
- Pour une eau alcaline on utilisera une solution étalon de $pH=7$ et une autre de $pH=10$.

Puisque le but de ce TP est le dosage d'un acide par une base, on utilisera deux solutions tampon de $pH7$ et 4 . Entre les deux mesures, rincer abondamment à l'eau déminéralisée et sécher délicatement avec le papier de laboratoire. Une fois l'étalonnage terminé, l'appareil est prêt à utilisation. Le pH -Mètre utilisé dans cette manipulation est à compensation automatique de la température. Trempez la sonde dans la solution tampon ($pH4$ ou $pH10$). Ajustez le potentiomètre ou bouton $pH4$ ou $pH10$ à la valeur correspondante.

IV. Expérimentation

1. Mode opératoire (fig.3)

Verser dans un bêcher (250 ml) une cinquantaine (50) de ml de la solution tampon de telle sorte que la sonde soit immergée à 4cm environ. Ajouter de l'eau distillée pour atteindre le niveau souhaité. Il est à remarquer que l'ajout de l'eau distillée ne change pas le Ph d'une solution. Introduire le barreau magnétique.

- 1 : Burette
 2 : Electrode de Ph
 3 : Bécher
 4 : Ph-mètre
 5 : Barreau magnétique ou aimant
 6 : Agitateur magnétique

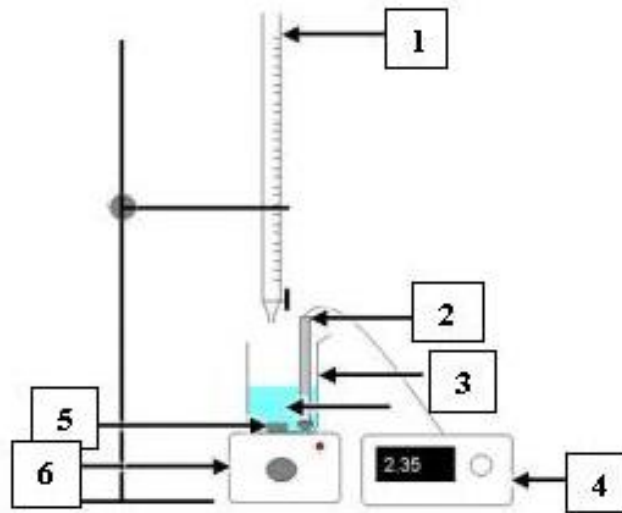


Fig.3 - Schéma du montage du titrage

Allumer l'agitateur. Attendre quelques instants que toute l'eau se mette en rotation. Tremper l'électrode et la sonde de température dans le b cher en prenant garde de ne pas les mettre dans la trajectoire du barreau aimanté en rotation ni de leur faire toucher les parois. Lire ensuite, la température affichée sur le pH-mètre et noter le *pH* de la première solution tampon après avoir attendu la stabilisation de la mesure. Répéter la mesure pour la deuxième solution tampon. Le pH-mètre est à présent étalonné.

2. Mesure du *Ph* de quelques solutions

Solutions	Eau distillée	Eau du robinet	Vinaigre	Eau de Javel	Lessive	Soude	Acide chlorhydrique	Coca- cola
<i>pH</i>								
Nature de la Solution								

Tableau 1 - *Ph* de quelques solutions

3. Dosage ou titrage d'un acide

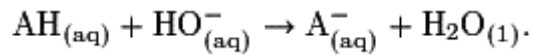
Dans un b cher 250ml, verser sur une hauteur d'environ 4cm, la solution *HCl* de concentration inconnue. Mesurer le *Ph* de la solution obtenue. Ajouter des volumes successifs de *NaOH* de concentration connue et mesurer à chaque fois le *pH* de la solution obtenue. Il faut prendre plusieurs points expérimentaux autour du point d'équivalence (consulter l'enseignant(e)). Tracez la courbe de variation du *pH* de la solution en fonction des volumes de *NaOH* ajoutés. Relever le point de neutralisation ou d'équilibre *E*. En déduire la concentration molaire du vinaigre.

L'équation d'un dosage est-elle nécessairement associée à une transformation totale ?

- L'équation de la réaction du dosage d'un acide *AH* par la soude est :

$$\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(1)}$$
-   l'équivalence, et avant l'équivalence, la quantité d'ions hydroxyde restante à l'état final du système est négligeable. L'avancement final est très proche de l'avancement maximal, ce qui donne un taux d'avancement $\tau = x_{\text{final}} / x_{\text{initial}}$ est égal à 1.

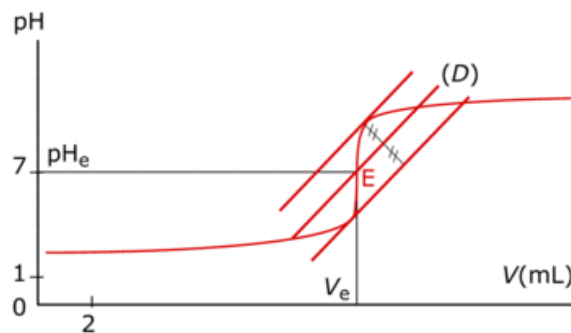
L'équation de la réaction du dosage d'un acide AH par la soude est :



On détermine le point d'équivalence en exploitant la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$ par la méthode des tangentes parallèles.

Une première méthode de détermination des coordonnées du **point d'équivalence** à partir de la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$, nommée « **méthode des tangentes parallèles** », consiste à tracer deux tangentes parallèles de part et d'autre du saut de pH , puis de tracer une troisième droite équidistante et parallèle aux deux premières.

Le **volume équivalent** V_E est le volume pour lequel la droite (D) présente un point d'intersection avec la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{NaOH}})$.



En ce point d'équivalence, la courbe présente un point anguleux au moment de la neutralisation totale des ions H_3O^+ par les ions OH^- . C'est-à-dire qu'en ce point E, le nombre de moles OH^- ($C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$) contenus dans le volume V_{NaOH} ajouté, est égal au nombre de moles H_3O^+ ($=V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}}$) contenus dans le volume initial d'acide. C'est ce qui est exprimé par la relation suivante :

$$C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}}$$

Où :

C_{NaOH} , Molarité de NaOH (connue).

V_{NaOH} , volume de NaOH ajouté pour atteindre la neutralisation totale (inconnu).

C_{HCl} , Molarité de HCl (inconnue).

V_{HCl} , volume de la solution de HCl (connu).

2.4 - Détermination du degré d'acidité du vinaigre

Le titre (ou l'acidité) d'une solution est donné en degré (°) : $1,00^\circ$ correspond à $1,00 \text{ g}$. Sur les étiquettes collées aux bouteilles d'acide du commerce est indiqué le degré d° , comme toutes les autres informations sur la composition, etc. Le degré d'acidité exprime la masse, en gramme, d'acide HCl dans 100 g de la solution :

$$d^\circ = C_A \cdot M_{\text{HCl}} \cdot x(m/\rho)$$

Avec $d^\circ = m_A$

Et,

C_A , Concentration molaire en acide acétique de la solution A.

M_{HCl} , masse molaire de l'acide chlorhydrique HCl

m_A masse d'acide pur contenue dans 100 g de la solution d'acide analysé.

ρ , masse volumique de l'acide (fortement dilué), est approximativement égale à environ 1 g/cm^3 .

Données : Masses molaires atomiques (g/mol) : $M(\text{H}) = 1,0$; $M(\text{Cl}) = 35,5$; $M(\text{O}) = 16,0$.

Remarque :

- Ne jamais laisser le pH-mètre allumé quand la sonde n'est pas plongée pas dans une solution,
- En fin de séance, la cellule de pH-métrie doit être rincée et rangée dans son dispositif de protection (ou placée dans un bécher d'eau distillée) pour éviter les chocs, mais aussi pour éviter le dessèchement.

Nettoyez et rangez le matériel, laissez la pailasse propre! MERCI.

Références bibliographiques

[1] F. Gremy et F. Letterier ; *Eléments de Biophysique*. Edition Flammarion, 1966, France.

Bibliothèque SNV, université Constantine: PH/012.

[2] J. Tonnelat, *Biophysique I*, Massons et Cie, Editeurs, 1966, France.

Bibliothèque SNV, université Constantine: PH/011

[3]C.O Benezech, J. LLory, *Physique et Biophysique. Mécanique, Thermodynamique, Physico-chimie*.

Massons et Cie, Editeurs, 1973, France

Bibliothèque SNV, université Constantine : PH/013.

[4] Regis David, *Biophysique générale*. Edition Presse universitaire de France, 1979.

Bibliothèque SNV, université Constantine : PH/005

[5]F. Bouaballah, A. Mekkaoui, *Cours de biophysique, 2^{ème} année Pharmacie*. Edition OPU.

Bibliothèque SNV, université Constantine : PH/004

[6] S. Belazreg, R. Perdrisot, J.Y. Bounaud, *Biophysique, Cours et Exercices*

Bibliothèque SNV, université Constantine : PH/003.

LECTURE

Les acides et les bases

On disait jadis qu'une solution est acide si elle fait virer le papier tournesol au rouge et basique si elle fait virer le papier tournesol au bleu. Hormis l'utilisation des indicateurs colorés (en bandelettes ou en compte-goutte), la distinction entre acides et bases n'est à fortiori pas quelque chose de facile. A l'époque où les chimistes gouttaient tout ce qu'ils synthétisaient, ce qui a d'ailleurs causé le décès prématuré de nombreux expérimentateurs, ils choisissaient la distinction suivante :

- un liquide est un acide s'il pique au goût,
- un liquide est une base (ils employaient aussi le nom d'alcali) s'il est doux au goût.

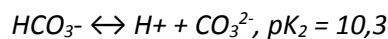
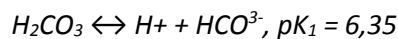
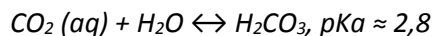
On ne se trompe en effet pas si on goutte les substances suivantes :

- au boisson au cola est effectivement acide,
- une boisson pétillante est acide (de même que toutes les boissons commercialisées),
- une eau savonneuse est basique.

On ne peut en fait vraiment définir sérieusement la notion d'acide et de base sans utiliser la notion de pH.

Facteurs influençant l'échelle des pH

Le pH d'une solution aqueuse est une mesure de l'équilibre acide-base réalisé par différents composés dissous; dans la plupart des eaux naturelles, il est contrôlé par le mécanisme d'équilibre anhydride carbonique - bicarbonate - carbonate. Voici les divers types d'équilibre en cause :



Où les valeurs pK sont les valeurs à 25 °C.

Tous ces équilibres subissent l'influence de la température; K_W accuse les plus grandes variations. Dans l'eau pure, lorsque la température augmente de 25 °C, le pH diminue d'environ 0,45. Dans les eaux ayant un pouvoir tampon dû aux ions bicarbonate, carbonate et hydroxyde, l'effet de la température est modifié.

Le pH de la plupart des sources d'eau brute est compris entre 6,5 et 8,5.(6) Dans certaines sources d'eau douce, cependant, le pH peut être considérablement plus bas à cause du lessivage des acides organiques provenant de la végétation en décomposition(7) et de la présence d'anhydride carbonique dissous.(8) Dans certaines sources d'eau souterraines, l'anhydride carbonique issu de l'oxydation bactériologique ne peut être libéré dans l'atmosphère et il en résulte un pH encore plus bas.(9)

La concentration d'ions hydrogène peut être modifiée sensiblement au cours du traitement de l'eau. La chloration tend à abaisser le pH tandis que l'adoucissement de l'eau à l'aide du procédé chaux/soude l'élève. Une étude portant sur les réseaux d'aqueduc des 100 plus grandes villes des États-Unis(10) a révélé que, même si toutes les villes utilisaient une source d'eau brute dont le pH était inférieur à 9, l'eau potable distribuée par 17 de ces villes avait un pH supérieur à 9. L'échelle du pH dans l'eau traitée s'étendait de 5 à 10,5 (valeur médiane).

Caractéristiques physiques

Le goût et l'odeur de l'eau potable proviennent d'une grande diversité de causes; aucune généralisation n'est possible en ce qui concerne l'effet du pH sur ces paramètres. Dans l'eau exposée à la contamination par le soufre, la formation de sulfure d'hydrogène gazeux (odeurs d'oeufs pourris) est thermodynamiquement favorisée lorsque le pH est inférieur à 7 environ.(13) Le trichlorure d'azote, qui a une odeur piquante désagréable,(23) a tendance à se former en plus grandes concentrations à des pH faibles (<pH 7) au cours du procédé de chloration.(24) On prétend également qu'une eau dont le pH est élevé acquiert un goût amer.(25)

Dans un échantillon d'eau donné, l'intensité de la coloration augmente avec l'élévation du pH.(26) Cet effet indicateur a amené à imaginer que toutes les mesures à effectuer dans la perspective du contrôle de la qualité devraient se faire à un pH normalisé de 8,3.(27)

On peut supprimer la turbidité, les composés sapides et odorants, les microorganismes ainsi que la couleur par une combinaison des procédés de coagulation, de floculation et de filtration. L'efficacité des procédés de coagulation et de floculation dépend en grande partie du pH, et il est d'usage courant, dans le traitement de l'eau, d'ajuster le pH afin de former le meilleur floc possible.(28,29) L'efficacité de la filtration est, dans certains cas, également fonction du pH.(30)

Caractéristiques microbiologiques

Même si la plupart des microorganismes tolèrent la gamme des pH que l'on trouve habituellement dans les sources d'eau, la plage qui favorise leur croissance rapide se limite ordinairement à une unité de pH ou moins.

En ce qui concerne la qualité microbiologique de l'eau, l'influence du pH sur l'efficacité de la désinfection par le chlore revêt une grande importance. Le pouvoir germicide du chlore dans l'eau diminue à mesure que le pH augmente; on attribue ce fait à la diminution de la concentration d'acide hypochloreux lorsque le pH augmente. L'acide hypochloreux a un pouvoir germicide 100 fois plus grand environ que celui de l'ion hypochlorite. La plupart des eaux naturelles, cependant, contiennent de l'azote ammoniacal qui réagit avec le chlore et l'acide hypochloreux pour former des monochloramines, des dichloramines et des trichloramines (chlore combiné disponible) dont la quantité relative dépend du pH. Dans de nombreuses usines de traitement ayant recours à la désinfection par le chlore, sinon dans la plupart, on ajoute suffisamment de chlore pour oxyder tout l'ammoniac et maintenir un excès de chlore libre (chloration au point critique). Dans ces conditions, la concentration d'acide hypochloreux est maximale à un pH d'environ 7,5 et elle est plus faible à des pH plus bas et plus élevés.

La chloration de l'eau vise deux buts. Elle sert d'abord à rendre inactifs les organismes pathogènes présents dans l'eau avant que celle-ci ne pénètre dans le réseau de distribution. Elle a aussi pour but de faire en sorte que le chlore résiduel libre subsiste jusqu'au robinet du consommateur. On peut soutenir qu'un pH élevé, avec la réduction du pouvoir germicide qu'il provoque, nuit à l'efficacité du chlore libre dans le réseau de distribution. Cependant, il faut se rappeler que le système acide hypochloreux/ion hypochlorite forme un équilibre chimique et que l'élimination de l'acide hypochloreux au cours de la réaction avec les microorganismes entraînera, s'il y a du chlore résiduel libre, la formation d'acide hypochloreux additionnel. L'acide hypochloreux réagit moins vite comme désinfectant à des pH moins élevés, mais ce ralentissement peut être compensé par une durée de contact plus longue. Le paramètre important est ici le chlore total disponible (exprimé en HOCl et en OCl⁻).

L'ozone, qui est utilisé dans plus de 20 installations de traitement d'eau au Québec,(38) et le bioxyde de chlore, qui est employé principalement au Canada pour contrôler le goût et l'odeur, sont aussi des agents de désinfection. Leur efficacité n'est pas modifiée aux pH que l'on rencontre ordinairement dans l'eau potable. Le bioxyde de chlore a un pouvoir germicide comparable à celui de l'acide hypochloreux, tandis que celui de l'ozone est de beaucoup supérieur.

Effets sur la santé

Étant donné que le pH est lié à divers autres paramètres, il n'est pas possible de déterminer s'il existe un rapport direct entre le pH et la santé de l'homme. Dans la mesure où le pH modifie le procédé de traitement de l'eau qui contribue à éliminer les virus, les bactéries et d'autres organismes nuisibles, on peut dire qu'il a des effets indirects sur la santé. La destruction des virus, aux pH élevés que l'on rencontre au cours de l'adoucissement de l'eau par le procédé chaux/soude, peut être considérée comme utile. Par contre, l'augmentation de la génération de trihalométhanes à des pH élevés peut être néfaste.

Au cours d'une des rares études épidémiologiques sur les réseaux de distribution d'eau potable dans lesquelles le pH était un des paramètres pris en considération, Taylor et ses collaborateurs(45)n'ont pu établir de rapport important entre les cas d'hépatite infectieuse et le pH de l'eau traitée. Cette étude a été effectuée dans 16 villes américaines utilisant des eaux de surface comme source d'eau potable.

Justification

1. Aucun effet précis du pH sur la santé ne nous permet de fixer les limites de celui-ci pour l'eau potable. Le contrôle du pH sert avant tout à réduire la corrosion et l'entartrage.
2. En général, la corrosion du métal devient importante à des pH inférieurs à 6,5 environ; les problèmes d'incrustation et d'entartrage se font surtout sentir à des pH supérieurs à 8,5 environ.
3. L'échelle acceptable du pH dans l'eau est donc de l'ordre de 6,5 à 8,5. En général, les eaux dont le pH est compris entre ces valeurs peuvent être stabilisées, en ce qui concerne la corrosion et l'entartrage, par un simple ajustement du pH. Lorsque le pH est maintenu en dessous de 8,5, le pouvoir de désinfection du chlore est accru et la production de trihalométhanes est réduite.

Annexe

Feuilles des résultats

T.P 1 : Mesure de la tension superficielle des solutions

1) NOM : PRENOM :
 2) NOM : PRENOM :
 2) NOM : PRENOM :
 Groupe : Sous Groupe : Date : Horaire : h.....mn

Sommaire du compte - rendu

I. Partie théorique : A préparer avant la séance de TP (à présenter obligatoirement et individuellement avant le début de la séance).

1. Définition de la tension superficielle,
2. Objectif du TP,
2. Décrire, par un exemple, le rôle de la tension superficielle.

II. Partie expérimentale (voir en bas de page) : A réaliser, par binôme ou trinôme, après avoir effectué les mesure , en collaboration avec vos camarades.

Manipulation

1. Etalonner le dynamomètre.
2. Déterminer le poids de l'anneau à vide : $P = P_{(mes)} \pm \Delta P = \dots\dots\dots$ (N'oubliez pas la dimension !!)
3. Mesure de la Tension et détermination du coefficient de tension superficielle de différentes solutions.

Solutions	Force de tension superficielle max Ts	ΔT_s (mN)	Coefficient de tension superficielle σ (mN/m)
Eau potable			
Eau distillée			
Ethanol			
ISIS dilué			

Tableau 1

4. Variation du coefficient de tension superficielle de l'eau potable en fonction du nombre de gouttes d'ISIS ajoutées.

Nombre	Tension superficielle T_s (mN)	ΔT_s (mN)	Coefficient T.S : σ (mN/m)	$\Delta \sigma$ (mN/m)
0				
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				
9				
10				

Tableau 2

5. Compte - rendu

1. Porter les résultats des mesures sur les tableaux ci-dessous,
2. Discuter et comparer les valeurs du coefficient de tension superficielle des différentes solutions,
3. Tracer (échelles, unités, etc.), le graphe T_s ou σ en fonction du nombre de gouttes d'ISIS ajoutées, sur feuille millimétrée, et si possible, en utilisant le logiciel «Excel»,
4. Analyser et expliquer l'évolution du graphe,
- 5.. Conclusion.

T.P 2 : Mesure de la conductivité des solutions

1) NOM : PRENOM :
 2) NOM : PRENOM :
 3) NOM : PRENOM :
 Groupe : Sous - Groupe : Date : Horaire : h.....mn

Sommaire du compte-rendu

I. Partie théorique : A préparer avant la séance de TP (à présenter obligatoirement et individuellement avant le début de la séance).

1. Définition de la conductivité des solutions,
2. Objectif du TP,
3. Décrire, par un exemple, le rôle de la conductivité.

II. Partie expérimentale (voir en bas de page) : A réaliser, par binôme ou trinôme, après avoir effectué les mesures, en collaboration avec vos camarades.

Manipulation

1. Etalonnage du conductimètre

Solution de	Température (°C)	Conductivité χ ($\mu\text{S}/\text{cm}$)
Eau potable		

Tableau 1

2. Conductivité de quelques solutions

Solutions	Conductivité χ ($\mu\text{S}/\text{cm}$)
Eau potable	
Eau distillée	
Eau de source	
Ethanol	
Eau de javel	

Tableau 2

3. Résultats des mesures du titrage

Volume (cm^3) NaOH ajouté	Conductivité χ ($\mu\text{S}/\text{cm}$)	Volume (cm^3) NaOH ajouté	Conductivité χ ($\mu\text{S}/\text{cm}$)
0		7.5	
1		8	
2		8.5	
3		9	
4		10	
5.5		11	
6		12	
6.5		13	
7		14	

Tableau 3 - Mesures expérimentales

4. Compte - rendu

1. Discuter et comparer les valeurs de la conductivité des différentes solutions.
2. Tracer (échelles, unités, etc.), le graphe de la variation de la conductivité χ en fonction du volume NaOH ajouté.
3. Analyser et expliquer l'évolution du graphe.
4. Déduire du graphe le point d'équilibre et la concentration molaire ou massique de la solution dosée.
5. Conclusion.

T.P. 3 : Mesure de la viscosité des solutions

1) NOM : PRENOM :
 2) NOM : PRENOM :
 3) NOM : PRENOM :
 Groupe : Sous - Groupe : Date : Horaire : h.....mn

Sommaire du compte-rendu

I. Partie théorique : A préparer avant la séance de TP (à présenter obligatoirement et individuellement avant le début de la séance).

1. Objectif du TP,
2. Décrire, par un exemple, le rôle de la viscosité,
3. Description du déroulement de la mesure.,

II. Partie expérimentale (voir en bas de page) : A réaliser, par binôme ou trinôme, après avoir effectué les mesure, en collaboration avec vos camarades.

Manipulation

1. Masse volumique et poussée d'Archimède d'une bille

M (g)	Δm (g)	V (cm ³)	ΔV (cm ³)	ρ (g.cm ⁻³)	Δρ (g.cm ⁻³)	P _{Arch} (N)	ΔP _{Arch} (N)	P _{bille} (N)	ΔP _{bille} (N)

Tableau 1 - Masse volumique et poussée d'Archimède

Comparer la poussée d'Archimède au poids de la bille

2. Viscosité des différentes solutions

Mesures	Viscosité η(g.cm ⁻¹ s ⁻¹)*								
	Glycérine pure			Liquide B : glycérine diluée à 5%			Liquide A: glycérine diluée à 10%		
	1	2	3	1	2	3	1	2	3
Temps de chute (s), Δt =0.05s									
Temps de chute moyen (s)									
Vitesse V _{moyenne} = h/t (cm.s ⁻¹)									
η _{moyenne} (g.cm ⁻¹ s ⁻¹)									
Δη _{moyenne} (g.cm ⁻¹ s ⁻¹)	Tableau 2 : Tableau des mesures (unité de la viscosité : Poises Po (CGS) et poiseuille Pl (SI))								

La viscosité est donnée par :

$$\eta_{moy} = \frac{2r^2}{9v_{moy}} (\rho_{bille} - \rho_{liquide}) \cdot g$$

Données:

Rayon de la bille r (mm)	1
Masse volumique de l'eau ρ (g.cm ⁻³)	1
Masse volumique de la bille ρ (kg.m ⁻³)	7800
Gravitation g (m.s ⁻²)	10

ρ (Liquide A) = 0.10 ρ(eau) + 0.90 ρ(glycérine)
ρ (Liquide B) = 0.05 ρ(eau) + 0.95 ρ(glycérine).
η (glycérine) = 2.26 g/cm ³

3. Compte - rendu

1. Discuter les valeurs de la conductivité des différentes solutions.
2. Tracer avec (échelles, unités, etc.), la variation de la viscosité en fonction de la dilution : η = f (dilution, (%)).
3. Analyser et expliquer l'évolution du graphe.
4. Conclusion.

T.P. 4 : Mesure du pH des solutions

1) NOM : PRENOM :
 2) NOM : PRENOM :
 3) NOM : PRENOM :
 Groupe : Sous - Groupe : Date : Horaire : h.....mn

Sommaire du compte-rendu

1. Partie théorique : A préparer avant la séance de TP (à présenter obligatoirement et individuellement avant le début de la séance).

1. Objectif du TP,
2. Décrire, par un exemple, le rôle et l'importance du pH.
3. Description du déroulement de la mesure.

2. Partie expérimentale (voir en bas de page): A réaliser, par binôme ou trinôme, après avoir effectué les mesure, en collaboration avec vos camarades.

Manipulation

1. Etalonnage du PH-mètre : Comme le but de ce TP est le dosage d'un acide par une base, on utilisera deux solutions tampon de pH 7 et 4.

2. Mesure du PH de quelques solutions

solutions	Soude	Eau du robinet	vinaigre	Eau de Javel	Lessive Isis	Acide HCl	Coca-cola
pH							
Nature de la solution							

Tableau 1

3. Dosage d'un acide par une base

	Volume de soude (ml)	PH		Volume de soude (ml)	pH
1			6		
2			7		
3			8		
4			9		
5			10		

Tableau 2

3. Compte - rendu

1. Discuter et comparer les valeurs du pH des différentes solutions.
2. Tracer, avec (échelles, unités, etc.), le graphe de la variation du PH en fonction du volume NaOH ajouté.
3. Analyser et expliquer l'évolution du graphe.
4. Déterminer le point d'équilibre et le pH correspondant en exploitant le tracé $pH = f(\text{NaOH})$.
5. Déduire la concentration massique et le degré d'acidité de la solution dosée.
6. Conclusion.