# Sciences Physiques

**TABLE DES MATIERES**


**1. LES ONDES ..... 4**
1.1. LE SON ..... 4
1.2. ONDES PROGRESSIVES ..... 6
1.3. INTERFERENCES ..... 9
1.4. DIFFRACTION ..... 15
1.5. L'EFFET DOPPLER ..... 18

**2. MECANIQUE ..... 21**
2.1. CINEMATIQUE ..... 21
2.2. FORCES ET MOUVEMENT ..... 23
2.3. MOUVEMENT DANS UN CHAMP UNIFORME ..... 24
2.4. MOUVEMENT DES SATELLITES (ET DES PLANETES) ..... 26

**3. ECOULEMENT D'UN FLUIDE ..... 29**
3.1. LA POUSSEE D'ARCHIMEDE ..... 29
3.2. FLUIDE EN REGIME PERMANENT ..... 30

**4. CONVERSIONS ET TRANSFERTS D'ENERGIE ..... 33**
4.1. MODELE DU GAZ PARFAIT ..... 33
4.2. THERMODYNAMIQUE ..... 35
4.3. BILAN THERMIQUE SUR TERRE ..... 42

**5. LUMIERE ET IMAGES ..... 48**
5.1. RAPPELS DES CLASSES PRECEDENTES ..... 48
5.2. LUNETTE ASTRONOMIQUE AFOCALE ..... 52
5.3. FLUX DE PHOTONS ..... 55

**6. SYSTEME ELECTRIQUE ..... 59**
6.1. RAPPELS (CF. COURS DE 1-SPE POUR LES DETAILS) ..... 59
6.2. LE CONDENSATEUR ..... 60
6.3. ETUDE DU CIRCUIT RC ..... 64

**7. ÉVOLUTION D'UN SYSTEME CHIMIQUE ..... 67**
7.1. ÉQUILIBRE CHIMIQUE ..... 67
7.2. LIEN ENTRE CINETIQUE ET EQUILIBRE CHIMIQUE ..... 68
7.3. EVOLUTION SPONTANEE ..... 69
7.4. LA PILE ELECTROCHIMIQUE ..... 73
7.5. L'ELECTROLYSEUR : EVOLUTION FORCEE ..... 77

**8. TRANSFERTS DE PROTONS ..... 80**
8.1. REACTION ACIDE-BASE ..... 80
8.2. FORCE DES ACIDES ET DES BASES ..... 82
8.3. PREDOMINANCE ET DISTRIBUTION ..... 85
8.4. CONTROLE DU PH ..... 87

**9. CINETIQUE CHIMIQUE ..... 88**
9.1. EVOLUTION TEMPORELLE DE L'AVANCEMENT ..... 88
9.2. FACTEURS CINETIQUES ET CATALYSE ..... 90
9.3. VITESSE DE REACTION ..... 91
9.4. MODELISATION MICROSCOPIQUE ..... 93

**10. TRANSFORMATION NUCLEAIRE ..... 96**
10.1. RADIOACTIVITE NATURELLE ..... 96
10.2. LOI DE DECROISSANCE RADIOACTIVE ..... 98
10.3. APPLICATIONS ..... 99

**11. CHIMIE ORGANIQUE ..... 100**
11.1. STRUCTURE ET PROPRIETES ..... 100
11.2. REACTIONS ORGANIQUES ..... 108

11.3. OPTIMISATION D'UNE ETAPE DE SYNTHESE ..... 112
11.4. STRATEGIE DE SYNTHESE ..... 113
11.5. PRATIQUES EXPERIMENTALES ..... 115

**12. TECHNIQUES D'ANALYSE ..... 120**
12.1. METHODES PHYSIQUES ..... 120
12.2. DOSAGES ..... 123
12.3. SPECTROSCOPIE ..... 128

**13. LA MESURE ..... 131**
13.1. INCERTITUDE ET TYPES D'ERREURS ..... 131
13.2. OBJECTIF BAC ..... 132

**14. ENONCES TP ..... 135**

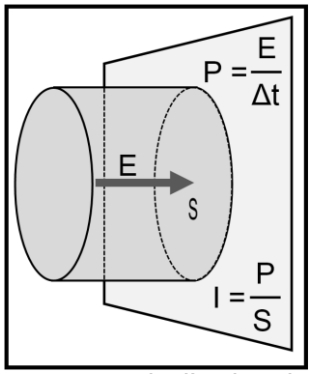
**15. FICHES ECE ..... 148**

# 1. Les Ondes

**VU en PREMIERE :** Ondes mécaniques progressives, retard, onde progressive sinusoïdale, double périodicité (T et λ), fréquence f, relation c = λ * f, célérité du son, célérité de la lumière.

## 1.1. Le son

### 1. Intensité sonore et niveau d'intensité sonore




Les ondes sonores sont des ondes matérielles longitudinales. Comme toutes les ondes, elles transportent de l'énergie. La quantité d'énergie transportée E (en J) qui traverse une surface S (en $m^2$) pendant une durée Δt (en s) permet de définir une **puissance** P et une **intensité sonore** I de la manière suivante :

P = E/Δt  P s'exprime donc en $J.s^{-1}$ c'est-à-dire en W.
I = P/S  I s'exprime donc en $W.m^{-2}$.

L'intensité sonore minimale que l'oreille humaine est capable d'entendre est de l'ordre de $10^{-12}$ $W.m^{-2}$. Par conséquent, on définit $I_0 = 1,0 * 10^{-12}$ $W.m^{-2}$ comme le **seuil d'audition** de l'oreille humaine. Les intensités maximales que l'oreille humaine est capable de supporter sont de l'ordre de quelques $W.m^{-2}$.

Définition : Le **niveau d'intensité sonore** L d'un son est défini par :

$L = 10 * Log (I/I_0)$  Où  I est l'intensité sonore du son (en $W.m^{-2}$).
Et  L s'exprime en décibel (dB).

« Rappel » mathématique : La fonction **Log** (appelée logarithme décimal) définie pour tout réel strictement positif possède les propriétés suivantes :

Pour a > 0 et b > 0 :  Log (a * b) = Log (a) + Log (b)
Log (a / b) = Log (a) - Log (b)
Pour a > 0 et b quelconque : $Log (a^b) = b * Log (a)$
Pour tout b :  $Log (10^b) = b$

Exercice :

1°/ Calculer (sans calculatrice !!) Log (10), Log (1000), Log (10000), puis Log (1).
2°/ Exprimer Log (9) en fonction de Log (3).

*Deux sons parviennent en un point A de l'espace (par exemple le tympan d'une personne) avec des intensités sonores respectives $I_1$ et $I_2$.*

3°/ Définir $L_1$ le niveau d'intensité sonore en A dû au premier son, en fonction de $I_1$ et de $I_0$. De même, définir $L_2$.

*On suppose à présent que $I_1 = I_2$.*

4°/ Montrer que le niveau d'intensité sonore L au point A vaut $L = L_1 + 10 * Log (2)$.

*Un son est produit à l'aide d'un haut-parleur. Lorsqu'il parvient en un point A de l'espace, son intensité sonore vaut I, et son niveau d'intensité sonore L. On « augmente le son » de sorte que l'intensité sonore perçue en A soit égale à I' = 10 * I. Le niveau d'intensité sonore qui en résulte au point A est notée L'.*

5°/ Déterminer l'expression littérale de L' en fonction de L.
6°/ Même question lorsque le son est « augmenté » de sorte que I' = 100000 * I.

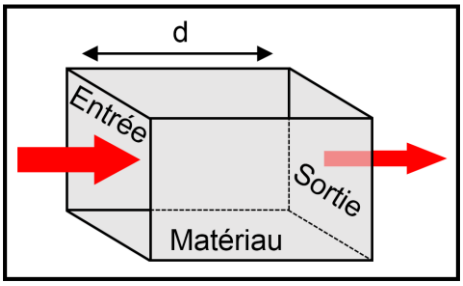
Remarque : Lorsque l'intensité sonore I varie énormément (par exemple lorsqu'elle est multipliée par 100, ou 1000000, ou bien divisée par 10000), les variations correspondantes du niveau d'intensité sonores L sont beaucoup plus faibles. Par exemple Lorsque I est multipliée par 1000, L n'augmente que de 30 dB.

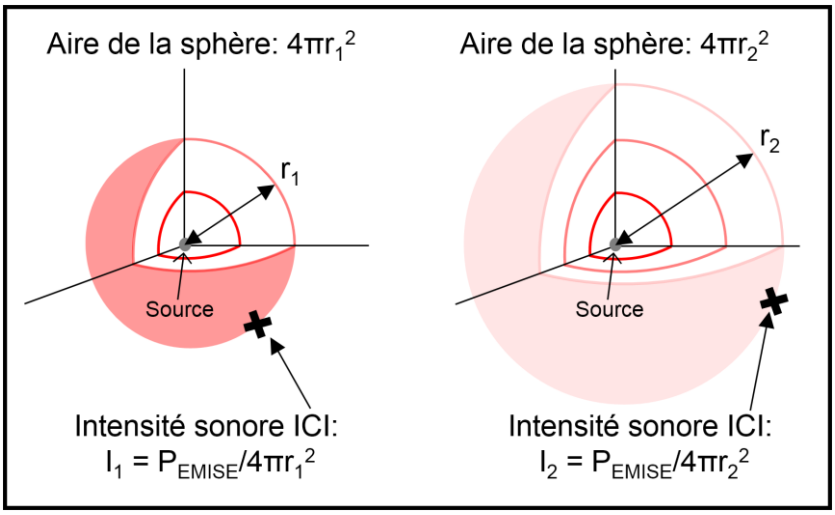
Propriété : L'oreille humaine n'est pas capable de percevoir un son de n'importe quelle fréquence. Elle ne perçoit que les sons dont la fréquence appartient à l'intervalle (appelé **bande passante**) : [20 Hz ; 20 kHz]. Un son de fréquence inférieure est qualifié d'infrason, et un son de fréquence supérieure d'ultrason.

## 2. Atténuation du son

Lorsque le son se propage, son intensité diminue. Deux causes peuvent être identifiées :

Atténuation par absorption (cf. schéma ci-contre) : Les matériaux traversés (air, solides, etc…) absorbent une partie de l'énergie transportée par les ondes sonores. On définit le coefficient d'absorption linéique α d'un matériau par la relation : $L_{Sortie} - L_{Entrée} = - \alpha * d$.




Atténuation géométrique (cf. schéma ci-contre) : Lorsqu'une source émet dans toutes les directions de l'espace, l'intensité sonore du son reçue en un point donné est d'autant plus faible que ce point est éloigné de la source. Dans l'exemple ci-dessous, $I_2 < I_1$.

Exercice 1 : Montrer que dans l'illustration ci-dessus, $I_2/I_1 = (r_1/r_2)^2$.
En déduire une relation entre les niveaux d'intensités sonores $L_1$ et $L_2$ et $r_1$ et $r_2$.

Exercice 2 : Un son est émis par une source ponctuelle dans toutes les directions de l'espace. A 4,0 mètres de la source le niveau d'intensité sonore vaut L = 95 dB.

1°/ Calculer le niveau d'intensité sonore auquel on peut s'attendre à 225 m de la source à cause de l'atténuation géométrique.

On place au même endroit que la première source une seconde source identique.

2°/ Calculer le niveau d'intensité sonore auquel on peut s'attendre à 225 m de la source à cause de l'atténuation géométrique.

En réalité le niveau d'intensité sonore vaut 58 dB à 225 m des deux sources.

3°/ Proposer une explication.

Annale de BAC : Chercher sur Labolycée.fr les exercices suivants :
2014 Métropole (sujet Spécialité) Exercice 3 : résolution de problème
2022 Polynésie J2 Exercice C : atténuation géométrique et atténuation par absorption.

# 1.2. Ondes progressives

## 3. Types d'ondes

Définition : Une **onde mécanique** (ou matérielle) **progressive** est la propagation d'une perturbation d'un milieu matériel dans un milieu matériel, sans transport de matière, avec transport d'énergie.

Propriété : Elle a besoin d'un milieu matériel pour se propager et ne peut se propager dans le vide.

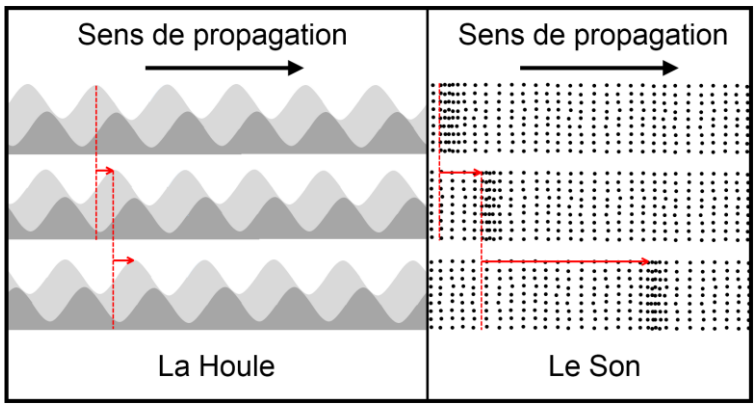
Exemples :

La Houle : Aller sur scienceslycee.fr et utiliser l'animation « caractéristique onde » avec les réglages : « oscillate », « no end » et « damping : None ».

Le son : Aller sur scienceslycee.fr et utiliser l'animation « onde longitudinale ».

Les ondes sismiques.

Etc …

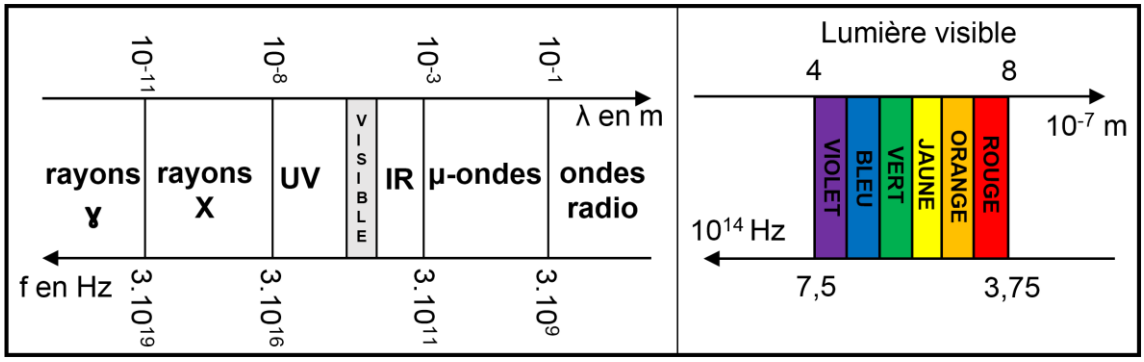



Définition : Une **onde électromagnétique** (EM) **progressive** est la propagation d'une perturbation des champs électriques et magnétiques du milieu qu'elle traverse (pour aller plus loin que le programme, l'animation « Ondes EM » sur scienceslycee.fr illustre le mode de propagation des ondes électromagnétiques)

Propriété : Elle peut se propager dans le vide.

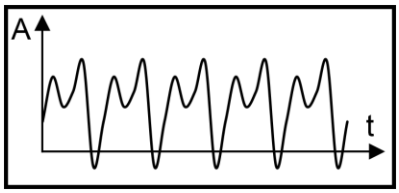
Exemples : La lumière visible, les ondes radios, les rayons X, etc …

Domaine ondes EM

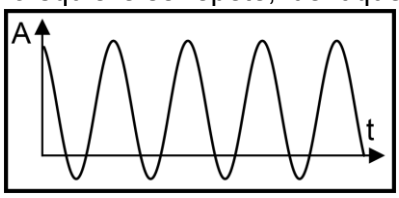



Remarque : La célérité des ondes EM dans le vide (**$c = 3{,}00 * 10^8$ m.s$^{-1}$**) doit être connue par cœur car bien souvent à l'écrit du bac, sa valeur n'est pas fournie aux candidats

## 4. Onde progressive sinusoïdale




Définitions : Une onde progressive est **périodique** lorsque la perturbation est entretenue dans le temps, c'est-à-dire lorsqu'elle se répète, identique à elle-même dans le temps.

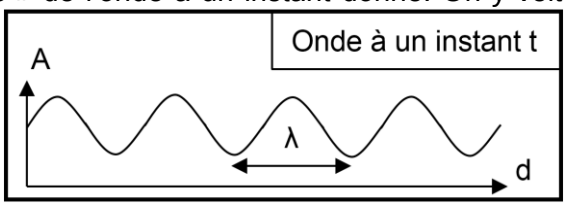



Une onde périodique est **sinusoïdale** lorsque l'évolution temporelle de la perturbation peut être décrite par une fonction sinus ou cosinus.

Les deux courbes ci-dessous montrent l'évolution de l'amplitude (A) d'une l'onde, c'est-à-dire selon le type d'onde représenté de :

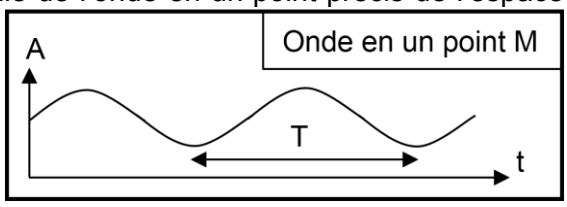
La hauteur du niveau de l'eau (en m) dans le cas de la propagation de la houle en mer.
La surpression de l'air (en Pa) dans le cas de la propagation d'un son dans l'air.
Etc...

La courbe ci-contre représente une « photographie » de l'onde à un instant donné. On y voit comment l'onde se déploie dans l'espace (A est représentée en fonction d'une coordonnée de l'espace notée d).




Il existe une périodicité spatiale λ appelée **longueur d'onde**. C'est la plus courte distance de répétition de l'onde à un instant t (c'est-à-dire la distance séparant deux maxima successifs, ou deux minima successifs). La courbe toute entière est constituée d'une succession de ces motifs identiques de largeur spatiale égale à λ.

La courbe ci-contre représente l'évolution temporelle de l'onde en un point précis de l'espace (A est représentée en fonction du temps t).




Il existe une périodicité temporelle T appelée **période temporelle** (on dit en général « période » tout court). C'est la plus courte durée de répétition de l'onde en un point donné M du milieu matériel (c'est-à-dire la durée séparant l'arrivée au point M de deux maxima ou de deux minima successifs). La courbe toute entière est constituée d'une succession de ces motifs identiques de largeur temporelle égale à T.

Définitions : La **fréquence** de l'onde f est définie par: f = 1/T

La **célérité** c d'une onde est la distance parcourue par une bosse (un creux, etc...) divisée par la durée du parcours.

Propriétés : Une onde progressive sinusoïdale possède une **double périodicité**.

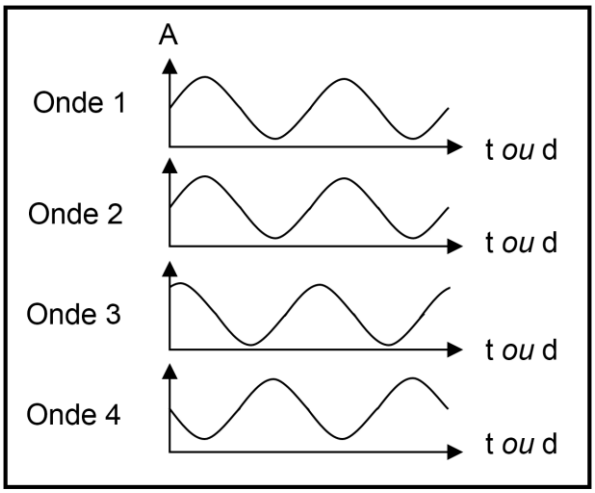
La distance parcourue par un maximum (i.e. une « bosse ») pendant une durée T vaut λ. Par conséquent la célérité c d'une onde, sa longueur d'onde λ et sa période temporelle T sont reliées par l'équation :

$$c = \frac{\lambda}{T} \quad \text{c'est-à-dire} \quad c = \lambda * f$$

Unités : λ (en m) T (en s) f (en $s^{-1}$ ou Hz : Hertz) c (en $m.s^{-1}$)

| | |
|---|---|
| Exercice : | Regarder l'animation « Caractéristiques Ondes » sur le site scienceslycee.fr :<br>Réglages: « damping »: none; « slow motion »; « oscillate »; « no end ».<br>Faire varier la fréquence (voire la tension).<br>Retrouver le lien entre c, λ et T. |

Définitions : On considère deux ondes de même fréquence f et de même longueur d'onde λ.




On dit que deux ondes sont **en phase** lorsque les maxima (ou les minima) des deux ondes se produisent :

En même temps (cf. schéma ci-contre en considérant que l'axe des abscisses représente le temps t).

Ou au même endroit (cf. schéma ci-contre en considérant que l'axe des abscisses représente une coordonnée d'espace d).

C'est le cas de l'onde 1 et de l'onde 2.

On dit que deux ondes sont **en opposition de phase** lorsque les maxima d'une onde se produisent :

En même temps que les minima de l'autre onde.

Ou au même endroit que les minima de l'autre onde.

C'est le cas de l'onde 3 et de l'onde 4.

Dans tous les autres cas, on dit simplement que les deux ondes sont **déphasées**. C'est le cas de l'onde 2 et de l'onde 3.

## 5. Remarques générales

Plusieurs propriétés propres aux phénomènes ondulatoires ont déjà été étudiées comme la réfraction et la réflexion en classe de seconde et dans ce chapitre d'autres comme les interférences, la diffraction ou l'effet Doppler sont présentées plus loin.

Remarque 1 : Ces propriétés concernent TOUS les types d'ondes, les ondes EM (la lumière...) comme les ondes mécaniques (le son...).

Remarque 2 : Les différentes grandeurs associées à une onde peuvent changer :

Son amplitude (atténuation du son, interférence…)

Sa direction de propagation (réfraction, diffraction…)

Pour une onde EM dans un milieu d'indice de réfraction n :

Sa vitesse : $v = c/n$

Sa longueur d'onde : $\lambda = \lambda_0/n$

Où c : vitesse de la lumière dans le vide

$\lambda_0$ : longueur d'onde de la lumière dans le vide

En revanche, quelles que soient les circonstances, la fréquence d'une onde ne change PAS (sauf dans le cas particulier de l'effet Doppler sur lequel on pourra revenir en fin de chapitre).

# 1.3. Interférences

## 6. Principe de superposition

| | |
|---|---|
| Exercice : | Regarder l'animation « Croisement Ondes » sur le site scienceslycee.fr.<br>Etudier le comportement de deux ondes lorsqu'elles se croisent. |

Deux ondes sont produites par deux sources différentes. Notons :

$A_1$ (P, t) l'amplitude de l'onde numéro 1 au point P et à l'instant t.

$A_2$ (P, t) l'amplitude de l'onde numéro 2 au même point P et au même instant t.

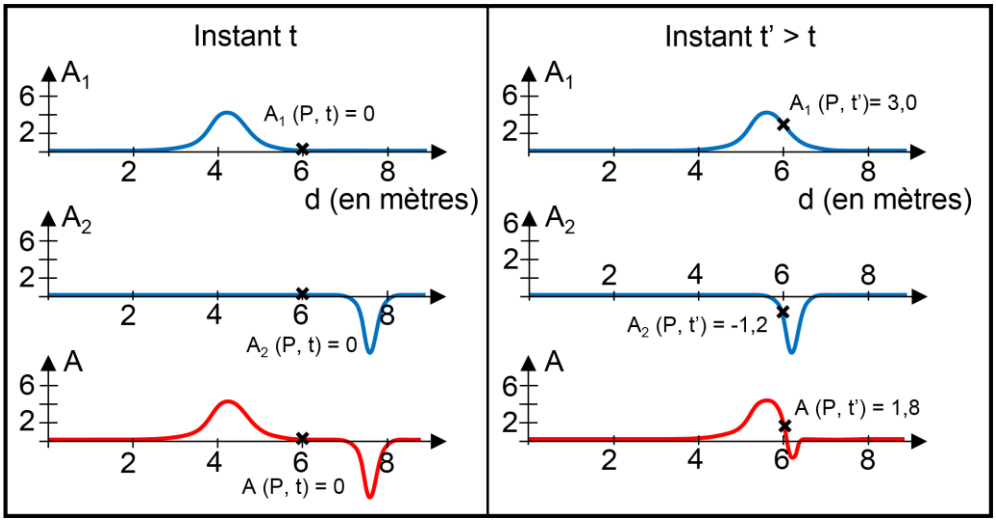
Principe de superposition :

Lorsque ces deux ondes se croisent, leurs amplitudes s'additionnent sans se perturber.

Cela signifie que l'amplitude totale due aux deux ondes au point P et à l'instant t notée A (P, t) s'obtient en additionnant $A_1$ (P, t) l'amplitude due à l'onde 1 et $A_2$ (P, t) l'amplitude due à l'onde 2 :

$$A(P, t) = A_1(P, t) + A_2(P, t)$$

Sur le schéma ci-contre, on montre les amplitudes $A_1$ et $A_2$ de deux ondes aux instants t et t'. L'onde 1 va vers la droite et l'onde 2 va vers la gauche. L'abscisse du point P vaut d = 6 mètres. L'amplitude totale est A.




## 7. Superposition et interférences

Considérons $S_1$ et $S_2$ deux sources ponctuelles séparées par une distance notée a. Chaque source émet une onde qui se propage dans toutes les directions de l'espace. Nous faisons en sorte que ces deux ondes :

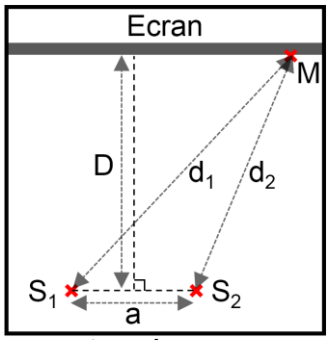
Soient en phase (leur maxima sont produits en même temps)

Aient même amplitude maximale

Aient même fréquence f (et donc même période T = 1/f)

Aient même vitesse de propagation

Aient même longueur d'onde λ.




Lorsque ces deux ondes se rejoignent, par exemple en un point M appartenant à un écran situé à une distance D de la médiatrice du segment formé par $S_1$ et $S_2$, elles se superposent (i.e. leurs amplitudes s'additionnent) conformément au principe de superposition.

$S_1M$ représente la distance que l'onde 1 doit parcourir pour arriver en M

$S_2M$ représente la distance que l'onde 2 doit parcourir pour arriver en M.

$\delta = S_1M - S_2M$ s'appelle la **différence de marche** (ou **différence de chemin optique**).

L'animation « Différence de marche » sur le site scienceslycee.fr permet de faire une simulation de ce dispositif. On peut y faire varier λ, a et D. Les valeurs affichées à l'ouverture de l'animation sont : λ = 650 nm a = 150 µm D = 2,000 m

Exercice : Ouvrir l'animation « Différence de marche » sur le site scienceslycee.fr

1°/ Repérer trois points ($M_1$, $M_2$, $M_3$) où l'amplitude totale de l'onde est nulle. Noter pour chaque point la valeur de δ. Comparer ces valeurs à celle de λ.

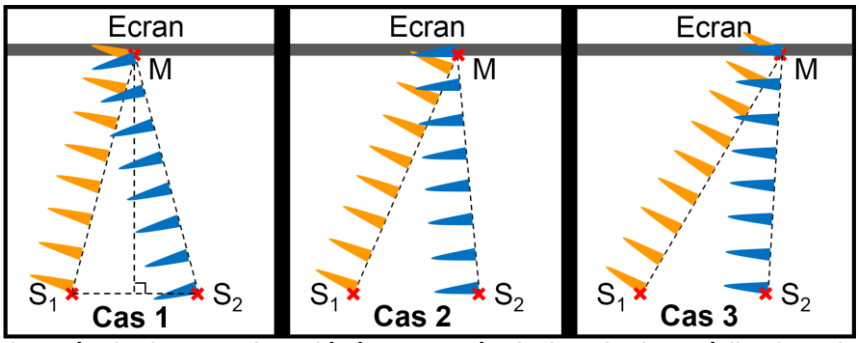
2°/ Repérer trois points ($M'_1$, $M'_2$, $M'_3$) où l'amplitude totale de l'onde est maximale. Noter pour chaque point la valeur de δ. Comparer ces valeurs à celle de λ.

3°/ Modifier la valeur de λ. Les points $M_1$, $M_2$, $M_3$ où l'amplitude totale de l'onde est nulle et les points $M'_1$, $M'_2$, $M'_3$ où l'amplitude totale de l'onde est maximale restent-ils au même endroit que précédemment ?

4°/ Modifier la valeur de a. Les points $M_1$, $M_2$, $M_3$ où l'amplitude totale de l'onde est nulle et les points $M'_1$, $M'_2$, $M'_3$ où l'amplitude totale de l'onde est maximale restent-ils au même endroit que précédemment ?

Complétons l'exercice précédent par l'étude de trois cas.

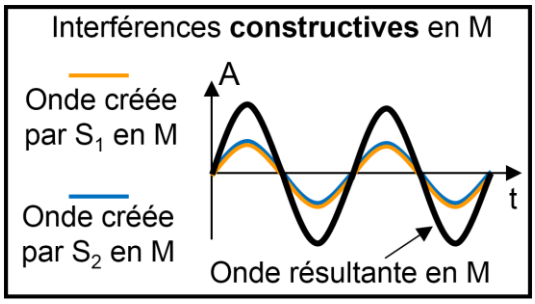
Cas 1 : $d_1 = d_2$, M se situe sur la médiatrice du segment $S_1S_2$. Les deux ondes sont en phase au point M (des maxima émis en même temps par $S_1$ et $S_2$ arrivent en même temps au point M par vagues successives).

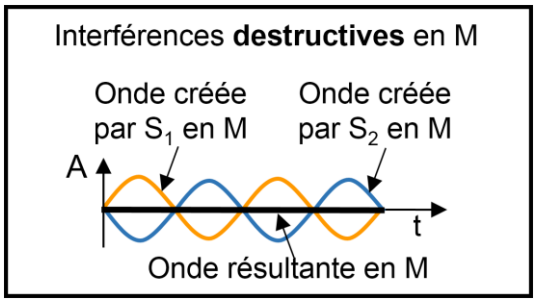



Cas 2 : $d_1$ légèrement supérieur à $d_2$ (M se situe légèrement à droite de la médiatrice du segment $S_1S_2$). Les deux ondes sont en opposition phase au point M (car lorsqu'un maximum émis par $S_1$ arrive au point M, un minimum émis par $S_2$ arrive au point M).

Cas 3 : $d_1$ supérieur à $d_2$ (M se situe encore plus à droite de la médiatrice du segment $S_1S_2$). Les deux ondes sont à nouveau en phase au point M (des maxima émis par $S_1$ et $S_2$ arrivent en même temps au point M par vagues successives. Ces maxima n'ont pas été émis en même temps car celui issu de $S_1$ a parcouru une distance plus grande que celui émis par $S_2$).

Dans le cas 1 et le cas 3 les maxima issus de $S_1$ et ceux issus de $S_2$ arrivent en même temps au point M (de même pour les minima) : les deux ondes sont en phase en M. Par conséquent en vertu du principe de superposition, l'amplitude de l'onde résultante est maximale au point M (comme c'est le cas pour les points $M'_1$, $M'_2$ et $M'_3$ de l'exercice précédent). On dit que les ondes issues de $S_1$ et de $S_2$ **interfèrent** et que les interférences sont **constructives**.

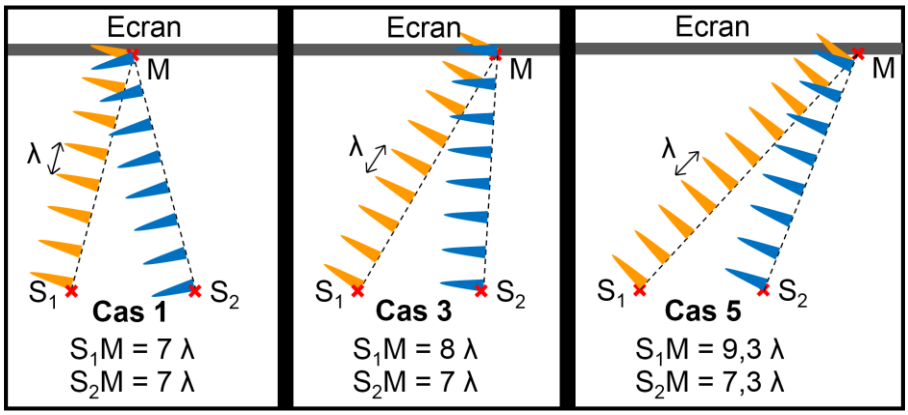



Dans le cas 2 les maxima issus de $S_1$ arrivent en même temps au point M que les minima issus de $S_2$ : les deux ondes sont en opposition de phase en M. Par conséquent en vertu du principe de superposition, l'amplitude de l'onde résultante est nulle au point M (comme c'est le cas pour les points $M_1$, $M_2$ et $M_3$ de l'exercice précédent). On dit que les ondes issues de $S_1$ et de $S_2$ **interfèrent** et que les interférences sont **destructives**.

## 8. Conditions d'interférences

Lorsque les interférences sont constructives comme par exemple pour les trois cas présentés ci-contre, la valeur de la **différence de marche** définie par
**δ** = $S_1M$ - $S_2M$ vaut :
0 pour le cas 1
λ pour le cas 3
2λ pour le cas 5




L'explication à cette observation est la suivante. Etudions deux maxima émis en même temps par $S_1$ et $S_2$. Lorsque le maximum émis par $S_2$ arrive au point M, le maximum émis par $S_1$ :
Arrive également en M dans le cas 1.
Est situé à une distance égale à λ dans le cas 3.
Est situé à une distance égale à 2λ dans le cas 5.
Ainsi les interférences entre les ondes produites par $S_1$ et par $S_2$ sont constructives lorsque la distance $S_1M$ que doit parcourir l'onde produite par $S_1$ et la distance $S_2M$ que doit parcourir l'onde produite par $S_2$ diffèrent d'un multiple entier de λ.

Propriété : les interférences entre deux ondes en un point M de l'espace sont **constructives** si la différence de marche entre les deux ondes, vérifie :

$$\delta = S_1M - S_2M = m * \lambda \qquad \text{(m un entier)}$$

Par un raisonnement similaire, on aboutit aux conditions d'interférences destructives.

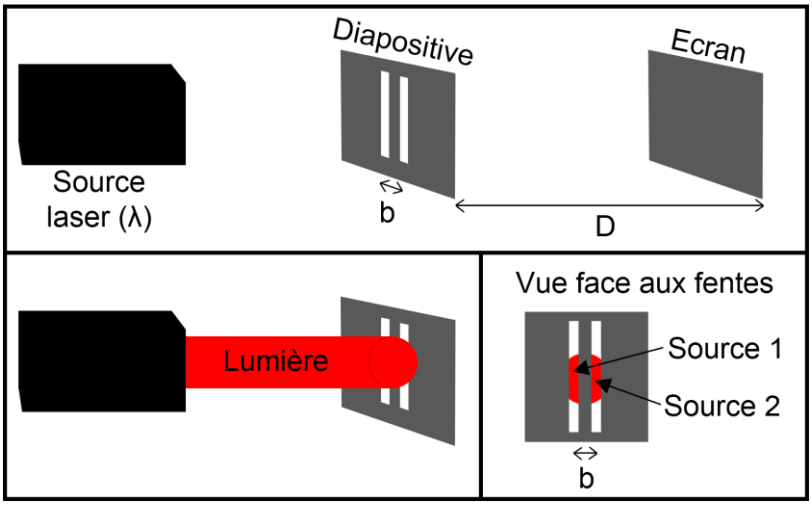
Propriété : les interférences entre deux ondes en un point M de l'espace sont **destructives** si la différence de marche entre les deux ondes, vérifie :

$$\delta = S_1M - S_2M = (m + ½) * \lambda \qquad \text{(m un entier)}$$

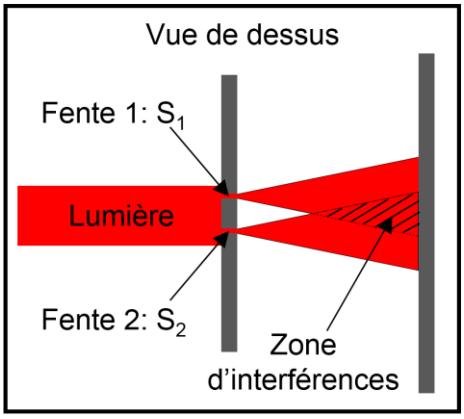
Conséquences : Irisation à la surface des bulles de savon (Arc-en-ciel).
Utilisation d'interféromètres, appareils de mesure dont le fonctionnement repose sur la détection des interférences des ondes EM.

## 9. Dispositif des fentes d'Young

La réalisation pratique du phénomène d'interférences nécessite de pouvoir disposer de deux sources émettant des ondes de même longueur d'onde et de même fréquence. Bien entendu, l'expression « même fréquence » ou « même longueur d'onde » ne peut pas vouloir dire « exactement » même fréquence ou « exactement » même longueur d'onde car on le sait, en science, compte tenu des incertitudes, « exactement » n'a pas de sens. Ainsi, des interférences se produisent fréquemment dans de nombreux domaines (son, houle, etc...) à partir de deux sources primaires différentes. En revanche dans le domaine des ondes EM, il est impossible de produire deux sources primaires de fréquences suffisamment proches pour être capables d'interférer l'une avec l'autre. Et quand bien même on y parviendrait, les deux sources lumineuses n'interfèreraient pas davantage pour des raisons qui sortent très largement du cadre de ce cours et qu'on regroupe sous le terme d'incohérence. Pour résumer, deux sources de lumière distinctes sont forcément incohérentes et ne peuvent pas interférer entre elles.



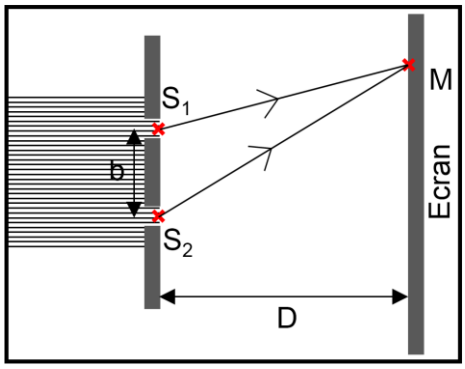

Le dispositif présenté ci-contre, appelé dispositif des fentes d'Young, contourne cette difficulté et permet de réaliser des interférences lumineuses. Voyons comment. On positionne une source unique de lumière monochromatique (une source laser produisant une onde EM de longueur d'onde λ) à gauche d'une diapositive opaque percée de deux fentes parallèles très fines séparées par une distance notée b. On place un écran à une distance notée D à droite de la diapositive. La lumière issue de la source unique est presque intégralement arrêtée par la diapositive à l'exception de celle qui passe à travers les fentes. Ainsi, l'écran voit arriver sur lui de la lumière issue de deux fentes séparées, autrement dit de deux sources lumineuses secondaires distinctes. Les deux fentes sont donc des sources cohérentes pour la raison que leur lumière provient d'une source unique.




Il faut à présent dire un mot sur la façon dont la lumière ressort de chaque fente. On pourrait croire qu'elle continue son chemin dans la même direction que celle avec laquelle elle est arrivée, c'est-à-dire dans la direction horizontale sur le schéma. Et pourtant il n'en est rien. Car lorsqu'une onde traverse une ouverture suffisamment petite, un phénomène se produit appelé diffraction (dont il sera question par la suite dans ce chapitre) : une onde qui se propage selon une seule direction élargit ses directions de propagation après être passée par l'ouverture. Plus l'ouverture est petite, plus l'angle du cône qui comprend les principales directions prises en sortie s'agrandit. Ainsi, la lumière qui ressort de chaque fente heurte l'écran sur une zone étendue. Là où la zone de lumière issue d'une fente recoupe la zone de lumière issue de l'autre fente, des interférences se produisent.

En résumé, le dispositif des fentes d'Young permet de créer deux sources lumineuses cohérentes $S_1$ et $S_2$ situées à une distance D d'un écran. Cette situation est analogue à celle étudiée au point précédent.

Plaçons-nous à présent en un point M situé sur l'écran à l'intérieur de la zone d'interférences. M reçoit une onde issue de $S_1$ (la fente 1) et une onde issue de $S_2$ (la fente 2). On schématise ces ondes par des rayons ce qui permet de montrer simplement leur direction de propagation ainsi que la distance qu'elles parcourent pour arriver au point M.

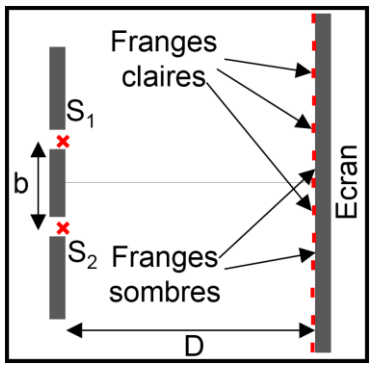


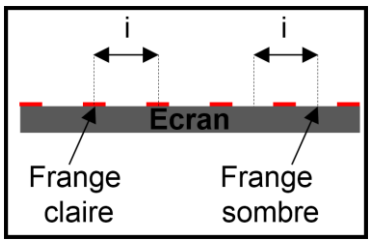

Conformément à ce qui a été établi au point précédent, les points M pour lesquels :

$S_1M - S_2M = m * \lambda$ (m un nombre entier), les interférences en M sont constructives et donc l'amplitude de l'onde lumineuse est maximale (i.e. il y a un maximum de lumière).

$S_1M - S_2M = (m + ½) * \lambda$ (m un nombre entier), les interférences en M sont destructives et donc l'amplitude de l'onde lumineuse est nulle (i.e. il n'y a aucune lumière).

La **figure d'interférences** qui apparait à l'écran est donc une succession de point lumineux et de points sombres. Les points où les interférences sont constructives sont qualifiés de **franges claires**, et ceux où les interférences sont destructives sont qualifiés de **franges sombres**.




On appelle **interfrange** (noté i) la distance entre deux franges claires successives (qui est également la distance entre deux franges sombres successives).

<u>Propriété</u> : Pour une longueur d'onde λ (en m), une distance entre l'écran et les fentes D (en m) et une distance entre les fentes b (en m), l'interfrange i (en m) vaut :

$$i = \frac{\lambda * D}{b}$$

<u>Remarques</u> :

L'interfrange dépend de la longueur d'onde. Plus λ est grand plus i est grand.

Si à la place d'une source laser monochromatique on utilise une source polychromatique (par exemple de la lumière blanche qui contient toutes les couleurs de l'Arc-En-Ciel, c'est-à-dire toutes les longueurs d'ondes comprises entre 400 nm et 800 nm) de multiples interférences se produisent. Deux ondes de longueurs d'onde $\lambda_1$ = 400 nm issues de $S_1$ et de $S_2$ interfèrent entre elles, deux ondes de longueurs d'onde $\lambda_2$ = 423 nm issues de $S_1$ et de $S_2$ interfèrent entre elles, deux ondes de longueurs d'onde $\lambda_3$ = 681 nm issues de $S_1$ et de $S_2$ interfèrent entre elles, etc... En revanche, aucune onde ne peut interférer avec une onde de longueur d'onde différente de la sienne (par exemple une onde de longueur d'onde $\lambda_3$ ne peut pas interférer avec une onde de longueur d'onde $\lambda_2$). On voit donc apparaître sur l'écran un ensemble de couleurs qualifiées de **couleurs interférentielles**.

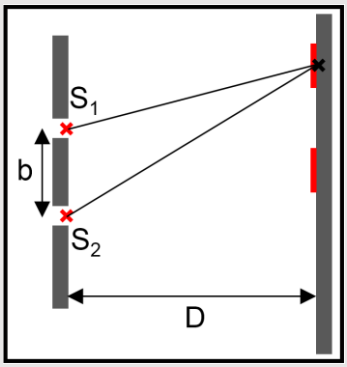
Tout le raisonnement qui précède a été fait dans le vide. Lorsque les ondes EM se propagent dans un milieu d'indice de réfraction n, tout reste valable à condition de remplacer $S_1M - S_2M$ par $n * (S_1M - S_2M)$ (appelé chemin optique).

<u>Exercice 1</u> : Ouvrir l'animation « Interférences Diffraction » sur le site scienceslycee.fr. Sélectionner « 2 fentes » (ce qui permet de modéliser les résultats de l'expérience des fentes d'Young) puis choisir une distance source-écran D = 2,000 m et une distance entre les fentes $a_{1\text{-}2}$ = 500 µm (laisser λ = 650 nm et fixer a = 50 µm).

1°/ Mesurer l'interfrange. Cette valeur est-elle conforme à celle prédite par la propriété présentée plus haut ?

2°/ Faire varier $a_{1\text{-}2}$, λ, et D et étudier les effets sur l'interfrange. Vérifier que la propriété du cours est à chaque fois confirmée.

Exercice 2 : Le schéma ci-contre on montre le chemin suivi par les deux faisceaux pour aboutir à la première frange claire au-dessus de la frange claire centrale. L'objectif de cet exercice est de démontrer la propriété reliant la valeur i de l'interfrange à λ, D et b :




$$i = \frac{\lambda * D}{b}$$

1°/ Montrer que la frange claire centrale est située sur la médiatrice au segment $S_1S_2$ (représentée en pointillé sur le schéma).

2°/ Représenter la distance i sur le schéma.

Déterminer l'expression littérale de $S_1M$ en fonction de D, b et i, puis celle de $S_2M$ en fonction de D, b et i.

3°/ En déduire l'expression littérale de la différence de marche en fonction de D, b et i.

4°/ (difficile) Utiliser l'aide mathématique ainsi que les conditions d'interférences constructives pour déterminer l'expression littérale de i.

Aide : en mathématique, on peut montrer que $(1 + \varepsilon)^C = 1 + C * \varepsilon$ si ε est très petit par rapport à 1. Dans cet exercice, on peut considérer que b et i sont très petits par rapport à D.

Annale de BAC : les énoncés se trouve sur le site www.labolycee.org :
Faire par exemple : 2022 Nouvelle Calédonie SI Jour 1 Exercice 3
2018 Septembre Antilles Exercice 3 questions 1 et 2
2018 Antilles Exercice 1 question 3

**TP**

## 10. Interférences à la surface de l'eau

L'animation « Interférences EAU » en lien sur le site scienceslycee.fr permet de se familiariser avec les interférences constructives et destructives à la surface de l'eau provoquées par deux sources ponctuelles en phase.

Exercices : Tester les différents réglages possibles sur l'animation « Interférences EAU » en lien sur le site scienceslycee.fr (écartement, longueur d'onde, voire déphasage) et afficher les franges claires et les franges sombres.
2014 Amérique Nord Exercice 1 Partie A (interférences)
2014 Septembre Métropole Exercice 2 (interférences et intensité sonore)

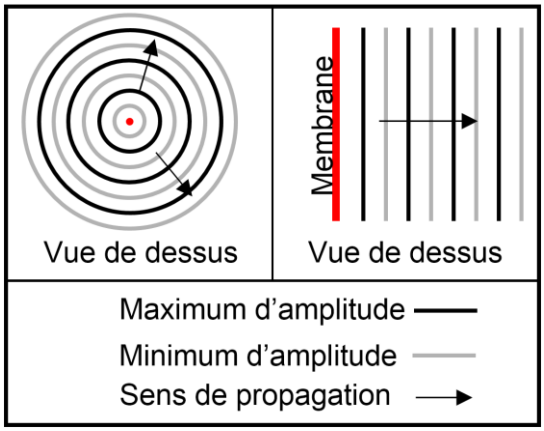
# 1.4. Diffraction

## 11. Front d'onde

Une onde qui se propage dans l'espace peut prendre de nombreuses formes :

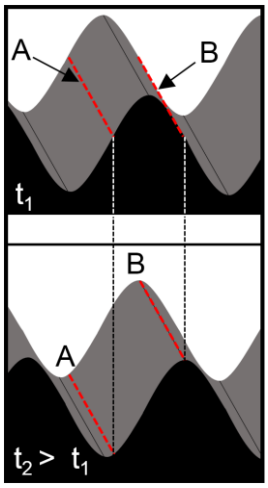
Si l'onde est produite par une unique source ponctuelle par exemple à la surface d'un étang, l'onde se développe dans l'espace en une succession de cercles concentriques (partie gauche du schéma ci-contre).

Si c'est une membrane oscillante qui produit l'onde sur le même étang, alors sa forme dans l'espace sera celle d'une houle, c'est à dire constituée de vagues successives droites et parallèles (partie droite du schéma ci-contre).

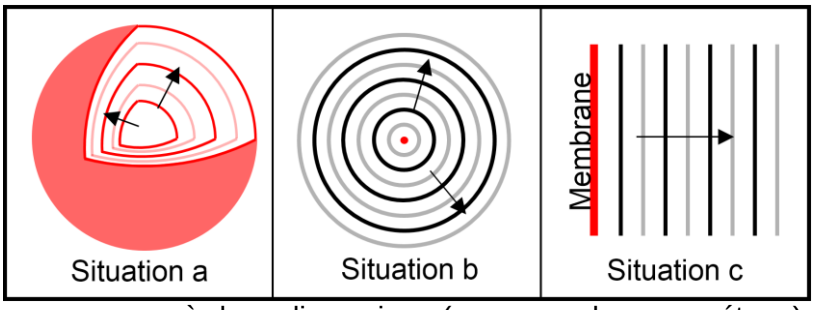



Il en existe de nombreuses autres qui dépendent du nombre de sources et de la manière dont elles sont produites.

Sur cette forme qui se déploie dans tout l'espace, on définit un **front d'onde** comme toute ligne ou surface continue de l'espace sur laquelle tous les points de l'onde possèdent le même état de vibration. Illustrons cette notion à partir des ondes produites par la membrane. Elles se propagent vers la droite. Le schéma ci-contre montre l'amplitude en chaque point sur une même portion de l'espace à deux instants successifs ($t_2 > t_1$). Deux points ont le même état de vibration si d'une part leurs amplitudes sont les mêmes et d'autre part si ces amplitudes évoluent dans le même sens au cours du temps. Par exemple, sur le schéma à l'instant $t_1$ les points appartenant aux lignes A et B ont la même amplitude, mais ceux de la ligne A sont en train de descendre alors que ceux de la ligne B sont en train de monter comme on peut le voir sur la représentation de l'onde en $t_2$. Ainsi, tous les points de la ligne A appartiennent à un front d'onde et tous les points de la ligne B appartiennent à un autre front d'onde.



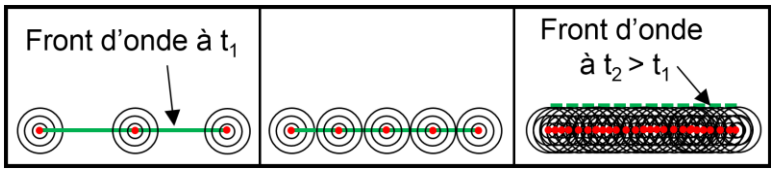

Le schéma ci-dessous montre la forme des fronts d'ondes dans trois situation. Dans la situation a, une source ponctuelle produit une onde dans l'espace en trois dimensions. Chaque front d'onde est une sphère. Dans la situation b, une source ponctuelle produit une onde dans un espace à deux dimensions (par exemple sur un étang). Chaque front d'onde est un cercle. Dans la situation c, une membrane plane produit une onde dans un espace à deux dimensions (par exemple sur un étang). Chaque front d'onde est une droite.



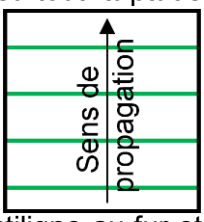

Remarque : Une source ponctuelle produit des fronts d'onde sphériques dans un espace en 3D et circulaires dans un espace en 2D.

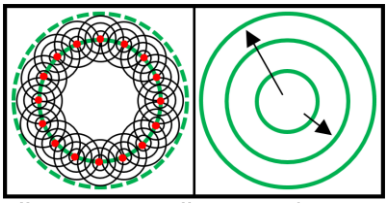
## 12. Principe de Huygens-Fresnel

Principe de Huygens-Fresnel : Il est possible de prévoir l'évolution de n'importe quel front d'onde en faisant l'hypothèse que tous ses points se comportent comme des sources ponctuelles possédant le même état de vibration.




On illustre ce principe à l'aide d'une onde dont un front d'onde est une droite parallèle. La partie gauche du schéma ci-contre permet de voir le comportement de trois sources ponctuelles le long de ce front d'onde. La partie centrale et surtout la partie droite permettent de voir l'effet cumulé lorsque chaque point du front d'onde se comporte comme une source ponctuelle. On constate que l'ensemble des points situés sur une droite parallèle au premier front d'onde sont dans le même état de vibration : ils appartiennent donc à un même front d'onde. Ainsi, grâce au principe de Huygens-Fresnel on comprend pourquoi un front d'onde rectiligne demeure rectiligne au fur et à mesure du temps.

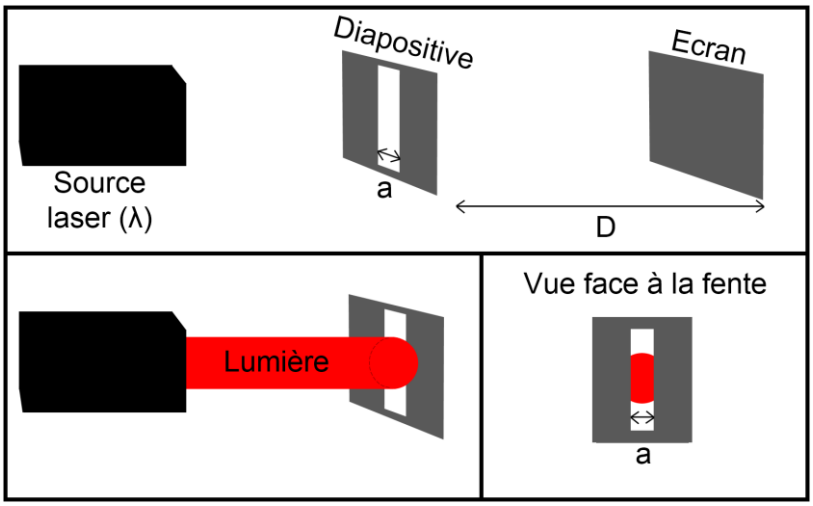


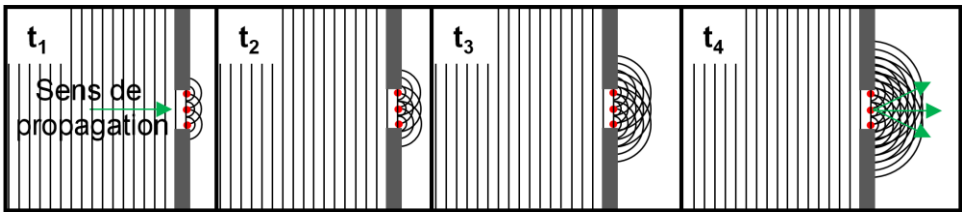



De même pour un front d'onde circulaire, sphérique ou de n'importe quelle autre forme.

## 13. Principe de Huygens-Fresnel et diffraction

On envoie de la lumière monochromatique (produite par exemple par un laser) selon une direction de propagation unique (i.e. les fronts d'ondes peuvent être considérés comme des droites parallèles) perpendiculaire à une diapositive opaque percée d'une fente rectangulaire très fine de largeur notée a. La lumière est presque intégralement arrêtée par la diapositive à l'exception de celle qui passe à travers la fente ce qui a pour effet de réduire énormément l'étendue du front d'onde. Le principe de Huygens-Fresnel appliqué à cette situation est illustré sur le schéma ci-dessous où l'on voit comment, en montrant quatre instants successifs, le front d'onde rectiligne à gauche de la fente change progressivement de forme après le franchissement de la fente. La lumière s'y propage alors dans de nombreuses autres directions que la direction initiale.

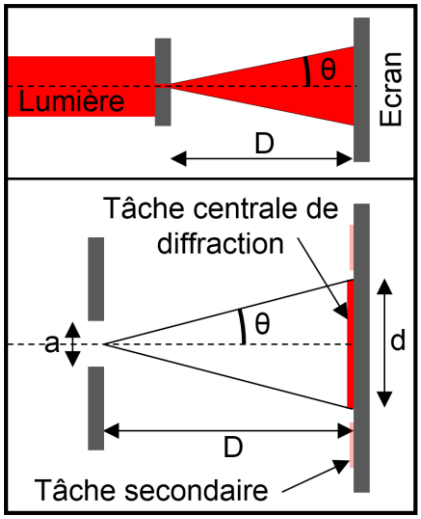



L'illustration du principe de Huygens-Fresnel par des schémas est purement qualitative. Seul un traitement quantitatif permettrait de déterminer avec précision le développement de l'onde à droite de la fente, la forme des fronts d'onde ainsi que les principaux sens de propagation. Ce calcul n'est abordé qu'à l'université en troisième année. En attendant, nous nous contentons d'en présenter les résultats au point suivant.

## 14. Diffraction à travers une fente

On envoie de la lumière monochromatique (longueur d'onde λ) selon une direction de propagation unique perpendiculaire à une diapositive opaque percée d'une fente rectangulaire très fine de largeur notée a. A une distance D de la diapositive, on place un écran. Les schémas ci-contre montrent une vue de dessus du dispositif.
La lumière qui ressort de la fente se trouve (principalement) dans un cône dont l'**angle de diffraction** noté θ est tel que défini sur le schéma. Sur l'écran la lumière se répartit (principalement) dans cette zone appelée **tâche centrale de diffraction** (il existe des tâches secondaires que nous n'étudions pas en classe de Terminale dont l'intensité est beaucoup plus faible que celle de la tâche centrale).




Propriété : $\theta = \frac{\lambda}{a}$

Remarques : Plus la largeur de la fente (a) est petite, plus l'angle de diffraction (θ) est grand.
L'angle de diffraction (θ) est proportionnel à la longueur d'onde (λ).

Exercice 1 : Trouver une relation entre θ, d et D.
En déduire une relation que $d = \frac{2 * \lambda * D}{a}$

**TP**

Exercice 2 : Ouvrir l'animation « Interférences Diffraction » sur le site scienceslycee.fr. Sélectionner « 1 fente » puis choisir une distance source-écran D = 2,000 m et une largeur de fente a = 200 µm (laisser λ = 650 nm).
1°/ Mesurer la largeur (d) de la tâche centrale de diffraction. Cette valeur est-elle conforme à celle prédite par la propriété présentée plus haut ?
2°/ Faire varier a, λ, et D et étudier les effets sur la largeur de la tâche centrale de diffraction. Vérifier que la propriété du cours est à chaque fois confirmée.
3°/ Sélectionner sur « 2 fentes » sans changer aucun autre réglage. Comparer la figure d'interférences et la figure de diffraction puis essayer de comprendre le lien entre elles (difficile).

Illustrations: Diffraction d'une onde radio entre deux collines.
Diffraction de la houle à l'entrée d'un port.
La diffraction de la lumière blanche conduit à l'observation d'**irisations**.

Annale de BAC : Labolycée (par exemple : 2022 Polynésie SI Jour 2 Exercice 3)

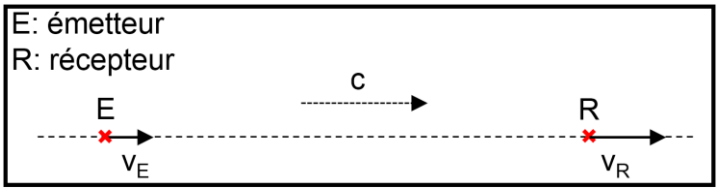
# 1.5. L'effet Doppler

## 15. Présentation

La fréquence avec laquelle nous percevons la sirène des pompiers change lorsque nous sommes sur le trottoir et que le camion passe devant nous. Plus aigu tant que le camion s'approche de nous, le son devient plus grave lorsque le camion s'éloigne. Ce phénomène appelé **effet Doppler** est dû à l'existence d'un mouvement relatif entre l'émetteur de l'onde sonore et le récepteur. Considérons :

Un objet E (émetteur) se déplaçant à une vitesse notée $v_E$ capable d'émettre des ondes sonores.

Un milieu (air, eau, etc...) dans lequel ces ondes sonores se propagent à la célérité c.




Un objet R (récepteur) se déplaçant à une vitesse notée $v_R$ capable de percevoir ces ondes. Prenons comme référentiel celui où le milieu de propagation des ondes est au repos (dans le cas du camion de pompier, c'est le référentiel terrestre dans lequel l'air où se propage le son est au repos).

Plaçons-nous dans le cas où $v_E$ et $v_R$ sont constantes et où E et R se déplacent en ligne droite le long de l'axe qui relie E à R.

Considérons pour finir que l'onde émise par E a une fréquence unique notée $f_E$.

Remarque 1 : La célérité c à laquelle l'onde se propage ne dépend que des caractéristiques du milieu (densité, température, etc...) mais pas $u_E$. Autrement dit, que l'émetteur soit en mouvement ($u_E \neq 0$) ou immobile ($u_E = 0$), la propagation de l'onde sonore émise par E se fait à la même célérité c.

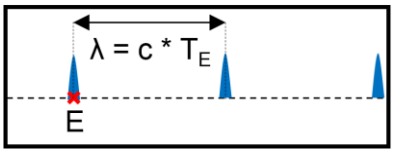
Exemples : Célérité du son dans l'air : 330 $m.s^{-1}$
Célérité du son dans l'eau : $1,5 * 10^3$ $m.s^{-1}$

Remarque 2 : L'axe ER le long duquel s'effectuent les déplacements de E et de R est orienté vers la droite. Ainsi $v_E$ (ou $v_R$) est positive lorsque E (ou R) se déplace vers la droite mais négative lorsque E (ou R) se déplace vers la gauche.

Propriété dite de « l'effet Doppler » : Un émetteur se déplaçant à une vitesse $v_E$ émet une onde sonore de fréquence $f_E$. L'onde se propage à la célérité c. La fréquence $f_R$ perçue par un récepteur se déplaçant à la vitesse $v_R$ est obtenue par la relation suivante :

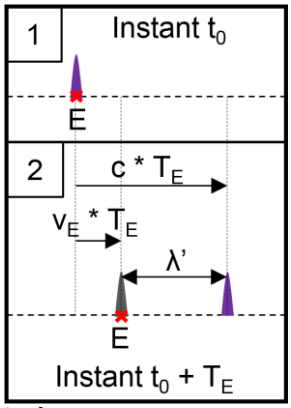
$$f_R = f_E * \frac{c - v_R}{c - v_E}$$

## 16. Démonstration de la propriété




Lorsque E est au repos, la fréquence $f_E$ de l'onde sonore qu'il émet, sa célérité c, et sa longueur d'onde sont liées par la relation :

$$c = \lambda * f_E \quad \text{c'est-à-dire} \quad \lambda = \frac{c}{f_E}$$

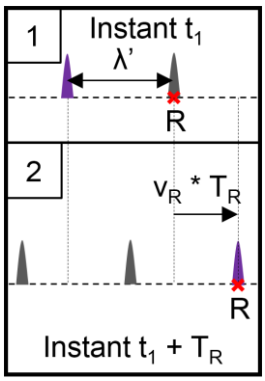



Mais lorsque E est en mouvement la valeur de la longueur d'onde est modifiée. Le schéma 1 ci-contre représente l'émission à l'instant $t_0$ par E d'un maximum de l'onde sonore (en gris). Le schéma 2 représente la situation à l'instant $t_0 + T_E$ (où $T_E$ est la période temporelle de l'onde sonore émise par E) : un second maximum (en violet) est émis par E tandis que le premier maximum s'est déplacé vers la droite en direction de R.

E se déplace à la vitesse $v_E$ : par conséquent la distance parcourue par E entre les instants $t_0$ et $t_0 + T_E$ est égale à $v_E * T_E$. Le second maximum n'est donc pas émis du même endroit que le premier.

L'onde se propage à la célérité c : par conséquent la distance parcourue par le premier maximum entre les instants $t_0$ et $t_0 + T_E$ est égale à $c * T_E$.
Ainsi, la longueur d'onde λ', c'est-à-dire la distance qui sépare les deux maxima est égale à :
$\lambda' = c * T_E - v_E * T_E = (c - v_E) * T_E$. Et puisque $T_E = 1/f_E$, il vient :

$$\lambda' = \frac{c - v_E}{f_E}$$




Analysons à présent ce qu'il se passe du point de vue du récepteur R. Le schéma 1 ci-contre représente la réception à l'instant $t_1$ par R d'un maximum (en gris) de l'onde sonore. Le schéma 2 représente la situation à l'instant $t_1 + T_R$ (où $T_R$ est la période temporelle de réception par R de l'onde sonore) : le maximum suivant (en violet) est reçu par R.
R se déplace à la vitesse $v_R$ : par conséquent la distance parcourue par R entre les instants $t_1$ et $t_1 + T_E$ est égale à $v_R * T_R$. Le second maximum n'est donc pas reçu au même endroit que le premier.
La distance parcourue par le second maximum entre les instants $t_1$ et $t_1 + T_R$ vaut $\lambda' + v_R * T_R$.
Or cette distance est parcourue pendant une durée $T_R$ à la célérité c. Elle vaut donc $c * T_R$.
Ainsi, on peut conclure que $\lambda' + v_R * T_R = c * T_R$ et donc que $\lambda' = (c - v_R) * T_R$. Si on note $f_R$ la fréquence à laquelle R reçoit des maxima, $f_R = 1/T_R$. Il vient donc :

$$\lambda' = \frac{c - v_R}{f_R}$$

En combinant les deux équations on obtient : $\frac{c - v_R}{f_R} = \frac{c - v_E}{f_E}$ et donc $f_R = f_E * \frac{c - v_R}{c - v_E}$

Ou encore $$f_R = f_E * \left( \frac{1 - \frac{v_R}{c}}{1 - \frac{v_E}{c}} \right)$$

## 17. Simplifications fréquentes

Le cas le plus fréquemment rencontré dans les exercices de BAC est celui où le récepteur est fixe, c'est-à-dire où $v_R = 0$. Dans ces conditions la formule devient :

$$f_R = f_E * \frac{1}{1 - \frac{v_E}{c}}$$

Dans le cas où $v_E$ est très petite par rapport à c, c'est-à-dire où $v_E/c$ est très petit par rapport à 1 (qui est le cas le plus fréquent également), on peut utiliser l'aide mathématique fournie en section 1.3 (si ε est très petit par rapport à 1, alors $(1 + \varepsilon)^C = 1 + C * \varepsilon$) pour obtenir :

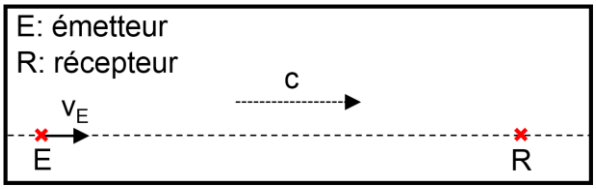
$$f_R = f_E * (1 + \frac{v_E}{c})$$

On constate que lorsque E :

Se rapproche de R (i.e. $v_E > 0$) : $f_R > f_E$

S'éloigne de R (i.e. $v_E < 0$) : $f_R > f_E$

Cela est cohérent avec l'observation de la sirène des pompiers décrite plus haut.




Définition : On appelle **décalage Doppler** la quantité $\Delta f = f_R - f_E$

On déduit de ce qui précède que : $\Delta f = f_E * \frac{v_E}{c}$

## 18. Applications

Un radar routier est un dispositif immobile par rapport à la route qui envoie une onde EM en direction d'un véhicule en mouvement et récupère l'onde réfléchie par le véhicule. Ainsi dans ce dispositif bien que l'émetteur et le récepteur soient immobiles, l'effet Doppler est produit par le mouvement du véhicule lorsqu'il réfléchit l'onde qu'il émise par le radar. On peut montrer qu'alors $f_R$ et $f_E$ sont liées par la relation simplifiée (cf. point précédent) suivante :

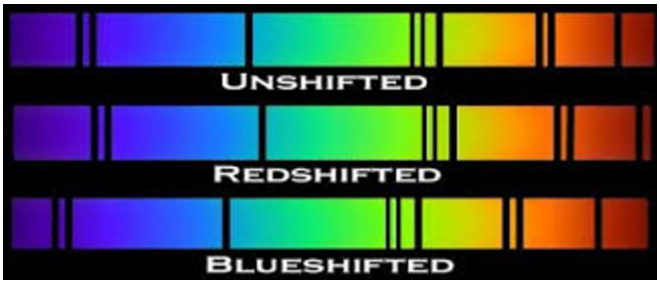
$$f_R = f_E * (1 + \frac{2v}{c})$$

où la vitesse du véhicule notée v est positive lorsque le véhicule se rapproche du radar.

En astrophysique, on remarque que le spectre d'absorption réalisé sur Terre à l'aide d'un télescope captant la lumière émise par certaines étoiles présentent des fréquences ($f_R$) ou des longueurs d'onde ($\lambda_R$) légèrement décalées par rapport aux fréquences ($f_E$) ou aux longueurs d'onde ($\lambda_E$) attendues, c'est-à-dire émises par l'étoile. La relation qui relie $f_R$, $f_E$, la vitesse de l'étoile $v_E$ par rapport à la Terre ($v_E$ étant positive lorsque l'étoile se rapproche de la Terre) et la célérité c des ondes EM dans le vide est la suivante :

$$\Delta f = f_E * \frac{v_E}{c}$$

Lorsque l'étoile s'approche de la Terre $v_E > 0$, donc $\Delta f > 0$. Ainsi : $f_R > f_E$. Or c, λ, et f sont reliées par la relation $c = \lambda * f$. Par conséquent : $\lambda_R > \lambda_E$. Les longueurs d'onde reçues sont supérieures à celles qui ont été émises par l'étoile. On parle alors de « **redshift** » ou « décalage vers le rouge ».




Lorsque l'étoile s'éloigne de la Terre $v_E < 0$, donc $\Delta f < 0$. Ainsi : $f_R < f_E$. Et donc $\lambda_R < \lambda_E$. Les longueurs d'onde reçues sont inférieures à celles qui ont été émises par l'étoile. On parle alors de « **blueshift** » ou « décalage vers le bleu ».

| | |
|---|---|
| Annales de BAC : | 2013 Polynésie Exercice 2 |
| | 2016 Métropole Exercice 1 |
| | 2018 Septembre Antilles Exercice 3 question 1 |

# 2. Mécanique

**VU en PREMIERE :** Forces, inertie, Seconde Loi de Newton approchée, force gravitationnelle et électrique, champ gravitationnel et électrique, champ électrique uniforme. Travail d'une force, TEC, $E_{pp}$, $E_c$, $E_M$, conservation de $E_M$ et cas de forces de frottements (forces non conservatives).

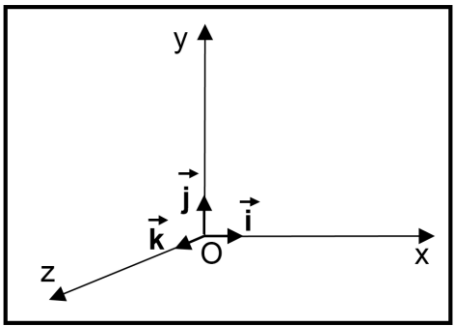
## 2.1. Cinématique

### 19. Définitions

L'objet ou l'ensemble d'objets dont on étudie le mouvement est appelé **système**.
Le **référentiel** d'étude du mouvement d'un système est caractérisé par :

Un solide de référence par rapport auquel on étudie le mouvement.
Une horloge par rapport à laquelle on repère les dates.
Un système d'axes (Ox, Oy, Oz) appelé **repère**, et une origine O.

On munit le repère d'une base de vecteurs unitaires ($\vec{i}$, $\vec{j}$, et $\vec{k}$)



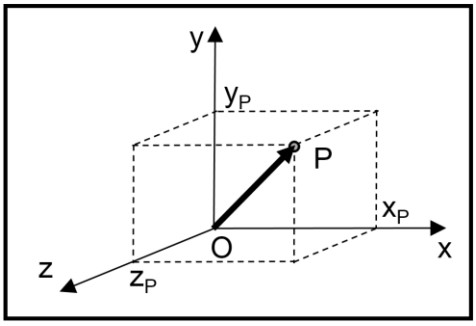

Exemples : Référentiel Terrestre
Référentiel Géocentrique
Référentiel Héliocentrique

### 20. Caractéristiques du mouvement

Notations : La **dérivée** d'une fonction f (t) par rapport au temps est notée $\frac{df}{dt}(t)$

La **dérivée seconde** de f (t) par rapport au temps est notée $\frac{d^2f}{dt^2}(t)$

Un système ponctuel est repéré par son **vecteur position** $\overrightarrow{OP}$. Ses coordonnées sont ($x_P$, $y_P$, et $z_P$).

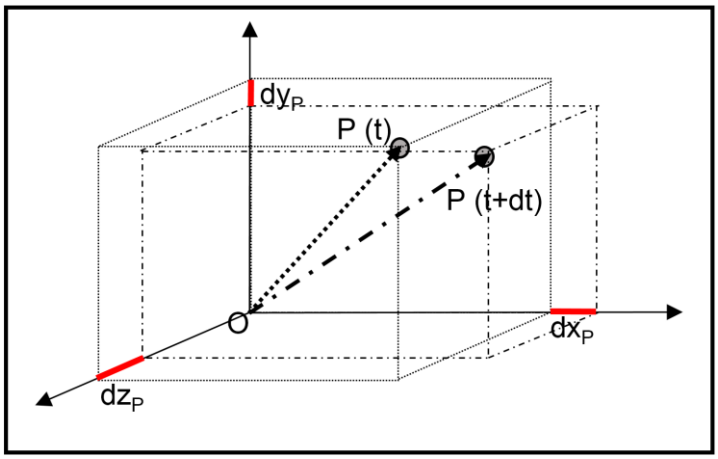



$$\overrightarrow{OP} = x_P\,\vec{i} + y_P\,\vec{j} + z_P\,\vec{k} \quad \text{ou} \quad \overrightarrow{OP} = \begin{pmatrix} x_P \\ y_P \\ z_P \end{pmatrix}$$

Au cours du temps, le système se déplace dans l'espace.
Sa position P dépend donc du temps : on la note P (t).
Ses coordonnées, qui dépendent du temps, sont notées ($x_P$ (t), $y_P$(t), et $z_P$ (t)).

$$\overrightarrow{OP}(t) = x_P(t)\,\vec{i} + y_P(t)\,\vec{j} + z_P(t)\,\vec{k} \quad \text{ou} \quad \overrightarrow{OP}(t) = \begin{pmatrix} x_P(t) \\ y_P(t) \\ z_P(t) \end{pmatrix}$$

Définition: La **trajectoire** d'un système est l'ensemble des positions successives qu'il occupe dans un référentiel donné.




La vitesse du système est une mesure de la variation de sa position par rapport au temps. Plus le déplacement du système est grand au cours d'une une durée donnée, plus sa vitesse est importante.
Or entre les instants t et t + dt, c'est-à-dire pendant une durée dt, le déplacement du système est représenté par le vecteur :

$$\overrightarrow{P(t)P(t+dt)}$$

Par conséquent, une bonne approximation du vecteur vitesse à l'instant t est : $\vec{v}(t) \approx \dfrac{\overrightarrow{P(t)P(t+dt)}}{dt}$

Mais la définition rigoureuse du vecteur vitesse instantanée à l'instant t nécessite un passage de cette expression à la limite lorsque dt tend vers 0 :

$$\vec{v}(t) = \lim_{dt \to 0} \frac{\overrightarrow{P(t)P(t+dt)}}{dt} \qquad \text{c'est-à-dire} \qquad \vec{v}(t) = \frac{d\overrightarrow{OP}}{dt}(t)$$

Définition : Le **vecteur vitesse** d'un système ponctuel repéré par $\overrightarrow{OP}$ (t) est le vecteur dérivé de $\overrightarrow{OP}$ (t) par rapport au temps.

$$\vec{v}(t) = \frac{d\overrightarrow{OP}}{dt}(t) = \frac{dx_P}{dt}(t)\,\vec{i} + \frac{dy_P}{dt}(t)\,\vec{j} + \frac{dz_P}{dt}(t)\,\vec{k}$$

$$\vec{v}(t) = v_{xP}(t)\,\vec{i} + v_{yP}(t)\,\vec{j} + v_{zP}(t)\,\vec{k}$$

ou $\vec{v}(t) = \begin{pmatrix} \frac{dx_P}{dt}(t) \\ \frac{dy_P}{dt}(t) \\ \frac{dz_P}{dt}(t) \end{pmatrix}$

Remarque : L'accélération du système est une mesure de la variation de sa vitesse par rapport au temps. Plus cette variation est importante au cours d'une durée donnée, plus l'accélération est importante. Or la vitesse, représentée par son vecteur vitesse, est caractérisée non seulement par sa valeur (sa norme), mais également par sa direction et son sens. La « variation de la vitesse » doit donc être comprise comme la variation du vecteur vitesse et donc l'accélération définie comme un vecteur.

Définition : Le **vecteur accélération** d'un système ponctuel repéré par $\overrightarrow{OP}$ (t) est le vecteur dérivé de $\vec{v}$(t)par rapport au temps. Par conséquent, il est également égal à la dérivée seconde du vecteur position $\overrightarrow{OP}$ (t) par rapport au temps.

$$\vec{a}(t) = \frac{d\vec{v}}{dt}(t) = \frac{dv_{xP}}{dt}(t)\,\vec{i} + \frac{dv_{yP}}{dt}(t)\,\vec{j} + \frac{dv_{zP}}{dt}(t)\,\vec{k}$$

$$\vec{a}(t) = \frac{d^2\overrightarrow{OP}}{dt}(t) = \frac{d^2x_P}{dt}(t)\,\vec{i} + \frac{d^2y_P}{dt}(t)\,\vec{j} + \frac{d^2z_P}{dt}(t)\,\vec{k}$$

Exercice : La position d'un système est repérée par les coordonnées suivantes :
x (t) = 3,5 * t  y (t) = - 4,9 * $t^2$ + 2,3 * t + 8,0  z (t) = 6,4
(où t est en s et x, y, et z sont en m)

1°/ Quelle est la position initiale du système ?
2°/ Déterminer l'expression littérale de $\vec{v}$ (t).
3°/ Quelles sont les coordonnées du vecteur vitesse initiale $\vec{v}$ (0) ?
Quelle est la valeur de v (0), la norme de $\vec{v}$ (0)?
4°/ Déterminer l'expression littérale de $\vec{a}$ (t) .

### 21. Types de mouvements

Définitions :

Un mouvement **rectiligne** est un mouvement dont la trajectoire est une droite.
Un mouvement **circulaire** est un mouvement dont la trajectoire est un cercle.
Un mouvement **uniforme** est un mouvement pour lequel la norme du vecteur vitesse est constante.
Un mouvement **uniformément accéléré** est un mouvement pour lequel le vecteur accélération est constant.

Remarques : Pour qu'un vecteur soit constant, il faut que :
Sa norme soit constante
Sa direction soit constante
Pour un mouvement circulaire uniforme, la norme du vecteur vitesse est constante mais PAS sa direction. Par conséquent, l'accélération n'est pas nulle.

## 2.2. Forces et mouvement

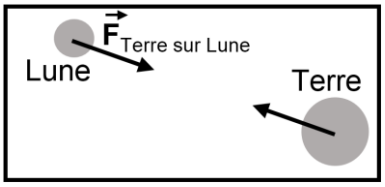
### 22. Rappel : les Forces

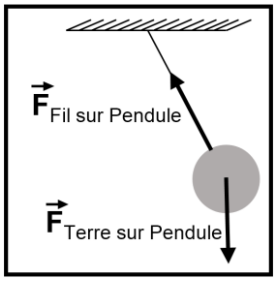
Deux systèmes interagissent l'un avec l'autre par l'intermédiaires d'actions appelées **forces**.

Une force est caractérisée par :

Sa valeur (exprimée en N)
Sa direction
Son sens
Son point d'application

} Vecteur Force $\vec{F}$




Remarque : Avant toute étude de mouvement, il faut définir :
Le référentiel d'étude
Le système étudié
Les forces extérieures qui s'exercent sur le système.

### 23. Première loi de newton

Définition : Le **centre de masse** (ou **centre d'inertie**) d'un système est le barycentre des masses du système.

Exercice 1 : Déterminer (en justifiant) la localisation du centre de masse des objets suivant en supposant que leur densité est homogène : une tige, une boule, un disque, un cube.

Première loi de Newton (principe d'inertie) :

Soit un système, étudié dans un référentiel galiléen, soumis à un ensemble de forces extérieures qui se compensent (système dit pseudo-isolé). Son centre de masse G est immobile ou animé d'un mouvement rectiligne uniforme.

Définition :

Un référentiel **galiléen** est un référentiel dans lequel la première loi de Newton s'applique.

Exercice 2 : Identifier en justifiant parmi les exemples suivants les référentiels galiléens et non galiléens : un bureau, un bus qui freine, une voiture qui monte une côte en ligne droite et à vitesse constante, une voiture qui tourne dans un virage à vitesse constante, le sol d'un TGV à 300 km/h en ligne droite.

## 24. Seconde loi de Newton

Définition : Un objet ponctuel de masse m et de vecteur vitesse $\vec{v}$ possède une **quantité de mouvement** $\vec{p}$ définie par : $\vec{p} = m * \vec{v}$ unités : $kg.m.s^{-1}$

Seconde loi de Newton :

Soit un système de masse m, dont $\vec{v}_G$ est le vecteur vitesse de son centre de masse G et $\vec{p}_G$ le vecteur quantité de mouvement défini par $\vec{p}_G = m * \vec{v}_G$.

Dans un référentiel galiléen, l'ensemble des forces extérieures auxquelles le système est soumis et $\vec{p}_G$ sont liés à chaque instant et quelle que soit la trajectoire par :

$$\Sigma\vec{F}_{ext} = \frac{d\vec{p}_G}{dt}(t)$$

Dans le cas d'un système de masse constante, cette expression devient :

$$\Sigma\vec{F}_{ext} = m * \vec{a}_G\ (t)$$

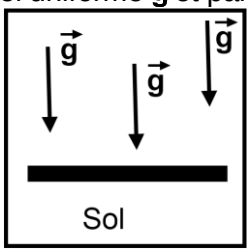
## 25. Troisième loi de Newton

Soient A et B deux systèmes. Si A exerce une force $\vec{F}$ sur B, alors B exerce simultanément une force $-\vec{F}$ sur A.

# 2.3. Mouvement dans un champ uniforme

## 26. Champ gravitationnel uniforme

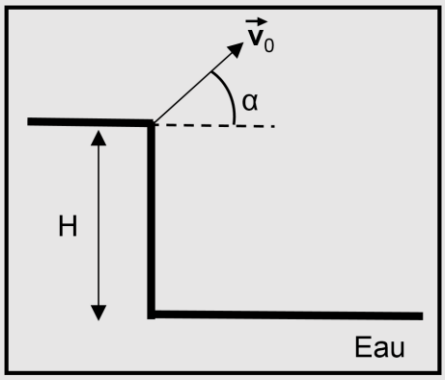
Rappel : La Terre exerce une force gravitationnelle sur les objets qui sont à sa surface. En effet, sur chaque portion de sa surface, elle créée un champ gravitationnel uniforme $\vec{g}$ et par conséquent tout objet de masse m situé dans ce champ $\vec{g}$ subit une force gravitationnelle :




$$\vec{F} = m * \vec{g}$$

Proche de la surface de la Terre, $\vec{g}$ est vertical, dirigé vers le bas.
Sa valeur (norme) est d'environ $g = 9{,}81\ N.kg^{-1} = 9{,}81\ m.s^{-2}$.

Exercice : Un plongeur saute du haut du tremplin d'une piscine qui est situé à une hauteur H de la surface de l'eau. Sa vitesse initiale est notée $\vec{v}_0$ et l'angle initial que fait $\vec{v}_0$ avec l'horizontale est noté α.




1°/ Etablir les équations horaires littérales de la trajectoire (c'est-à-dire les expressions de x (t), y (t), z (t) appelées **équations horaires** du mouvement).

2°/ Représenter l'allure des courbes de $a_x$ (t), $a_y$ (t), $v_x$ (t), $v_y$ (t), x (t) et y (t).

3°/ Déterminer l'équation de la trajectoire (y en fonction de x). Quelle est la forme de cette trajectoire ?
Représenter l'allure de cette trajectoire.

4°/ Déterminer l'expression littérale de la hauteur maximale atteinte par le plongeur.

5°/ Faire l'application numérique dans le cas où :
$H = 10{,}0\ m$, $v_0 = 3{,}9\ m.s^{-1}$, et $\alpha = 80°$.

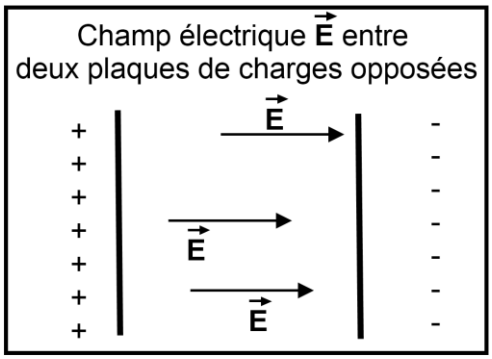
6°/ Dans le cas où $v_0 = 0\ m.s^{-1}$, déterminer l'expression littérale de la durée mise par le plongeur pour atteindre la surface de l'eau. Représenter l'allure de la trajectoire du plongeur.

## 27. Champ électrique uniforme

Rappel : Soient deux plaques métalliques planes de charges opposées, séparées par du vide, distante de d, entre lesquelles existe une tension électrique U. Il règne entre ces deux plaques un champ électrique uniforme $\vec{E}$ perpendiculaire au plan des plaques, dirigé vers la plaque chargée négativement, de norme égale à :

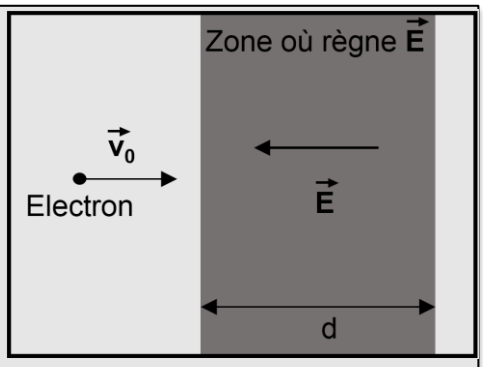
$$E = \frac{U}{d}$$

Tout objet de charge q situé dans un champ $\vec{E}$ subit une force électrostatique : $\vec{F} = q * \vec{E}$




Exercice 1 : Comment varie le champ électrique lorsqu'on augmente U, d ou la charge électrique des plaques ?

Exercice 2 : accélérateur linéaire de particules chargées




Un électron de charge – e et de masse $m_e$ entre dans une zone de largueur d dans laquelle règne un champ électrique uniforme $\vec{E}$ horizontal avec une vitesse horizontale $\vec{v}_0$

1°/ Représenter sur le schéma la force électrostatique subie par l'électron lorsqu'il entre dans la zone où règne $\vec{E}$.

2°/ Calculer la valeur de cette force et la comparer avec la force gravitationnelle subie par l'électron. Montrer que la force gravitationnelle peut être négligée.

3°/ Etablir l'expression littérale de x (t).

4°/ Déterminer l'expression littérale de la vitesse atteinte par l'électron en sortie de zone. Calculer la valeur numérique de cette vitesse.

Données : $g = 9{,}8\ m.s^{-2}$ $E = 0{,}45\ V.m^{-1}$
$e = 1{,}6 * 10^{-19}\ C$ $m_e = 9{,}1 * 10^{-31}\ kg$
$v_0 = 1{,}5 * 10^{3}\ m.s^{-1}$ $d = 5{,}3\ mm$

Propriété : Tout mouvement dans un champ uniforme est plan.

## 28. Aspects énergétiques

Exercice 1 (rappels première SPE):

1°/ Rappeler le TEC.

2°/ Rappeler l'expression du travail d'une force constante.

En déduire l'expression du travail du poids entre deux points A et B d'altitudes respectives $y_A$ et $y_B$.

3°/ En déduire l'expression de l'énergie mécanique dans le cas d'une chute libre (on pourra reprendre le cas du plongeur de l'exercice du point « champ gravitationnel uniforme »).

Exercice 2 : Reprendre l'exercice du plongeur.

1°/ L'énergie mécanique se conserve-t-elle au cours du mouvement ? Pourquoi ?

2°/ En déduire l'expression littérale de la hauteur maximale atteinte par le plongeur. Comparer avec la formule obtenue à l'aide de l'autre méthode.

3°/ Sur un même graphique, tracer l'allure de l'évolution de $E_C$, $E_{pp}$ et $E_M$ en fonction de t.

4°/ Représenter l'allure de la courbe $E_M$ (t) dans le cas où les frottements de l'air ne sont plus négligés.

Exercice 3 : Reprendre l'exercice de l'accélérateur linéaire de particules chargées.
1°/ Déterminer le travail de la force électrique dans la zone où $\vec{E}$ règne.
2°/ L'énergie mécanique se conserve-t-elle au cours du mouvement ? Pourquoi ?
3°/ En déduire l'expression littérale de la vitesse atteinte par l'électron en sortie de zone. Comparer avec la formule obtenue à l'aide de l'autre méthode.

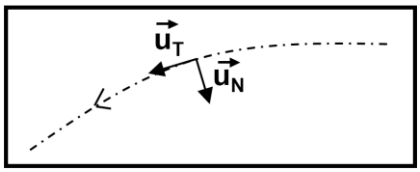
# 2.4. Mouvement des satellites (et des planètes)

## 29. Base de Frenet

Il existe une base de vecteurs orthonormés attachée à la trajectoire appelée **base de Frénet** définie par :

$\vec{u}_T$ Tangent à la trajectoire et dirigé suivant le sens de parcourt de celle-ci.
$\vec{u}_N$ Perpendiculaire à $\vec{u}_T$ et dirigé vers le centre de la trajectoire.

Dans cette base, le vecteur accélération s'exprime ainsi :



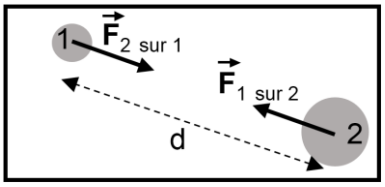

$$\vec{a}(t) = \frac{d\|\vec{v}\|}{dt}(t)\ \vec{u}_T(t) + \frac{\|\vec{v}(t)\|^2}{\rho}\ \vec{u}_N(t)$$

$\|\vec{v}\|$ désigne la **norme** du vecteur vitesse.
$\rho$ désigne le **rayon de courbure** de la trajectoire.

Remarque : Lorsque le mouvement est circulaire : $\rho = r$ le rayon de la trajectoire.

## 30. Rappel : Interaction gravitationnelle

Deux corps sphériques et homogènes de masses $m_1$ et $m_2$, dont les centres sont distants de d, exercent l'un sur l'autre une force gravitationnelle $\vec{F}$ qui:



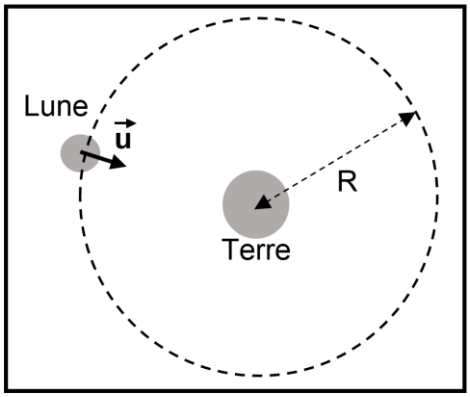

Est attractive.
Est dirigée selon la droite joignant les deux centres des corps.
S'applique au centre des corps sphériques.
A pour valeur :

$$F = \frac{G * m_1 * m_2}{d^2}$$

Unités : d (en m) m (en kg)
$G = 6{,}67 * 10^{-11}\ N.kg^{-2}.m^2$

## 31. Mouvement circulaire d'un satellite

La Lune est le seul satellite naturel qui tourne autour de la Terre. Etudions son mouvement.




Système : la Lune (de masse notée $M_L$).
Référentiel : Géocentrique.
Forces extérieures : Force gravitationnelle exercée par la Terre (de masse notée $M_T$).

$$\vec{F} = \frac{G * M_L * M_T}{R^2} \vec{u}$$

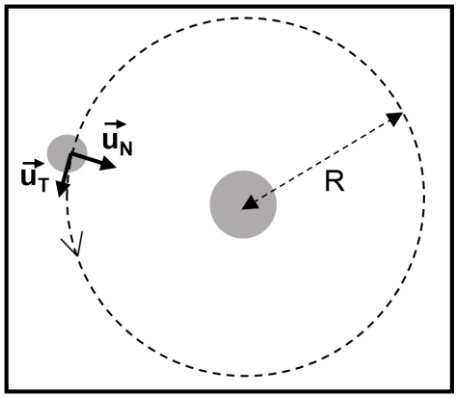
Hypothèses :

- Seule la Terre agit sur la Lune.
- La trajectoire de la Lune autour de la Terre est circulaire (de rayon noté R).
- Le référentiel Géocentrique est galiléen.

**Expression de la force agissant sur la Lune**

La seule force agissant sur la Lune est :

$$\vec{F} = \frac{G * M_L * M_T}{R^2} \vec{u}$$




Le vecteur unitaire $\vec{u}$ pointe du centre de la Lune vers le centre de la Terre. Le vecteur unitaire $\vec{u}_N$ est perpendiculaire à $\vec{u}_T$ (qui est tangent à la trajectoire) et dirigé vers l'intérieur de la trajectoire. A priori $\vec{u}_N$ et $\vec{u}$ sont différents. Cependant ici, puisque la trajectoire est supposée circulaire, la perpendiculaire à $\vec{u}_T$ est dirigée suivant le rayon du cercle. Par conséquent dans le cas d'une trajectoire circulaire :

$$\vec{u} = \vec{u}_N$$

La force agissant sur la Lune s'écrit donc : $\vec{F} = \frac{G * M_L * M_T}{R^2} \vec{u}_N$

**Seconde loi de Newton**

D'après la seconde loi de Newton appliquée à la Lune :

$$\vec{F} = M_L * \vec{a}$$

En remplaçant $\vec{a}$ par son expression dans le repère de Frenet et $\vec{F}$ par l'expression établie à l'instant et en remplaçant ρ par R puisque la trajectoire est circulaire, il vient :

$$\frac{G * M_L * M_T}{R^2} \vec{u}_N = M_L * \left( \frac{d\|\vec{v}\|}{dt}(t) \ \vec{u}_T(t) + \frac{\|\vec{v}(t)\|^2}{R} \vec{u}_N(t) \right)$$

Et donc $$\frac{G * M_T}{R^2} \vec{u}_N = \left( \frac{d\|\vec{v}\|}{dt}(t) \ \vec{u}_T(t) + \frac{\|\vec{v}(t)\|^2}{R} \vec{u}_N(t) \right)$$

Dans le membre gauche de cette égalité, on il n'y a aucune composante selon le vecteur $\vec{u}_T$ . Par conséquent dans le membre droit de cette égalité la composante selon le vecteur $\vec{u}_T$ doit être nulle elle aussi. D'où :

$$\frac{d\|\vec{v}\|}{dt} = 0$$

Cela signifie que $\|\vec{v}\|$ la norme du vecteur vitesse est constante (i.e. ne varie pas au cours du temps), c'est-à-dire que le mouvement est uniforme.

De même, en égalant les composantes selon le vecteur $\vec{u}_N$ il vient :

$$\frac{G * M_T}{R^2} = \frac{\|\vec{v}\|^2}{R} \qquad \text{et donc} \qquad \|\vec{v}\| = \sqrt{\frac{G * M_T}{R}}$$

Enfin, $\|\vec{v}\|$ étant constante et le mouvement circulaire de rayon R, $\|\vec{v}\|$ peut être exprimée simplement en fonction de T la période de révolution de la Lune autour de la Terre et de R grâce au quotient suivant :

$$\|\vec{v}\| = \frac{2\pi * R}{T}$$

En combinant les deux équations précédentes, on obtient :

$$T = 2\pi \sqrt{\frac{R^3}{G * M_T}} \quad \text{ou encore} \quad \frac{R^3}{T^2} = \frac{G * M_T}{4\pi^2}$$

Remarque : Les deux expressions obtenues ci-dessus peuvent être généralisées à n'importe quel système de deux corps dont l'un orbite autour du second, par exemple à une planète du système solaire tournant autour du Soleil (et dans ce cas on remplace $M_T$ dans la formule par la masse du corps central, c'est-à-dire par $M_S$ la masse du Soleil).

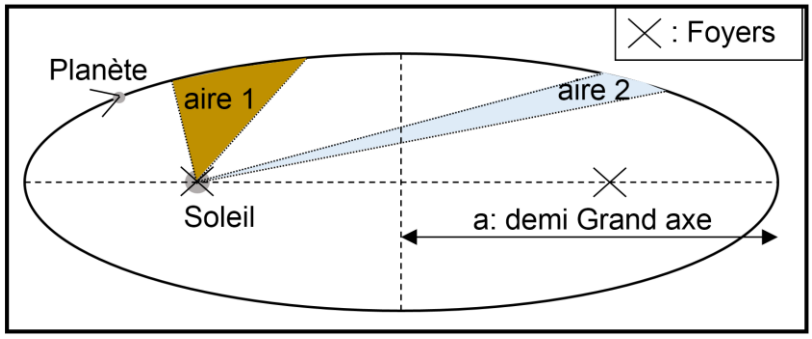
Exercice 1 :
1°/ Sachant que la Terre se situe en moyenne à $1,5 * 10^8$ km du Soleil, déterminer la masse du Soleil.
2°/ Sachant que Jupiter a une période de révolution autour du Soleil de 11,9 ans, calculer la distance moyenne séparant Jupiter du Soleil.

Définition : Un satellite est dit **géostationnaire** lorsqu'il reste en permanence au-dessus du même point de la surface de la Terre.

Exercice 2 : A quelle distance de la surface de la Terre doit-on positionner un satellite artificiel afin qu'il soit géostationnaire. ?

## 32. Lois de Kepler

Remarque : Les lois de Kepler décrivent le mouvement des planètes autour du Soleil. Elles sont également valables pour tout corps, en orbite autour d'un corps central, et ne subissant comme seule force que l'attraction gravitationnelle exercée par le corps central.




Dans le référentiel héliocentrique :

Première loi de Kepler: Chaque planète décrit une ellipse dont le soleil est un foyer.

Deuxième loi de Kepler: La vitesse aréolaire d'une planète est constante (c'est-à-dire que le segment Planète-Soleil balaie des aires égales au cours de durées égales).

Troisième loi de Kepler: Si a est le demi grand axe de la trajectoire elliptique d'une planète et T sa période de révolution autour du Soleil, toutes les planètes ont des valeurs de a et de T différentes mais une valeur commune de la grandeur suivante :

$$\frac{a^3}{T^2}$$

Exercice : Montrer que la vitesse la plus grande est atteinte lorsque la Terre est la plus proche du Soleil.

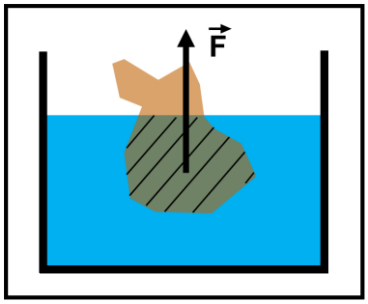
# 3. Ecoulement d'un fluide

**VU en PREMIERE :** Force pressante et pression, Loi de la statique des fluides.

## 3.1. La poussée d'Archimède

### 33. Loi

Tout corps dont une portion de volume V est immergée dans un fluide incompressible au repos de masse volumique ρ, subit une force appelée **poussée d'Archimède** dont les caractéristiques sont les suivantes :




Direction : Verticale
Sens : Vers le haut
Valeur : ρ * V * g « poids du fluide déplacé »

g : valeur du champ gravitationnel ($m.s^{-2}$).
ρ : masse volumique du fluide ($kg.m^{-3}$).
V : volume de la portion immergée du corps ($m^3$).

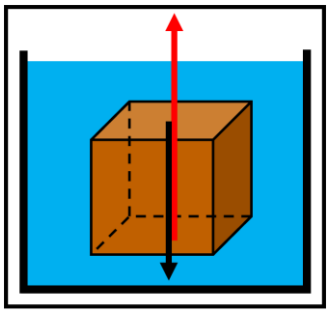
Point d'application : Centre de la portion immergée du corps.
Expression vectorielle : $\vec{F} = - \rho * V * \vec{g}$

Exercices du manuel : 15, 16, 19 p 330

**TP**

Mettre en évidence de la poussée d'Archimède et l'expression littérale de sa norme (matériel : un bécher de 50 mL, un bécher de 100 mL, une balance, une éprouvette graduée).

### 34. Explication qualitative de la loi



Un champ gravitationnel règne là où se trouve le fluide. Ainsi, plus la profondeur augmente, plus la pression au sein du fluide augmente (cf. Première SPE). Considérons pour simplifier un cube totalement immergé dans un fluide (cf. schéma ci-contre). Chaque face du cube subit une force pressante exercée par le fluide. On rappelle (cf. Première SPE) que l''expression de la force pressante exercée sur une paroi de surface S plongée dans un milieu où règne une pression P vaut $F_{PRES} = P * S$. Par conséquent :

Les quatre forces exercées sur les quatre faces verticales se compensent deux à deux.

La valeur de la force exercée sur la face du bas (vecteur rouge : $F_{BAS} = P_{BAS} * S$) est supérieure à celle de la force exercée sur la face du haut (vecteur noir : $F_{BAS} = P_{BAS} * S$) car $P_{BAS} > P_{HAUT}$.

La résultante de toutes ces forces pressantes n'est pas nulle : elle est dirigée verticalement vers le haut.

Exercice du manuel : 39 p 334 Question supplémentaire : déterminer la variation du niveau de l'eau liquide après la fonte totale du glaçon.

# 3.2. Fluide en régime permanent

## 35. Relation de Bernoulli

On considère l'écoulement d'un fluide parfait (i.e. sans viscosité) et incompressible (i.e. ρ est constante). En régime permanent (i.e. la vitesse d'écoulement ne varie pas au cours du temps), le long d'une ligne de courant (ligne qui traduit la direction et le sens du vecteur vitesse du fluide : en tout point appartenant à une ligne de courant, le vecteur vitesse du fluide est tangent à la ligne de courant) la relation suivante, appelée relation de Bernoulli est vérifiée en tout point du fluide :

$$\frac{v^2}{2} + g * z + \frac{P}{\rho} = \text{Constante}$$

v : vitesse d'écoulement du fluide ($m.s^{-1}$)
g : valeur du champ gravitationnel ($N.kg^{-1}$)
z : altitude du point considéré (m)
P : Pression au sein du fluide au point considéré (Pa)
ρ : masse volumique du fluide ($kg.m^{-3}$)

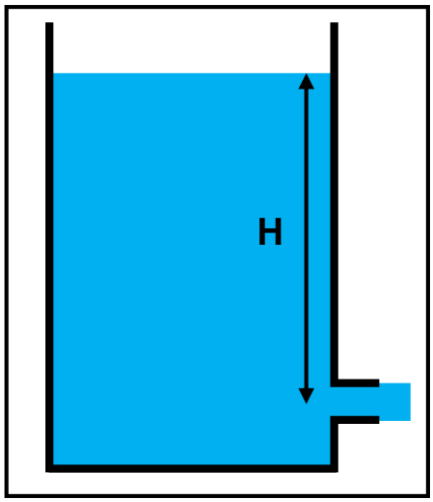



Illustration : On considère un grand récipient cylindrique, muni en bas d'un robinet de section cylindrique : On remplit ce récipient d'un fluide. On note H distance verticale séparant la surface supérieure du fluide et le robinet (cf. schéma ci-contre). Le récipient est placé dans une pièce où règne une pression uniforme égale à la pression atmosphérique (une salle de classe par exemple). A t = 0, on ouvre le robinet.

Hypothèse simplificatrice : La surface S du fluide à l'air libre en haut du récipient est très supérieure à la surface s de l'ouverture du robinet. Ainsi, le niveau du fluide dans le récipient varie très lentement et on peut supposer que lorsque le robinet s'ouvre, un régime permanent d'écoulement s'établit (et qu'il le fait très rapidement). On se place le long d'une ligne de courant partant du haut du cylindre jusqu'au robinet.

Exercice :

1°/ Représenter sur le schéma une ligne de courant allant d'un point A situé tout en haut à la surface du liquide à un point B situé à l'endroit où l'eau est à l'extérieur du cylindre et vient de sortir du robinet.

2°/ Ecrire la relation de Bernoulli au point A et au point B.

3°/ Compte tenu de l'hypothèse simplificatrice, que peut-on dire de la valeur de $v_A$, la vitesse d'écoulement du fluide au point A ?

4°/ Quelle est la valeur de $P_A$ et de $P_B$, la pression à l'intérieur du fluide aux points A et B ?

5°/ Déduire des questions 2°/ et 3°/ l'expression littérale de $v_B$, la valeur de la vitesse d'écoulement du fluide au point B.

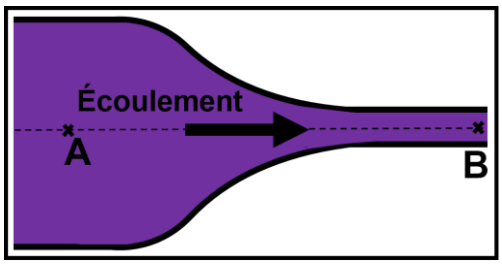
6°/ Application numérique :

| | |
|---|---|
| Rayon du cylindre | R = 52 cm |
| Hauteur du cylindre : | H = 78 cm |
| Rayon de l'ouverture cylindrique du robinet : | r = 4,1 mm |
| Champ gravitationnel terrestre : | $g = 9,8\ m.s^{-2}$ |
| Masse volumique du fluide (eau liquide) : | $\rho = 1,0\ kg.L^{-1}$ |
| Pression atmosphérique : | $P_{ATM} = 1,0 * 10^5$ Pa |

Exercice du manuel : 40 p 334

## 36. Effet Venturi

Considérons un fluide incompressible s'écoulant horizontalement le long d'un cylindre (de section variable) dont la forme est montrée ci-contre. Prenons deux points A et B sur une même ligne de courant. La section du cylindre au point A est large : sa surface est notée $S_A$. La section du cylindre au point B est étroite : sa surface est notée $S_B$. En supposant le régime permanent atteint, la relation de Bernoulli permet d'écrire :

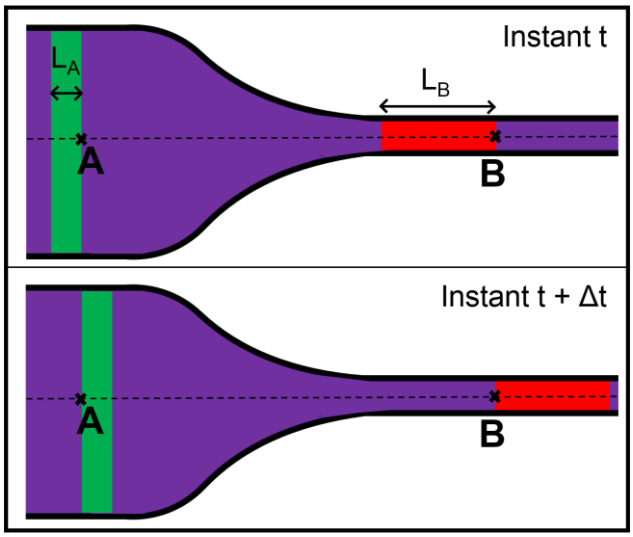



$$\frac{v_A^2}{2} + g * z_A + \frac{P_A}{\rho} = \frac{v_B^2}{2} + g * z_B + \frac{P_B}{\rho}$$

L'écoulement étant horizontal, les points A et B ont la même altitude: $z_A = z_B$.

D'où $\frac{v_A^2}{2} + \frac{P_A}{\rho} = \frac{v_B^2}{2} + \frac{P_B}{\rho}$ Et $P_A - P_B = \frac{\rho}{2} * (v_B^2 - v_A^2)$ (1)

Propriété (**effet Venturi**) : Dans l'écoulement horizontal d'un fluide incompressible, plus la vitesse d'écoulement est élevée, plus la pression est faible.




Considérons la tranche de fluide (représentée en rouge sur le schéma ci-contre) :

Elle aura totalement traversé la surface $S_B$ lorsque son extrémité gauche aura parcouru la distance $L_B$.

Or au point B, le fluide se déplace à la vitesse $v_B$.

La durée Δt que prend cette tranche de fluide pour traverser totalement $S_B$ est donc telle que :

$$L_B = v_B * \Delta t$$

De même au point A, la distance $L_A$ parcourue par l'extrémité gauche de la tranche de fluide (en vert sur le schéma) qui traverse totalement $S_A$ pendant Δt vaut $L_A = v_A * \Delta t$.

Or le fluide est incompressible. Cela signifie que le volume de fluide qui traverse la section $S_A$ entre t et t + Δt est égale au volume de fluide qui traverse la section $S_B$ entre les deux mêmes instants.

Par conséquent : $L_A * S_A = L_B * S_B$ D'où $v_A * \Delta t * S_A = v_B * \Delta t * S_B$

Et enfin $v_A * S_A = v_B * S_B$

Définition : On appelle **débit volumique** d'un fluide incompressible la quantité : $D = S * v$

Propriété : Pour un fluide incompressible, le débit volumique est constant. Quels que soient les points A et B du fluide : $D_A = D_B$

On en déduit que : $v_A = \frac{S_B}{S_A} * v_B$ (2)

Conséquence : La vitesse d'écoulement $v_A$ au point de section la plus grande est inférieure à $v_B$, la vitesse d'écoulement au point de section la plus étroite : $v_A < v_B$.

En combinant les équations (1) et (2), on obtient : $P_A - P_B = \frac{\rho}{2} * v_B^2 * \left(1 - \left(\frac{S_B}{S_A}\right)^2\right)$

Applications : Portance d'un avion : La forme d'une aile est conçue de sorte que la vitesse d'écoulement de l'air soit plus grande sur la face supérieure que sur la face inférieure de l'aile. Ainsi, la pression de l'air est plus faible au-dessus qu'en dessous de l'aile. Il en résulte une force pressante exercée verticalement vers le haut sur l'avion, appelée « portance ».

Système d'aspiration (type filtration Büchner).

Exercice :

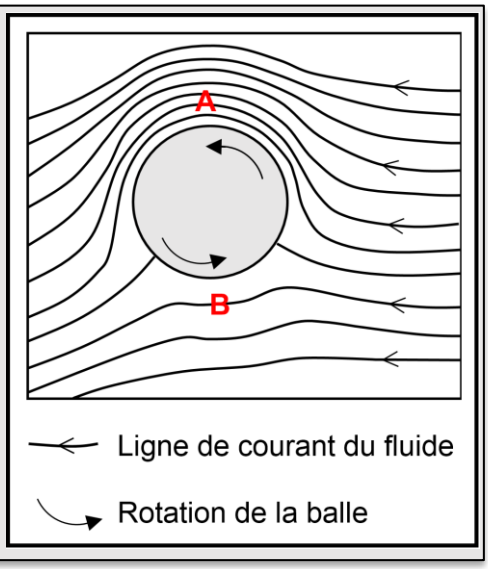
La figure ci-contre représente une balle tournant dans un fluide (l'air par exemple) dont les lignes de courant sont représentées. Le schéma représente les mouvements dans le référentiel terrestre.

1°/ Comparer les vitesses d'écoulement du fluide au point A et au point B.

2°/ En déduire une comparaison entre les pressions aux points A et B du fluide.

Quelle est la conséquence sur la balle ?

Exercices du manuel : 29, 34 p 331-333



# 4. Conversions et transferts d'énergie

**VU en PREMIERE :** Loi de Mariotte, $E_{C,\ MOY} = 3/2\ k_B * T$, énergie de combustion, pouvoir calorifique, énergie de liaison.

## 4.1. Modèle du gaz parfait

### 37. Grandeurs microscopiques et macroscopiques

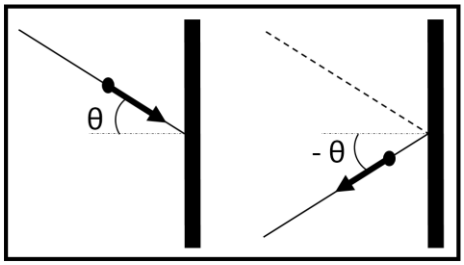
Remarque : La thermodynamique, développée au XIX$^{ème}$ siècle, consistait principalement en la définition et la mise en évidence de propriétés concernant des quantités macroscopiques (énergie, chaleur, travail, température, pression…).

Ces grandeurs macroscopiques ont pu être reliées au comportement des particules (molécules et atomes), c'est-à-dire à l'échelle microscopique.

| | SOLIDE | LIQUIDE | GAZ |
|---|---|---|---|
| Densité | Forte<br>Etat condensé | Forte<br>Etat condensé | Faible<br>Etat dispersé |
| Organisation des particules | Peut être régulière | Non régulière | Non régulière |
| Mouvement des particules | Vibration autour d'une position d'équilibre | Vibration et déplacement sur des longues distances | Mouvement libre |

### 38. Pression et chocs des particules

Dans un gaz, les particules se déplacent dans tout le récipient qui les contient. Lorsqu'elles heurtent la paroi du récipient elles exercent une force sur la paroi.




La **pression** est définie comme le quotient de la norme de la force pressante $F_{PRESS}$ exercée par toutes les particules perpendiculairement à une surface plane, par l'aire S de cette surface :

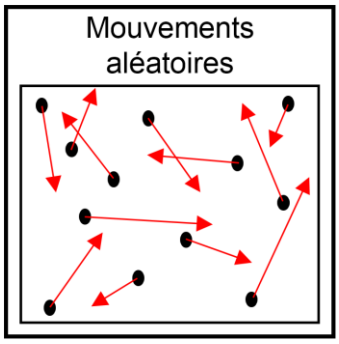
$$P = \frac{F_{PRESS}}{S}$$

La pression est une force « par unité de surface ».

## 39. Température thermodynamique

Définition : La température thermodynamique est mesurée en Kelvin (K).

"K" = "°C" + 273,15.




Les molécules constituant le gaz sont toutes animées d'un mouvement que l'on peut décrire schématiquement ainsi :

Mouvement rectiligne uniforme entre deux collisions.

Changement de direction et/ou de vitesse suite à une collision (avec une autre molécule ou avec une paroi du récipient).

Cponsidérons un gaz monoatomique constitué d'un seul type de molécules de masse m. L'énergie cinétique moyenne Ec d'une particule du gaz est proportionnelle à la température T (en K) dans le gaz :

$$Ec_{MOY} = \frac{3}{2} * \frac{R * T}{N_A} \quad \text{où} \quad Ec_{MOY} = \frac{1}{2} * m * v_{MOY}^2$$

Vitesse quadratique moyenne : $v_{MOY} = \sqrt{\left(\frac{\sum_{i=1}^{N} v_i^2}{N}\right)}$

Masse d'une molécule (kg) : m

## 40. Equation d'état du gaz parfait

Définition: Un **gaz** est dit **parfait** lorsque :

Il n'y a aucune interaction entre les particules qui le constituent.

Le volume de l'ensemble des particules est négligé par rapport au volume de tout le gaz.

Il n'y a pas de perte d'énergie cinétique lors des collisions entre particules.

**Loi des gaz parfaits :**

n moles (mol) d'un gaz parfait de volume V ($m^3$), à la pression P (Pa) et à la température thermodynamique T (K) vérifie la loi des gaz parfaits :

$$P * V = n * R * T$$

Constante des gaz parfaits : R = 8.31 $J.K^{-1}.mol^{-1}$

Exercice 1 : Du dioxygène gazeux est enfermé à pression atmosphérique (1,013 bar) dans une enceinte de 2,5 L. La température à l'intérieur de l'enceinte est d'environ 20°C.

1°/ Calculer la masse volumique du gaz contenu dans cette enceinte.

2°/ Calculer le nombre de mole de gaz présent dans cette enceinte.

3°/ La température de l'enceinte est portée à 40°C. Si on admet que le volume de l'enceinte n'est pas modifié, calculer la pression qui y règne.

Données : $M_O$ = 16,0 $g.mol^{-1}$.

Exercice 2 : Annale BAC : 2022, Amérique du Sud, Jour 2, Exercice 1, Partie 3

## 41. Limites du modèle

Dans un gaz réel :

Les particules ont une taille, elles n'occupent pas un volume négligeable.

Les particules exercent des interactions entre elles (exemple : liaison hydrogène entre les molécules d'eau dans la vapeur d'eau).

Conséquence : lorsqu'on augmente la pression d'un gaz, il finit par devenir liquide (particules en contact ; interactions entre les particules).

Ainsi, aucun gaz ne se comporte comme un gaz parfait. Il ne s'agit que d'un modèle qui donne de bons résultats lorsque les pressions sont basses et les températures sont relativement élevées.

# 4.2. Thermodynamique

## 42. Energie

L'énergie est une grandeur scalaire (c'est-à-dire qu'elle n'est pas un vecteur) qui :

Existe sous de nombreuses formes (cinétique, lumineuse, thermique, nucléaire…).

Peut être transformée d'une forme en une autre. Quelques exemples :

L'énergie lumineuse du Soleil en énergie thermique.

L'énergie thermique en énergie de mouvement (bateau à vapeur).

L'énergie de mouvement en énergie électrique (éolienne).

Etc...

Peut être stockée.

Se conserve : une quantité d'énergie initiale peut après de nombreuses transformations se retrouver sous des formes d'énergie différentes. La somme des quantités d'énergie de ces différentes formes est égale à la quantité d'énergie initiale.

L'unité du système international pour l'énergie est le Joule (J) : 1 J = 1 $kg.m^2.s^{-2}$.

Exercice : 1°/ Ecrire une ou plusieurs formules faisant intervenir une forme d'énergie (cinétique, potentielle de pesanteur, formule d'Einstein d'équivalence masse-énergie…..)

2°/ A l'aide d'une de ces formules, retrouver la relation 1 J = 1 $kg.m^2.s^{-2}$.

## 43. Quelques exemples

L'énergie peut être stockée sous différentes formes

Energies potentielles :

De pesanteur : plus un objet est haut, plus sa réserve en énergie est grande.

Elastique : plus un ressort est comprimé (ou plus un ressort est étiré loin de sa forme initiale), plus sa réserve en énergie est importante.

Etc…

Energie cinétique : Un objet en mouvement possède une énergie de mouvement.

Energie chimique : Du charbon stocke de l'énergie libérable par combustion.

Energie nucléaire : Un noyau atomique stocke de l'énergie libérable lors d'une réaction nucléaire (fusion, fission…).

Etc…

L'énergie peut être transférée de différentes manières

Rayonnement : Le Soleil transfert de l'énergie à la Terre par l'intermédiaire d'ondes EM.

Conduction : Un corps chaud en contact avec un corps froid lui transfert de l'énergie.

Travail : Les frottements transforment l'énergie de mouvement en énergie thermique.

Etc…

Rappel : La **puissance** P d'un transfert d'énergie E pendant une durée Δt vaut par définition

$$P = \frac{E}{\Delta t}$$

Unités : E (en J) Δt (en s) P (en W : Watt)

Exercice : Calculer l'énergie produite en 1 jour par une centrale électrique (de P = 350 MW).

## 44. Energie interne

Remarques préalables : N'importe quel échantillon de matière possède un très grand nombre de particules (atomes, molécules, ions…). Par exemple, 18 g d'eau (ce qui correspond à 1 mole d'eau) comprend $N_A$ molécules d'eau.

$N_A = 6{,}022 * 10^{23}\ mol^{-1}$ le nombre d'Avogadro

Dans cet échantillon, chaque particule :

Possède une énergie de mouvement (énergie cinétique : $E_{C,\ particule}$).

Interagit avec les autres particules et possède donc une énergie potentielle ($E_{P,\ particule}$) :

Illustration : deux cations se repoussent. S'ils sont contraints à rester côte à côte, ils possèdent une réserve d'énergie qui peut être convertie ou libérée en énergie de mouvement si la contrainte disparaît.

Autres illustrations : interaction entre dipôles, liaisons hydrogène, etc…

Il est donc inconcevable d'étudier individuellement chacune de ces innombrables énergies.

Définitions : Un **système** d'étude est une partie de matière délimitée par rapport à l'extérieur. Un système peut être **isolé**, **fermé** ou **ouvert** :

| | Isolé | Fermé | Ouvert |
|---|---|---|---|
| Transfert thermique avec l'extérieur | Non | Oui | Oui |
| Transfert de matière avec l'extérieur | Non | Non | Oui |

L'**énergie interne** U d'un système est la somme des énergies cinétiques et potentielles, définies dans le référentiel lié au système, de toutes les particules qui le composent :

$$U = \sum_{i=1}^{N} \left( E_{C,\ particule\ i} + E_{P,\ particule\ i} \right)$$

Remarque : l'énergie totale d'un système est donc $E = U + E_{mécanique\ macroscopique}$

## 45. Premier principe de la thermodynamique

Le premier principe de la thermodynamique est une illustration de la propriété de conservation de l'énergie.

Enoncé : Toute modification de l'énergie interne d'un système se fait :

Soit par transfert thermique : Q

Soit par travail : W

Premier principe de la thermodynamique

$$\Delta U = Q + W$$

Remarque 1 : $\Delta U$ représente la variation d'énergie interne du système.

Remarque 2 : Q et W peuvent être positives (le transfert d'énergie se fait de l'extérieur vers le système) ou négatives (le transfert d'énergie se fait du système vers l'extérieur).

Illustrations :

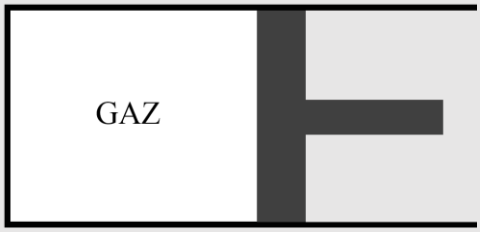
Lorsqu'un gaz pousse sur un piston, le travail que la force de poussée effectue sur le piston représente un transfert d'énergie du gaz vers l'extérieur (pour le gaz : $W < 0$).

Lorsqu'une plaque chauffante est mise en contact avec une casserole remplie d'eau liquide, le transfert thermique se fait de la plaque vers l'eau (pour l'eau, $Q > 0$).

Exercice 1 : Un gaz parfait est contenu dans une seringue de volume V. Il est à la pression P et à la température T. Le système étudié est ce gaz.

1°/ D'un point de vue microscopique, de quoi est constituée l'énergie interne U d'un gaz parfait ?

Un opérateur tire (vers la droite) très rapidement sur le piston si bien qu'aucun transfert thermique n'a le temps de se produire entre le gaz situé à l'intérieur de la seringue (le système étudié) et l'extérieur. Lors de l'opération, on suppose que le piston se déplace à vitesse constante.




2°/ Quelles sont les forces horizontales s'exerçant sur le piston ?

3°/ Quel est le signe du travail de la force exercée par le gaz situé à l'intérieur de la seringue (le système étudié) sur le piston ?

4°/ Quel est le signe de la variation de l'énergie interne du gaz situé à l'intérieur de la seringue, noté $\Delta U_{GAZ}$ ?

En déduire l'évolution de la température du gaz situé à l'intérieur de la seringue (système étudié).

En déduire l'évolution de la pression du gaz situé à l'intérieur de la seringue.

Exercice 2 : Annale BAC : 2022, Nouvelle Calédonie, SI Jour 1, Exercice 2

## 46. Modes de transferts thermiques

La **conduction** : lorsque deux corps (corps 1 et corps 2) portés à des températures différentes ($T_2 > T_1$) sont en contact, un transfert thermique par conduction se produit spontanément du corps le plus chaud (le corps 2) au corps le plus froid (le corps 1). La plus grande agitation des molécules du corps 2 se transmet à celles du corps 1.

Exemple : Une casserole posée sur une plaque électrique est chauffée par conduction.

La **convection** : Lorsque de la matière portée à une certaine température se déplace dans un milieu fluide vers une zone de température différente, elle provoque un transfert d'énergie thermique par convection.

Exemple : L'air réchauffé par un radiateur est moins dense que l'air froid qui l'entoure. Il se déplace donc vers le haut de la pièce où se trouve de l'air froid qui récupère une partie de l'énergie thermique apportée par cet air réchauffé.

Le **rayonnement** : Lorsque des ondes électromagnétiques rencontrent de la matière, elles peuvent lui transférer une partie de l'énergie qu'elles transportent sous la forme d'énergie thermique (absorption quantique de cette énergie par les molécules).

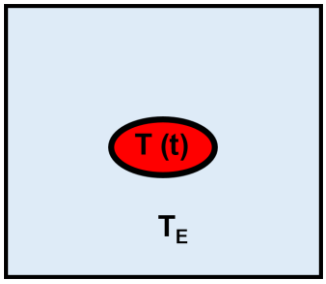
Exemple : Le Soleil chauffe la Terre de cette manière

## 47. Etablissement de l'équilibre thermique

Propriété : Un corps parvient à l'équilibre thermique lorsqu'il reçoit autant d'énergie par transfert thermique qu'il en émet. Sa température est alors constante.

Remarque : L'équilibre thermique entre deux corps ne se fait pas instantanément. Il met un certain temps.

Corps plongé dans un environnement maintenu à température constante $T_E$




Un corps, initialement à la température $T_0$ est plongé dans un environnement maintenu à la température $T_E$. Un transfert thermique a lieu entre l'environnement et le corps :

Si $T_0 < T_E$, le transfert s'effectue de l'environnement vers le corps et la température du corps T (t) augmente progressivement au cours du temps.

Si $T_0 > T_E$, le transfert s'effectue du corps vers l'environnement et la température du corps T (t) diminue progressivement au cours du temps.

Loi de Newton :

La vitesse de réchauffement (ou de refroidissement) d'un corps est proportionnelle à la différence entre la température de l'environnement extérieur dans lequel le corps est plongé et la température du corps. Par conséquent, entre deux instants très proches t et t + dt, la variation de température du corps s'écrit :

$$\frac{dT}{dt}(t) = a * [T_E - T(t)]$$

$\frac{dT}{dt}(t)$ : vitesse de réchauffement/refroidissement (selon le signe) du corps ($K.s^{-1}$).

T (t) : température du corps à l'instant t (K).

a : constante de proportionnalité ($s^{-1}$).

On aboutit donc à l'équation suivante : $\frac{dT}{dt}(t) + a * T(t) = a * T_E$

Remarque 1 : Cette équation est qualifiée d'équation différentielle car « l'inconnue » de cette équation n'est pas un nombre réel, mais une fonction : T(t).

Remarque 2 : Au cours du processus, l'environnement extérieur reçoit (ou cède) de l'énergie thermique ce qui pourrait contribuer à faire varier $T_E$ sa température. Afin de maintenir $T_E$ constante on peut :

Compenser l'apport (ou la perte) d'énergie thermique au cours du processus.

Considérer que l'environnement possède une masse tellement plus grande que celle du corps que la variation sa température $T_E$ est négligeable devant T (t) la température du corps.

Résolution de l'équation différentielle :

$$\frac{dT}{dt}(t) + a * T(t) = a * T_E$$

**Etape 1** : Résolution de l'équation dite sans second membre (SSM) : $\frac{dT}{dt}(t) + a * T(t) = 0$

« Séparation des variables » : $\frac{dT}{dt}(t) = -a * T(t)$ puis $\frac{dT}{T} = -a * dt$

« Intégration » : $\ln(|T|) = -a * t + K$ où K est une constante

Et donc : $|T(t)| = B * \exp(-a * t)$ où B est une constante

Remarque 1 : Il existe une infinité de solutions car B est une constante quelconque.

Remarque 2 : Il n'existe pas d'autre fonction qui vérifie cette équation différentielle. Les solutions de la forme $f_{SSM}(t) = B * \exp(-a * t)$ sont les seules qui conviennent.

**Etape 2** : Recherche d'une solution particulière $f_{PART}(t)$ de l'équation complète :

$$\frac{dT}{dt}(t) + a * T(t) = a * T_E$$

Exercice 1 : Montrer que la fonction $f_{PART}(t) = T_E$ vérifie l'équation différentielle.

Propriété : On peut montrer mathématiquement que l'ensemble des solutions de l'équation différentielle complète est a pour forme $F(t) = f_{SSM}(t) + f_{PART}(t)$

Dans notre cas cela donne $F(t) = B * \exp(-a * t) + T_E$ (B réel quelconque)

**Etape 3** : Détermination de l'expression de la constante B en tenant compte des conditions initiales du système.

A t = 0 : $T = T_0$

Ainsi : $T_0 = B * \exp(-a * 0) + T_E = B + T_E$

Donc : $B = T_0 - T_E$

**Bilan** : L'unique solution de l'équation différentielle complète $\frac{dT}{dt}(t) + a * T(t) = a * T_E$ vérifiant les conditions initiales ($T(0) = T_0$) est :

$$T(t) = (T_0 - T_E) * \exp(-a * t) + T_E$$

Exercice 2 : Un corps initialement à la température $T_0$ est plongé dans un environnement dont la température $T_E$ supposée constante et inférieure à $T_0$. On suppose que la température T du corps vérifie l'équation différentielle suivante :

$$\frac{dT}{dt}(t) + \frac{T(t)}{\tau} = \frac{T_E}{\tau}$$

où $\tau$ est une constante appelée « constante de temps »

1°/ Montrer que $\tau$ est homogène à une durée.

2°/ Montrer que la fonction $T(t) = A * \exp(-\frac{t}{\tau}) + B$ est solution de l'équation différentielle

à la condition que A et B prennent des valeurs bien précises dont on déterminera les expressions littérales.

Exercice 3 : Manipuler l'animation « Echanges Thermiques » dont le lien est sur scienceslycee.fr

**TP**

Suivi de la température d'un corps en fonction du temps

## 48. Capacité thermique

L'énergie interne d'un système (solide ou liquide) peut être modifiée par transfert thermique. Lorsqu'un système incompressible n'étant le siège d'aucun changement d'état subit une modification de température ΔT, la modification de son énergie interne ΔU vaut :

$$\Delta U = m * c * \Delta T$$

m : masse du système (kg)
c : **capacité thermique massique** du système incompressible ($J.kg^{-1}.K^{-1}$)
$\Delta T = T_{final} - T_{initial}$ : variation de température du système (K)

| | Eau liquide | Eau solide | Fer solide |
|---|---|---|---|
| Capacité thermique massique ($J.kg^{-1}K^{-1}$) | $4,19 * 10^3$ | $2,06 * 10^3$ | $4,44 * 10^2$ |

Remarque : On définit également la **capacité thermique** C d'un système de masse m par :
$C = m * c$
Unités : $J.K^{-1}$
Contrairement à c, C dépend de la masse du système.

Exercice 1 : Un bloc de Fer solide de 300,0 g à la température de 90,0°C est plongé dans 400,0 mL d'eau liquide à 20,0°C. En supposant qu'il n'y a pas de changement d'état de l'eau et que les seuls échanges thermiques se font entre le Fer et l'eau, déterminer la température finale de l'eau et du Fer.

Donnée : masse volumique de l'eau liquide : $\rho = 1,00\ kg.L^{-1}$

Exercice 2 : Un corps incompressible de masse m de capacité thermique massique c, initialement à la température $T_0$ est plongé dans un environnement dont la température $T_E$ supposée constante et inférieure à $T_0$. Les échanges thermiques entre le corps est l'environnement sont supposés de type conducto-convectifs ce qui signifie qu'ils peuvent être modélisés par la loi suivante :

$$Q = h * S * (T_E - T) * \Delta t$$

Où T est la température du corps (en K), h le coefficient de transfert thermique entre le corps et l'environnement, S la surface d'échange thermique entre le corps et l'environnement (en $m^2$), Δt la durée du transfert thermique entre le corps et l'environnement (en s) et Q l'énergie thermique transférée entre le corps et l'environnement (en J).

1°/ Déterminer l'unité de h.
2°/ Déterminer l'expression littérale de la variation d'énergie interne ΔU du corps lorsqu'il subit une variation de température ΔT.
3°/ A l'aide du premier principe de la thermodynamique, montrer que la température du corps vérifie l'équation différentielle :

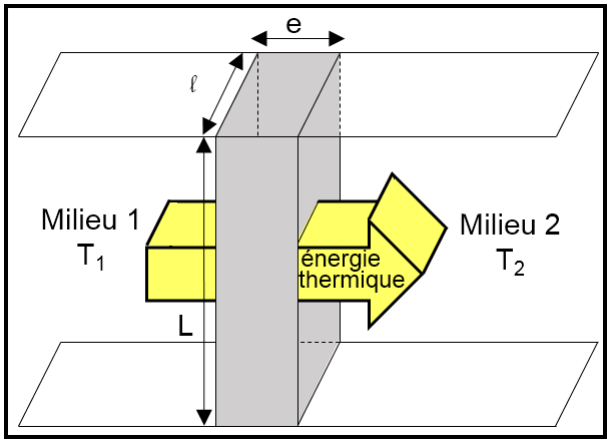
$$dT/dt + T/\tau = T_E/\tau$$

Où τ est une constante dont on établira l'expression littérale.

Exercice 3 : Annale BAC : 2022, Polynésie, SI, Jour 2, Exercice 2
2015, Pondichéry, Exercice 2

# 49. Flux thermique à travers une paroi plane

Soient deux milieux de température $T_1$ et $T_2$ ($T_1 > T_2$) séparés par une paroi plane de surface S ($L * \ell$) et d'épaisseur e.




Propriété : L'énergie thermique se transfert toujours spontanément du milieu le plus chaud (milieu 1) vers le milieu le plus froid (un tel transfert est dit irréversible).

L'énergie transmise du milieu 1 au milieu 2 pendant une durée Δt s'écrit :

$$E = \Phi * \Delta t$$

Où Φ est le **flux thermique** (en W),
E l'énergie transmise (en J),
Δt la durée du transfert (en s).

Φ dépend de la différence de température $\Delta T = (T_1 - T_2)$ entre les 2 milieux: $\Phi = \dfrac{\Delta T}{R}$

Où R est la **résistance thermique** de la paroi ($K.W^{-1}$).

Enfin, R dépend du matériau de la paroi, ainsi que de sa géométrie : $R = \dfrac{e}{S * \lambda}$

Où λ est **conductivité thermique** du matériau de la paroi ($W.m^{-1}.K^{-1}$)

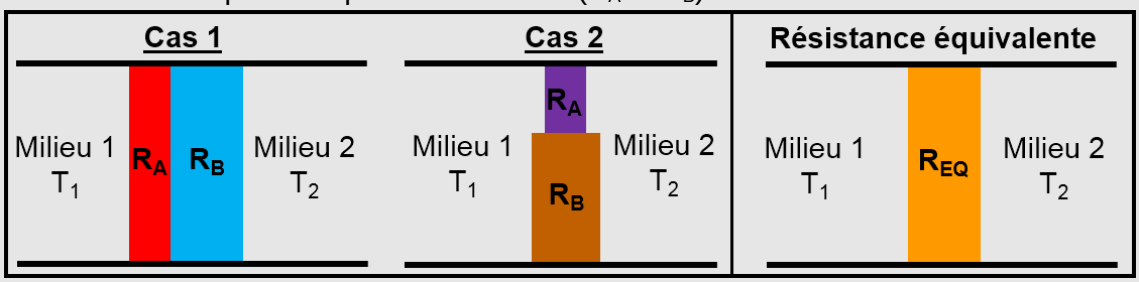
| | Bois (pin) | Laine de verre | Béton | Verre |
|---|---|---|---|---|
| Conductivité thermique ($W.m^{-1}.K^{-1}$) | 0,36 | 0,04 | 0,92 | 1,2 |

Bilan : $E = \dfrac{S * \lambda * \Delta T * \Delta t}{e}$

Exercice 1 : 1°/ Une pièce (largeur = 3,5 m ; longueur = 6,0 m ; hauteur = 2,8 m) possède des murs en béton d'épaisseur e = 40 cm. En supposant qu'aucune énergie thermique n'est transférée par le sol ni par le plafond, calculer l'énergie qu'il faut apporter à cette pièce pour la maintenir à une température de 20°C (on supposera que la température extérieure à la pièce est constante et vaut 5°C) pendant 1h.

2°/ Si les parois étaient faites en bois de pin, quelle serait l'épaisseur qui permettrait d'avoir la même performance énergétique que la pièce aux parois en béton ?

3°/ Déterminer la formule permettant de calculer la résistance équivalente :
Cas 1 : Lorsque deux parois différentes ($R_A$ et $R_B$) sont mises l'une derrière l'autre.
Cas 2 : Lorsque deux parois différentes ($R_A$ et $R_B$) sont mises l'une à côté de l'autre.




Exercices 2 : Annale BAC : 2021, Métropole, Septembre, SI, Exercice B

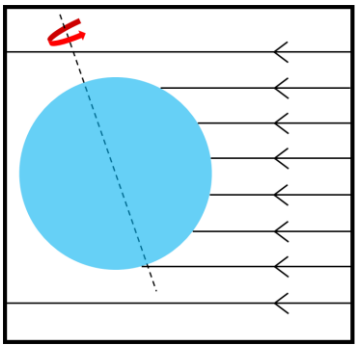
# 4.3. Bilan thermique sur Terre

La valeur et l'évolution de la température moyenne à la surface de la Terre résultent du bilan qui s'établit entre l'énergie solaire absorbée par la Terre et son Atmosphère (on parle du système « Terre-Atmosphère ») et l'énergie émise par ce même système vers l'espace.

Notations : Le système Terre-Atmosphère est noté **TA**
La surface de la Terre est notée **ST**
L'atmosphère est notée **A**

## 50. Puissance reçue par le TA

A chaque instant, le Soleil n'éclaire pas uniformément la surface de la Terre: certaines parties ne reçoivent rien (nuit) et parmi celles qui sont éclairées (jour) certaines reçoivent davantage que d'autres en raison la géométrie sphérique de la Terre et de l'inclinaison de l'axe de rotation de la Terre par rapport au plan de l'écliptique (plan de rotation des planètes autour du Soleil). En moyenne on peut considérer que chaque mètre carré de la surface de la Terre reçoit 341 Joules par seconde. Ce qui se résume ainsi :



Puissance solaire moyenne reçue par unité de surface :

$$P_{MOY} = 341\ W.m^{-2}$$

## 51. Puissance absorbée par le TA

Une partie de la puissance solaire reçue est renvoyée par le TA sans être absorbée. Ce phénomène se produit principalement dans l'atmosphère (en particulier au niveau des nuages), ainsi qu'à la surface de la Terre (les glaciers, etc...). La proportion de la puissance renvoyée par rapport à la puissance solaire reçue s'appelle l'**albédo**.

Albédo = $P_{RENVOYEE}/P_{RECUE}$

Certaines surfaces renvoient davantage que d'autres. On montre dans le tableau ci-contre quelques ordres de grandeurs ou tendances (parfois des moyennes de données...).

| SURFACE | ALBEDO |
|---|---|
| Désert | 0,30 |
| Béton | 0,20 |
| Asphalte | 0,07 |
| Neige fondante | 0,50 |
| Neige fraiche | 0,80 |
| Nuage | 0,50 |
| Océan | 0,06 |

On estime la valeur moyenne de l'albédo du TA est de a = 0,30.

Exercice : Montrer que la puissance absorbée par le TA est égale à 239 $W.m^{-2}$

Bilan : La puissance absorbée par le TA par unité de surface vaut $P_{ABSORBEE} = 239\ W.m^{-2}$

Les 70% de $P_{RECUE}$ qui sont absorbés par TA sont réparties de la manière suivante :
47% absorbés par ST (principalement la partie visible du rayonnement solaire).
23% absorbés par A.

## 52. Puissance émise par un corps à la température T

Tout corps à une température T émet un spectre d'ondes électromagnétiques. La gamme des fréquences émises est directement liée à T : plus T est élevée, plus les fréquences émises sont en moyenne élevées.

La longueur d'onde correspondant au maximum d'énergie émise ($\lambda_{MAX}$) est donnée par la loi de Wien :

$$\lambda_{MAX} = \frac{2{,}89777291 * 10^{-3}}{T}$$ où T est exprimé en K.

La puissance totale émise ($P_{EMISE}$) par ce corps par unité de surface à travers l'ensemble des radiations qu'il émet est donnée par la loi de Stefan-Boltzmann :

$$P_{EMISE} = \sigma * T^4$$

$\sigma = 5{,}67 * 10^{-8}$ W.m$^{-2}$.K$^{-4}$ Constante de Stefan-Boltzmann
P : Puissance émise (en W))
T : Température du corps (en K)

## 53. Equilibre thermique

Un corps est à l'équilibre thermique (i.e. sa température reste constante) lorsque la puissance (par unité de surface) qu'il absorbe est égale à la puissance qu'il émet :

$$P_{ABSORBEE} = P_{EMISE}$$

Si $P_{ABSORBEE} > P_{EMISE}$ : le corps emmagasine de l'énergie et sa température augmente.
Si $P_{ABSORBEE} < P_{EMISE}$ : c'est l'inverse et sa température diminue.

La température n'est pas la même en tout point de ST : elle est plus élevée à l'équateur qu'aux pôles ainsi que le jour par rapport à la nuit. Par conséquent la puissance émise par ST n'est pas partout la même (par exemple, elle est plus grande à l'équateur qu'aux pôles). Cependant pour simplifier l'étude, le calcul de $P_{EMISE}$ sera fait à partir de la température moyenne de ST. Il s'agit d'une moyenne dans le temps (une moyenne annuelle) et dans l'espace (la température de ST n'étant pas la même à l'équateur qu'aux pôles).

Exercice : Calculer la valeur de la température moyenne à l'équilibre thermique de ST en supposant que son albédo est égal à 0,30.
Ce résultat vous paraît-il acceptable ?

## 54. Puissance réellement émise par ST

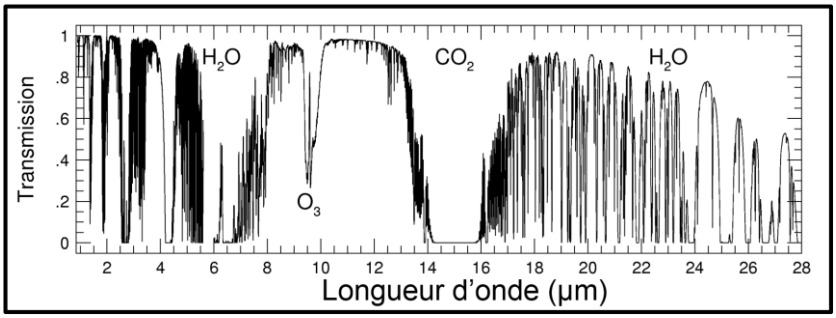
En réalité, la température moyenne annuelle de ST est environ égale à 15°C.

Exercice 1 : 1°/ Calculer la valeur P de la puissance par unité de surface réellement émise par ST.
2°/ Calculer la valeur de $\lambda_{MAX}$ associée à ces émissions.
Dans quel domaine du spectre électromagnétique P est-elle émise ?

Propriété : ST émet des ondes électromagnétiques dont le spectre principalement compris dans l'intervalle de longueurs d'onde [3 µm ; 30 µm] appartient à la région des Infra-Rouges (IR).

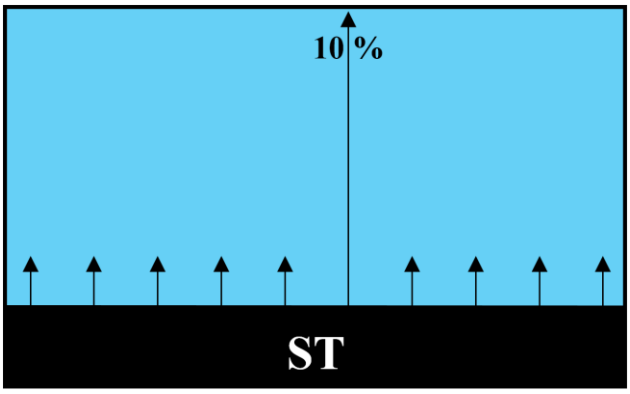
Exercice 2 : Déterminer à l'aide de la loi de Wien la longueur d'onde ($\lambda_{MAX}$) correspondant au maximum de puissance émise par ST.

## 55. Gaz à effet de Serre (GES)



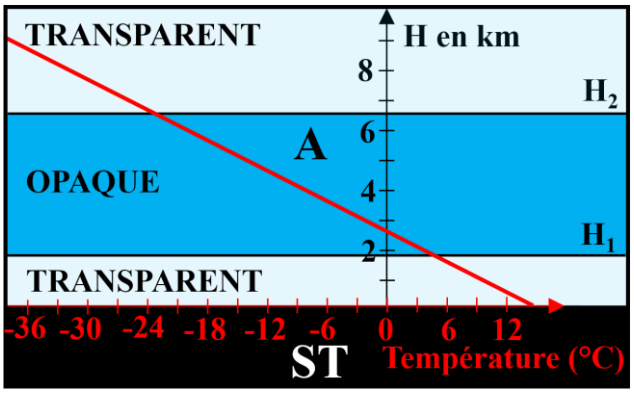

La différence entre la valeur obtenue par le calcul de la température moyenne de ST et celle réellement observée s'explique par la présence dans A de gaz ($CO_2$, $H_2O$, $CH_4$, etc...) qui, même si leur quantité est bien moindre que celle du diazote ($N_2$) et du dioxygène ($O_2$) les deux principaux gaz de A, ont la particularité d'absorber (cf. spectre d'absorption ci-dessous) une grande partie du rayonnement IR émis par ST (principalement l'intervalle [3 µm ; 30 µm]) et donc d'empêcher une grande partie de l'énergie contenue dans ce rayonnement d'être directement évacuée vers l'espace.

Le schéma ci-contre représente les 10 kilomètres de A au-dessus de ST. C'est dans cette portion de A que se trouve la grande majorité de la masse totale de A et la quasi-totalité des GES.




Le spectre d'absorption des GES montre qu'il existe une petite fenêtre d'IR (autour de 10 µm) qu'ils n'absorbent pas. On estime donc que 10% des IR émis par ST part directement vers l'espace sans être absorbé par A.

Les 90% restant sont progressivement absorbés par A à mesure de leur ascension verticale. Au-delà d'une certaine altitude au-dessus de ST, on estime que A est devenue totalement opaque à ces IR (cf. schéma ci-dessous). Par soucis de simplification, on considère qu'au-dessus d'une altitude notée $H_1$, l'opacité de A à ces IR est totale, et qu'en dessous de $H_1$ l'opacité est nulle, c'est-à-dire que A est totalement transparente (les choses sont évidemment plus graduelle dans la réalité).

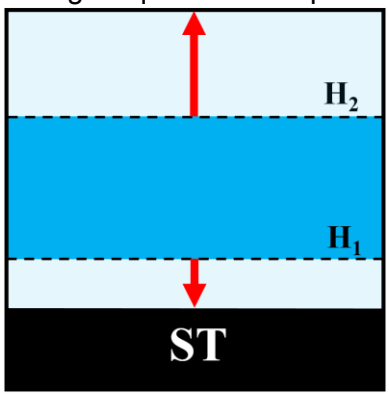



L'absorption de ces IR au niveau de $H_1$ (par les tous premiers kilomètres de A en réalité) provoque l'augmentation de la température de l'air situé à cette altitude (dans cette épaisseur de A en réalité). Cet air ainsi réchauffé effectue donc un mouvement ascendant vers les couches plus élevées et plus froides de A. Ce processus dont la modélisation sort très largement du cadre de ce cours fait qu'au sein des 10 à 15 premiers kilomètres de A un « gradient vertical de température » s'établit d'une valeur égale à - 6,5 $K.km^{-1}$. Cela veut dire que pour chaque kilomètre d'ascension verticale au sein de A, la température diminue de 6,5 K (cf. droite rouge sur le schéma ci-dessus).

La quantité de GES étant limitée, l'opacité de A à ces IR cesse d'être totale lorsque l'altitude au-dessus de ST devient trop importante. Dans un modèle simplifié, on considère qu'il existe une altitude notée $H_2$ (cf. schéma ci-dessus) au-dessus de laquelle A redevient totalement transparente (là encore les choses sont plus graduelle et la diminution de l'opacité de A est progressive à mesure que l'altitude augmente).

## 56. Emission d'IR par A

L'air comme tout corps matériel obéit à la loi de Stefan-Boltzman : il émet des ondes électromagnétiques dont le spectre et la puissance dépendent de sa température. Compte tenu des températures qui règnent à l'intérieur de A, les ondes électromagnétiques émises par A appartiennent au domaine des IR.



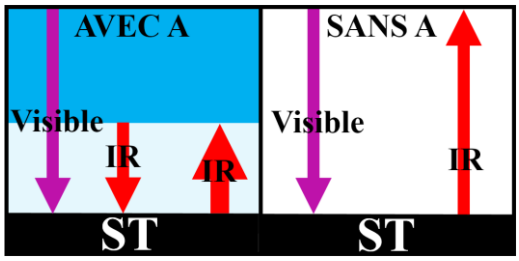

Remarque 1 : L'air compris entre les altitudes $H_1$ et $H_2$ ne peut émettre aucun rayonnement car A y est opaque aux IR.

Remarque 2 : La couche d'air présente à l'altitude $H_1$ émet un rayonnement qui atteint ST sans être absorbé (A est transparente aux IR en-dessous de $H_1$).

De même, la couche d'air présente à l'altitude $H_2$ émet un rayonnement qui part vers l'espace sans être absorbé (A est transparente aux IR au-dessus de $H_2$).

## 57. Bilan qualitatif pour ST

ST absorbe : Du rayonnement solaire (principalement visible).
ET Du rayonnement issu de la couche de A située à l'altitude $H_1$.




A l'équilibre thermique de ST, $P_{EMISE}$ est égale à $P_{ABSORBEE}$. Par conséquent $P_{EMISE}$ par ST (et donc sa température d'après la loi de Stefan Boltzman) est supérieure à ce qu'elle serait si ST ne recevait aucun rayonnement issu de A.

## 58. Puissance émise par A en $H_1$ et en $H_2$

Données : Les valeurs de $H_1$ et de $H_2$ sont déterminées par la quantité de GES dans A. Dans notre modèle, on suppose que $H_1$ = 1,74 km et $H_2$ = 7,03 km.

La température moyenne terrestre actuelle est voisine de 15°C.

Compte tenu du gradient vertical de température à l'intérieur de A (diminution de 6,5 K par km) la température $T_1$ en $H_1$ vaut 3,7 °C et la température $T_2$ en $H_2$ vaut - 29,8 °C.

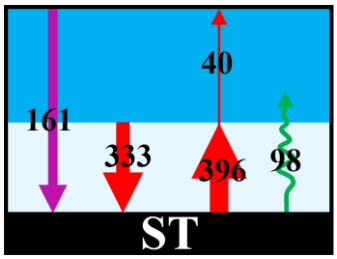
En appliquant la loi de Stefan-Boltzman on calcule que :

La puissance émise vers ST en $H_1$ vaut $P_1$ = 333 W.m$^{-2}$
La puissance émise vers l'espace en $H_2$ vaut $P_1$ = 199 W.m$^{-2}$

Exercice : Retrouver par le calcul les valeurs de $T_1$, $T_2$, $P_1$ et $P_2$.

## 59. Bilan quantitatif pour ST

ST absorbe : 47% de l'énergie en provenance du Soleil (rayonnement visible) : 161 W.m$^{-2}$
En provenance de A (rayonnement IR) : $P_1$ = 333 W.m$^{-2}$




ST émet : 396 W.m$^{-2}$ de rayonnement IR (déterminé grâce à la température de ST) dont :

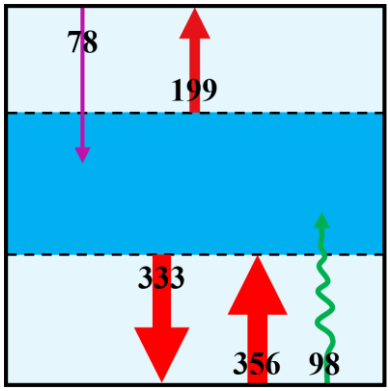
40 W.m$^{-2}$ (i.e. 10%) part directement vers l'espace.
356 W.m$^{-2}$ (i.e. 90%) est absorbé par A.

De l'énergie sous une autre forme que du rayonnement (évaporation, flux divers...) pour environ 98 W.m$^{-2}$.

Bilan : ST est à l'équilibre thermique car la puissance qu'elle absorbe (333 + 161 = 494 W.m$^{-2}$) est égale à la puissance qu'elle émet (396 + 98 = 494 W.m$^{-2}$).

## 60. Bilan quantitatif pour A

A absorbe : 23% de l'énergie en provenance du Soleil (rayonnement visible) : 78 W.m$^{-2}$
En provenance de ST :
Du rayonnement IR : $P_1$ = 356 W.m$^{-2}$
De l'énergie sous une autre forme (évaporation, flux divers...) : environ 98 W.m$^{-2}$




A émet : A l'altitude $H_1$ en direction de ST :
$P_1$ = 333 W.m$^{-2}$ de rayonnement IR.
A l'altitude $H_2$ en direction de l'espace :
$P_2$ = 199 W.m$^{-2}$ de rayonnement IR.

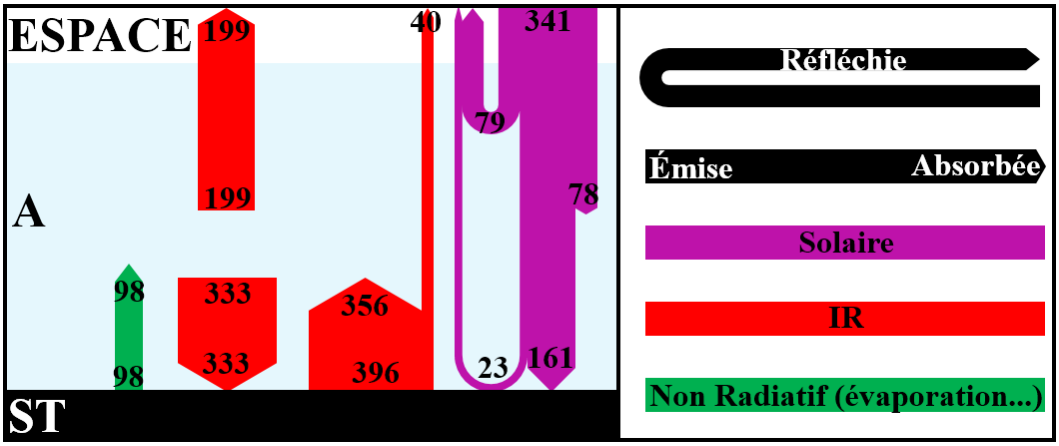
A est à l'équilibre thermique car la puissance qu'elle absorbe (78 + 356 + 98 = 532 W.m$^{-2}$) est égale à la puissance qu'elle émet (333 + 199 = 532 W.m$^{-2}$).

## 61. Bilan quantitatif pour le système TA

Le système TA absorbe en provenance du Soleil $P_{ABSORBEE}$ = 239 W.m$^{-2}$
Le système TA émet en direction de l'espace :
Par ST : 40 W.m$^{-2}$ qui traverse A et part directement vers l'espace.
Par A à l'altitude $H_2$ : $P_2$ = 199 W.m$^{-2}$.

Le système TA est à l'équilibre thermique car la puissance qu'il absorbe (239 W.m$^{-2}$) est égale à la puissance qu'il émet (40 + 199 = 239 W.m$^{-2}$)

## 62. Bilan quantitatif global




**NUANCES** : En réalité des données plus fines montreraient que le système TA est en léger **déséquilibre** thermique : la puissance émise est légèrement inférieure à la puissance absorbée (d'environ 0,5 W.m$^{-2}$ à 1W.m$^{-2}$). Cet excès d'énergie est en cours de stockage dans l'eau profonde des océans, un processus long de plusieurs siècles.

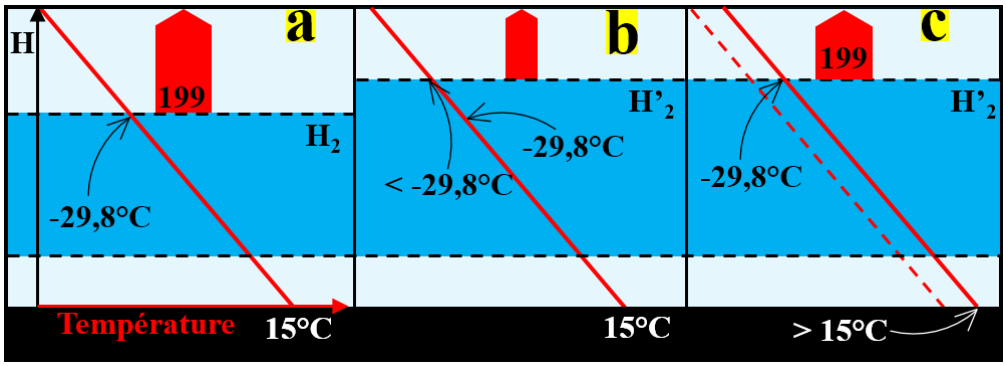
De même le bilan de puissance pour A et le bilan de puissance pour ST ne sont pas non plus parfaitement équilibrés.

## 63. Effet de Serre

L'effet de Serre consiste en ce que la puissance émise par TA vers l'espace (239 W.m$^{-2}$) est bien moindre que la puissance émise par ST en direction de A (396 W.m$^{-2}$). Cette différence est due à la présence des GES dans l'atmosphère.

## 64. Effet d'une augmentation de la quantité de GES dans A

Le schéma ci-contre illustre dans les grandes lignes l'effet d'une brusque augmentation de la quantité de GES dans A.




Partie a : La situation est à l'équilibre où et la température de ST vaut 15°C.

Partie b : L'augmentation des GES dans l'atmosphère augmente l'opacité de A aux IR. Ainsi l'altitude au-dessus de laquelle on peut considérer que A est transparente aux IR, augmente. Cette nouvelle altitude notée $H'_2$ est supérieure à $H_2$ = 7,03 km : c'est la nouvelle altitude à laquelle A émet des IR vers l'espace (partie b du schéma). Compte tenu du gradient vertical de température qui règne dans A, la température qui règne à cette altitude $H'_2$ devient inférieure à -29,8 °C. Par conséquent la puissance $P'_2$ émise par A vers l'espace diminue :

$$P'_2 < 199 \text{ W.m}^{-2}.$$

Nouveau bilan pour TA :

$P_{ABSORBEE}$ reste la même : 239 $W.m^{-2}$

$P_{EMISE}$ diminue : 40 (de ST vers l'espace) + $P'_2$ < 239 $W.m^{-2}$

TA n'est plus à l'équilibre car : $P_{ABSORBEE} > P_{EMISE}$

Partie c : $P_{ABSORBEE} > P_{EMISE}$ entraîne l'augmentation de la température de A jusqu'à ce que la $P_{EMISE}$ par TA redevienne égale à 239 $W.m^{-2}$ c'est-à-dire que la puissance $P'_2$ émise par A retrouve son niveau antérieur (c'est-à-dire $P_2$ = 199 $W.m^{-2}$) et donc que la température en $H'_2$ devienne égale à -29,8 °C. Or le gradient de température qui règne dans A (- 6,5 $K.km^{-1}$) n'est pas modifié par l'augmentation de la quantité de GES. Par conséquent l'augmentation de la température affecte toutes les couches A de la même manière jusqu'au niveau de ST.

Nouvel équilibre :

La température à l'altitude $H'_2$ est égale à -29,8 °C.

$H'_2 > H_2$

La température de ST est supérieure à 15°C, la valeur précédente.

Exercice : On part d'une situation d'équilibre où l'altitude au-dessus de laquelle A est transparente aux IR vaut $H_2$ = 7,03 km. Puis on augmente brutalement la quantité de GES dans A de sorte que l'altitude au-dessus de laquelle A est transparente aux IR s'élève brutalement à $H'_2$ = 7,23 km et que tout aussi brutalement le système TA cesse d'être à l'équilibre.

1°/ Calculer la température qui règne à l'altitude $H'_2$.

2°/ En déduire la puissance émise par A à cette altitude.
Vérifier que dans ces conditions TA n'est en effet plus à l'équilibre.

A se réchauffe progressivement jusqu'à ce que TA retourne à l'équilibre.

3°/ Montrer que la condition d'équilibre de TA impose que la puissance émise par A retrouve sa valeur antérieure de 199 $W.m^{-2}$ et que la température de A à cette altitude retrouve une valeur égale à - 29,8°C.

4°/ Utiliser le gradient vertical de température qui règne dans A pour montrer que ce nouvel équilibre pour TA impose une nouvelle température pour ST égale à 16,3°C.

# 5. Lumière et images

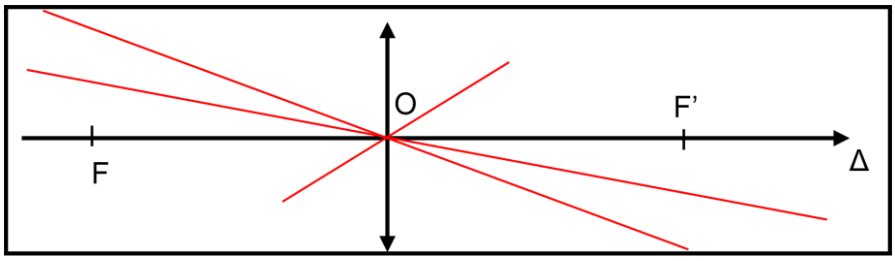
**VU en PREMIERE :** Lentilles convergentes, image réelle et image virtuelle, formule de conjugaison, grandissement. Onde électromagnétique, photon, niveaux d'énergie, absorption et émission de photons, spectres. Lumière et couleur.

## 5.1. Rappels des classes précédentes

### 65. Lentille mince convergente

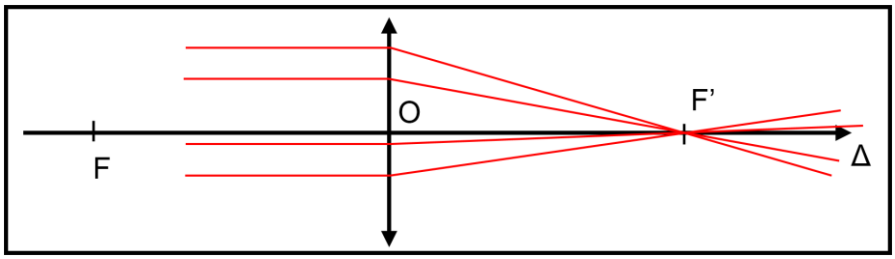
Propriétés, définitions, et schéma

Centre optique : Les rayons passant par le centre optique O ne sont pas déviés.

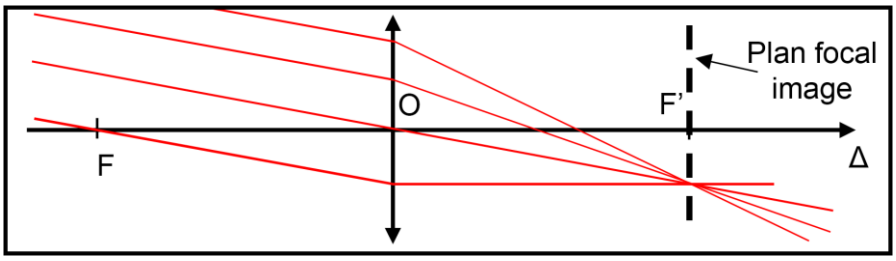



Axe optique Δ : L'axe qui passe par O et est perpendiculaire au plan de la lentille. Cet axe est orienté, en général vers la droite (cf. schéma).

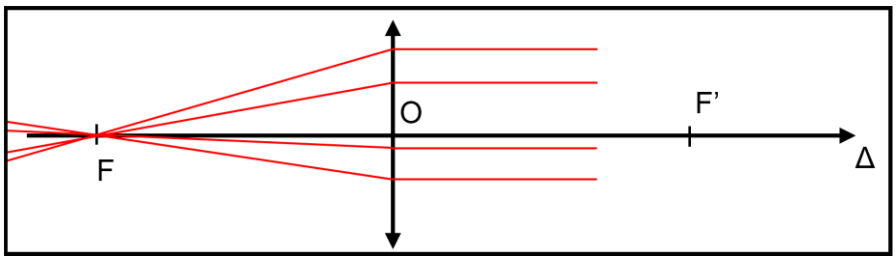
Foyer image F' : Les rayons parallèles à Δ convergent en un point appelé foyer image de la lentille (noté F').




Plan focal image : Plan perpendiculaire à Δ passant par F'. Des rayons parallèles entre eux convergent en un point situé sur le plan focal image.




Foyer objet F : Les rayons passant par F, un point de appartenant à Δ ressortent parallèles à Δ.

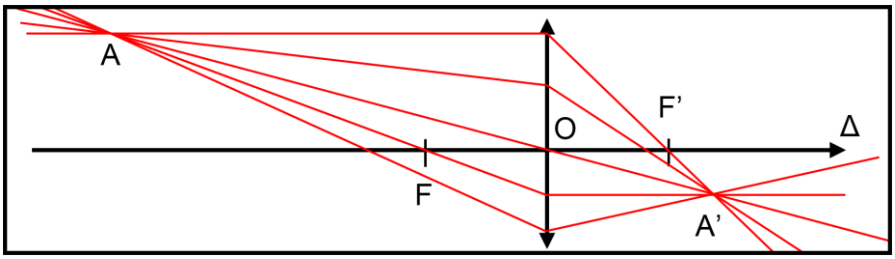



Propriété : F et F' sont symétriques par rapport à O.

Distance focale : $f' = OF' > 0$ (unités : m)

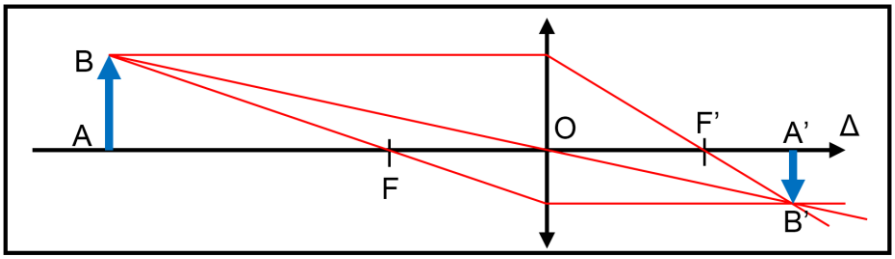
Vergence : $c = 1/f'$ (unités : $m^{-1}$ appelé aussi « dioptrie » noté δ)

## Unicité de l'image formée par une lentille convergente




Propriété : Une lentille convergente forme une image unique A' d'un point lumineux A. cela signifie que TOUS les rayons issus du point lumineux A (appelé « point objet ») passant par la lentille, se croisent en un point unique A' (appelé « point image » de A).

Remarque : il en va de même pour tous les rayons passant par un point A (cf. Schéma).




Conséquence : L'image A'B' d'un objet lumineux AB par une lentille convergente est unique. Elle s'obtient sur un schéma (cf. ci-contre) à l'aide du tracé des rayons particuliers (celui passant par F, celui passant par O, et celui parallèle à Δ) de la manière suivante.

Définition : Pour un objet AB situé à une distance OA du centre optique, on définit le **grandissement** $\gamma$ par la relation : $\gamma$ = A'B'/AB.

Propriété : $\gamma$ = OA'/OA (démonstration à l'aide du théorème de Thalès)

Remarque : AB, OA et OA' sont des grandeurs algébriques, c'est-à-dire qu'elles peuvent être positives ou négatives. Dans l'exemple ci-dessus :

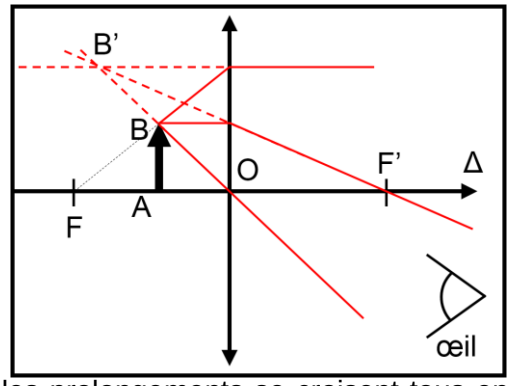
| | |
|---|---|
| A est en dessous de B (i.e. AB pointe vers le haut) | donc AB > 0. |
| A' est au-dessus de B' (i.e. A'B' pointe vers le bas) | donc A'B' < 0 |
| O est à gauche de A' (i.e. OA' pointe dans le même sens que Δ) | donc OA' > 0. |
| O est à droite de A (i.e. OA pointe dans le sens opposé à Δ) | donc OA < 0. |

Exercice : Un objet plan de hauteur AB = 4,0 cm est placé à gauche de F à une distance OA = -10 cm. La distance focale de la lentille vaut 3,0 cm. Le point A appartient à Δ.

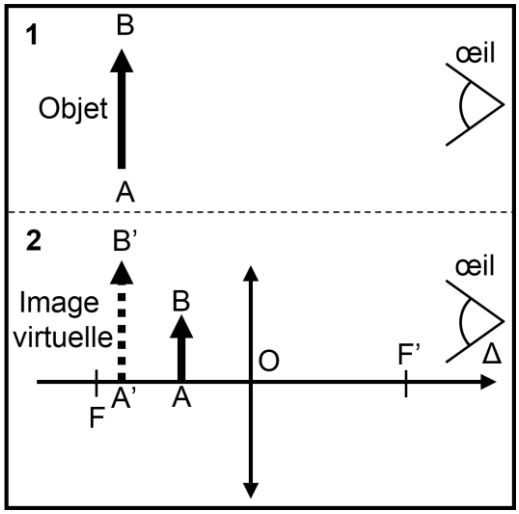
1°/ Construire sur un schéma (à l'échelle) la position de l'image A'B' de cet objet par la lentille (on fera apparaître le tracé des rayons).
Mesurer OA' et A'B' (valeurs algébriques : A'B' est positif si l'image est orientée vers le haut, sinon, A'B' est négatif). Calculer le grandissement A'B'/AB

2°/ Utiliser la formule de conjugaison pour déterminer la valeur théorique de OA' ainsi que celle du grandissement.
Comparer les valeurs théoriques et celle obtenus grâce au schéma.

## 66. Image virtuelle




Lorsque l'on place l'objet AB entre les points F et O, les rayons issus de B qui heurtent la lentille divergent lorsqu'ils en ressortent (cf. schéma ci-contre), c'est-à-dire qu'ils ne se croisent pas de l'autre côté de la lentille.
En revanche, on constate que lorsqu'on prolonge artificiellement vers la gauche (i.e. du côté de AB) la direction de chaque rayon émergent, celles-ci se croisent en un seul point (qu'on note B'). Ainsi, un observateur situé à droite de la lentille regardant dans la direction de la lentille (schématisé par un œil sur le schéma ci-contre) reçoit un ensemble de rayons dont les prolongements se croisent tous en amont au point B'.




Or un rayon lumineux qui pénètre dans l'œil est toujours interprété par le cerveau comme s'étant propagé en amont selon une droite unique qui n'a jamais subi la moindre déviation. Cette façon d'interpréter les signaux lumineux est à l'origine des illusions d'optique.
Ainsi, le cerveau de l'observateur interprète les rayons qu'il reçoit comme s'ils provenaient du point B'. Pour l'observateur, les situations 1 et 2 schématisées ci-contre sont indiscernables. A'B' est qualifiée d'**image virtuelle**.

« Image » parce que pour un observateur, les rayons issus de chaque point de l'objet AB semblent converger en un point de A'B'. « Virtuelle » parce que les rayons n'y convergent pas réellement.

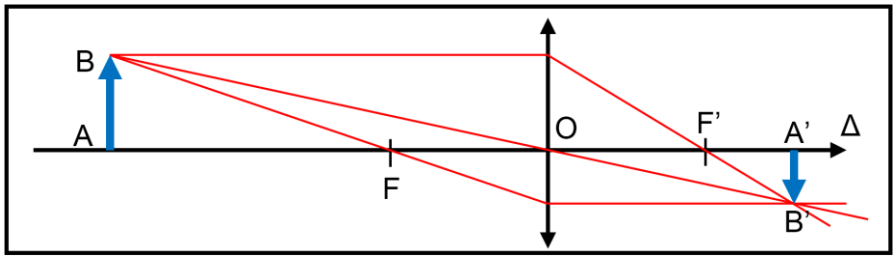
Propriété :

L'image A'B' d'un objet AB placé entre F et O d'une lentille mince convergente est :

- Virtuelle.
- Droite (c'est-à-dire non inversée).
- Située du même côté que AB par rapport à la lentille.

## 67. Image réelle

Lorsque l'on place l'objet AB au-delà du foyer objet F d'une lentille mince convergente (c'est-à-dire que l'objet n'est pas situé entre O et F), les rayons qui ressortent de la lentille convergent en un point (cf. plus haut au point « Lentille mince convergente »). L'image A'B' formée par la lentille de l'objet AB est qualifiée d'**image réelle**.

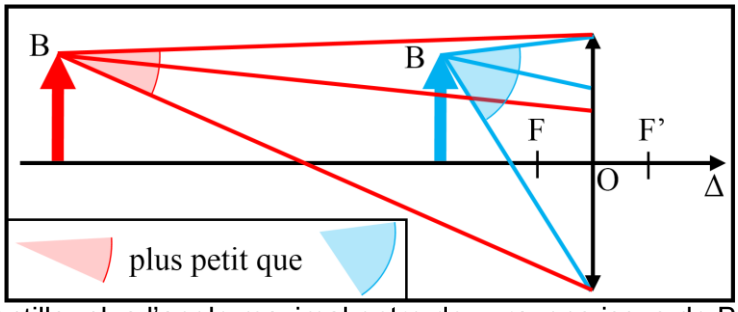



Propriété : L'image A'B' d'un objet AB placé au-delà du foyer objet F d'une lentille mince convergente est :

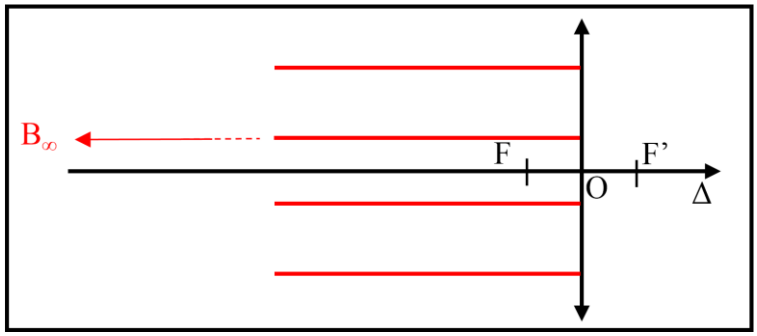
- Réelle.
- Inversée.
- Située de l'autre côté que AB par rapport à la lentille.

AIDE : Regarder la vidéo « LENTILLES CONVERGENTES » et utiliser l'animation « LENTILLE CONVERGENTE » sur le site scienceslycee.fr.

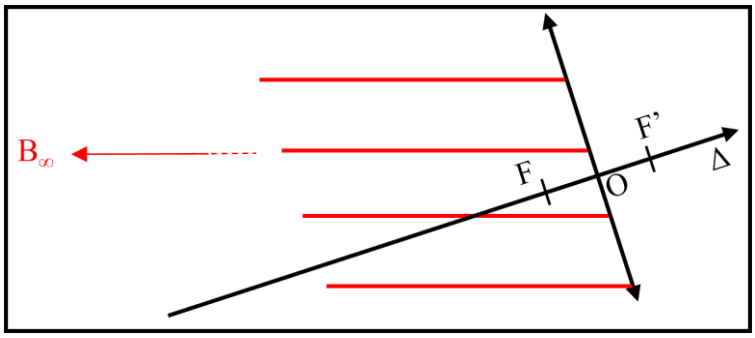
## 68. Objet à l'infini




Sur le schéma ci-contre, on constate que plus on éloigne un objet AB d'une lentille mince convergente système optique (ou de tout autre système optique : œil, lunette astronomique, etc…) le long de l'axe optique Δ, plus les rayons issus du point B qui atteignent le système optique ont des directions proches. Autrement dit, plus AB est loin de la lentille, plus l'angle maximal entre deux rayons issus de B qui heurtent la lentille est petit.




Si on continue à éloigner l'objet AB de la lentille dans la direction de Δ, l'angle maximal entre deux rayons issus de B qui heurtent la lentille devient de plus en plus petit, de plus en plus proche de 0. Lorsque l'objet AB est suffisamment éloigné de la lentille (critère à définir qui dépend entre autre de la taille de la lentille; en général quelques mètres suffisent), on fait l'approximation que cet angle vaut 0. Cela signifie que tous les rayons issus du point B qui heurtent de la lentille arrivent parallèles entre eux et parallèles à Δ (schéma ci-contre).



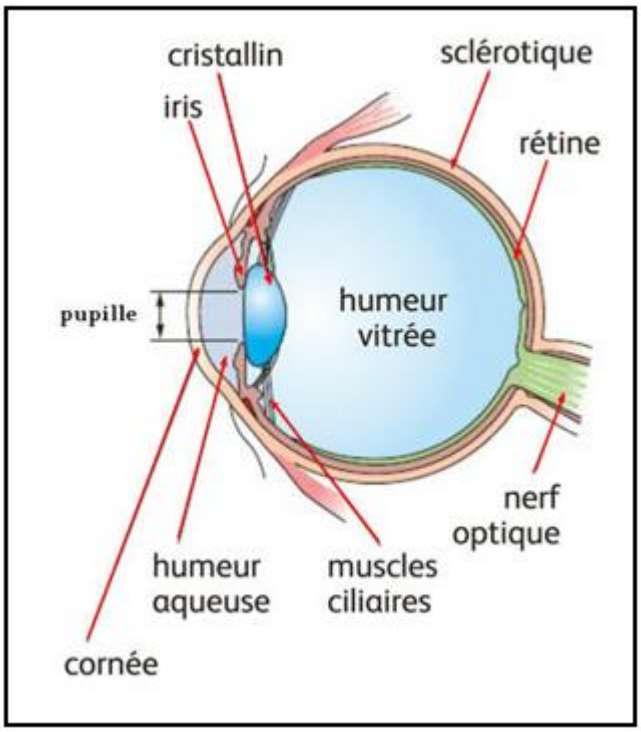

Si on fait pivoter la lentille (et donc Δ), tous les rayons issus du point B qui heurtent le système optique ne sont plus parallèles à Δ.

<u>Vocabulaire</u> : Lorsqu'un objet est situé suffisamment loin d'un système optique (œil, lentille, lunette astronomique, etc…) on dit qu'il est situé **à l'infini**. Cela veut dire qu'on considère que les rayons issus d'un point situé à l'infini arrivent parallèles entre eux sur le système optique.

### 69. La vision

Remarques : L'œil est l'outil qui nous permet de voir, c'est-à-dire de former des images à partir des objets lumineux réels. En classe de seconde, nous avons vu le fonctionnement de l'œil. Il est constitué de deux lentilles minces convergentes (Iris et cristallin) et forme les images sur la rétine située au fond de l'œil. Le nerf optique se charge ensuite d'envoyer au cerveau les informations collectées sur la rétine.

L'œil « normal », on dit aussi emmétrope, n'a pas besoin de fournir d'effort pour former sur sa rétine des images d'objets situés loin de lui (c'est-à-dire « à l'infini »). Lorsque les objets se rapprochent, l'œil contracte automatiquement le cristallin afin d'augmenter sa vergence, et permet ainsi aux images de continuer à se former sur la rétine. Cette contraction demande un effort qui a tendance à fatiguer les yeux sur le long terme et qu'il est donc plus confortable de ne pas avoir à fournir.

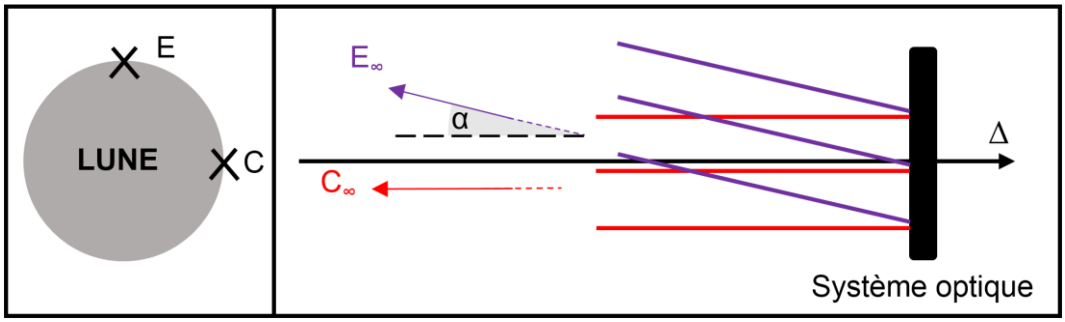



## 5.2. Lunette astronomique afocale

### 70. Objets célestes

Remarque : Les corps célestes (planètes, satellites, astéroïdes, comètes, étoiles, etc…) sont situés très loin de la Terre. D'un point de vue optique, on peut considérer qu'ils sont situés à l'infini.

Pointons un système optique (un œil, une lentille, une lunette astronomique, etc…) en direction du centre de la Lune (point C sur le schéma ci-dessous). Les rayons issus du point C qui heurtent le système optique sont parallèles entre eux car la Lune est située à l'infini, et ils sont parallèles à l'axe optique car le système optique, et donc son axe optique, est dirigé vers le point C. En revanche, la Lune est tellement grande que les rayons issus du point E situé au bord de sa partie visible arrivent sur le système optique parallèles entre eux selon une direction qui n'est pas celle de l'axe optique et qui fait avec elle un angle α.




L'angle total sous lequel la Lune est vue s'appelle le **diamètre apparent** de la Lune. On peut exprimer sa valeur en utilisant l'unité de mesure d'angle que l'on souhaite : les degrés, minutes (une minute d'angle vaut 1/60ème de degré) et secondes (une minute d'angle vaut 1/60ème de minute) d'angle, les radians, etc...

Exercice : Montrer en utilisant le schéma ci-dessus que le diamètre apparent de la Lune est égal à 2α.

## 71. Schéma de la lunette

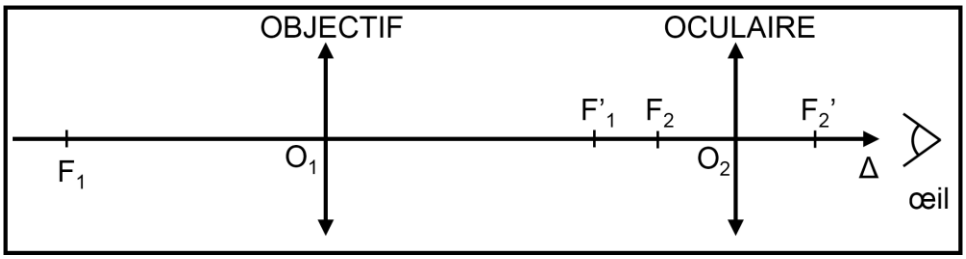
Lorsqu'on pointe une lunette astronomique vers un objet céleste comme la Lune, on souhaite qu'elle en produise une image :

Agrandie.
Formée devant soi.
Située à l'infini (pour reposer les yeux).

Une lunette astronomique est constituée de deux lentilles minces convergentes qui partagent le même axe optique Δ :

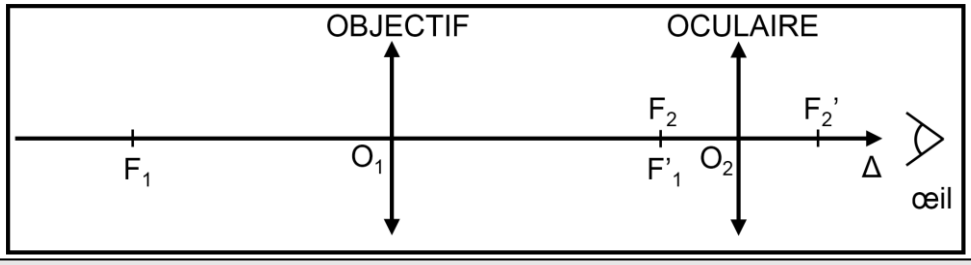
La lentille que l'on pointe vers l'objet céleste observé s'appelle l'objectif. Elle possède une grande distance focale.

La lentille à travers laquelle on regarde s'appelle l'oculaire. Elle possède une courte distance focale.




Définition : Un système optique est dit **afocal** si plusieurs rayons arrivant parallèles entre eux sur le système optique ressortent parallèles entre eux du système optique.

Propriété : la lunette astronomique est afocale lorsque $F_2$ et $F_1$' sont confondus.




Exercice :

1°/ Montrer par un schéma que la lunette astronomique schématisée ci-dessus est afocale, c'est-à-dire que :

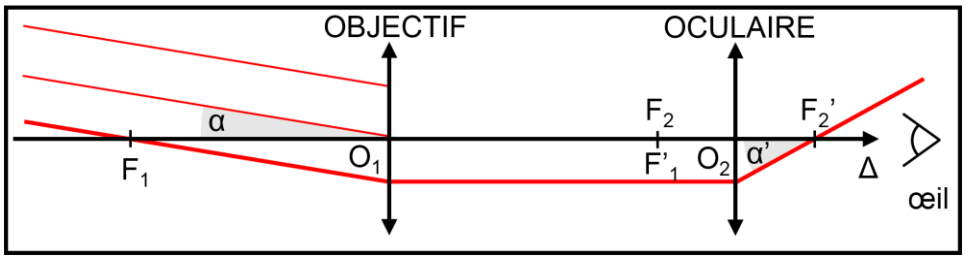
a) Deux rayons quelconques parallèles à Δ incidents sur l'objectif de la lunette ressortent de l'oculaire parallèles à Δ.

b) Deux rayons quelconques parallèles entre eux, formant un angle α non nul avec Δ, incidents sur l'objectif de la lunette, ressortent de l'oculaire parallèles entre eux (l'angle avec lequel ils ressortent par rapport à Δ est noté α'). On utilisera le fait que des rayons issus d'un (ou passant par un) point du plan focal objet (défini comme le plan perpendiculaire à Δ passant par F) ressortent de la lentille parallèles entre eux.

2°/ Comparer α et α'.

## 72. Grossissement

Pointons la lunette astronomique afocale vers la Lune et étudions le trajet des rayons issus d'un point situé au bord de sa partie visible (point E). Pour plus de clarté, on représente sur le schéma ci-dessous le trajet complet d'un rayon uniquement pour celui qui passe par $F_1$.




Définition : On appelle **grossissement** de la lunette astronomique afocale la grandeur G définie par : $G = \alpha'/\alpha$.

Propriété : Une lunette astronomique afocale dont $f_1$ est la distance focale de l'objectif et $f_2$ la distance focale de l'oculaire a pour grossissement $G = f_1/f_2$.

Exercice 1 :

1°/ Justifier le trajet suivi par le rayon sur le schéma ci-dessus.

2°/ Démontrer la propriété relative au grossissement de la lunette astronomique afocale (on utilisera la propriété selon laquelle pour un angle α suffisamment petit exprimé en RAD, tan (α) ≈ α).

3°/ Déterminer la valeur numérique du grossissement d'une lunette astronomique afocale dont les caractéristiques sont les suivantes :

Vergence de l'oculaire : $c_2 = 4{,}0$ δ

Vergence de l'objectif : $c_1 = 0{,}80$ δ

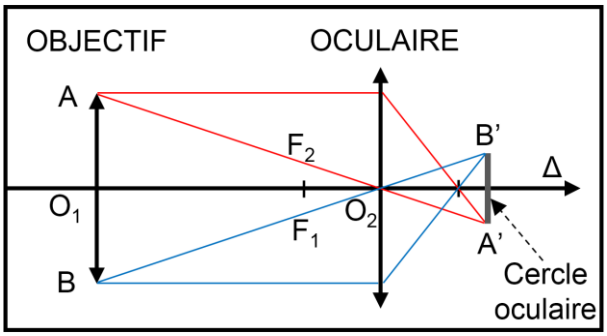
Exercices du manuel : 17, 22, 24, 29, 39, 42 p 450.

Annale de BAC : Labolycée (par exemple un exercice sur Saturne: 2023 Métropole Jour 1 Exercice 1 : Q1 à Q9).

## 73. Cercle oculaire

Définition : Le **cercle oculaire** est l'image de l'objectif formé par l'oculaire.

Considérons l'objectif comme un objet AB (A tout en haut de la lentille et B tout en bas) et construisons l'image de A (en utilisant les deux rayons particuliers rouges) puis l'image de B (en utilisant les deux rayons particuliers bleus). L'objectif étant en forme de disque (c'est une lentille) bombé au centre et fin aux bords, son image est également en forme de disque, qu'on appelle le cercle oculaire.




Propriété : C'est au niveau du cercle oculaire que passe un maximum de lumière. C'est donc en cet endroit qu'il faut placer son œil pour avoir :

Recevoir le maximum d'intensité lumineuse provenant de l'objet céleste.

Avoir une vue la plus large possible de l'image par la lunette.

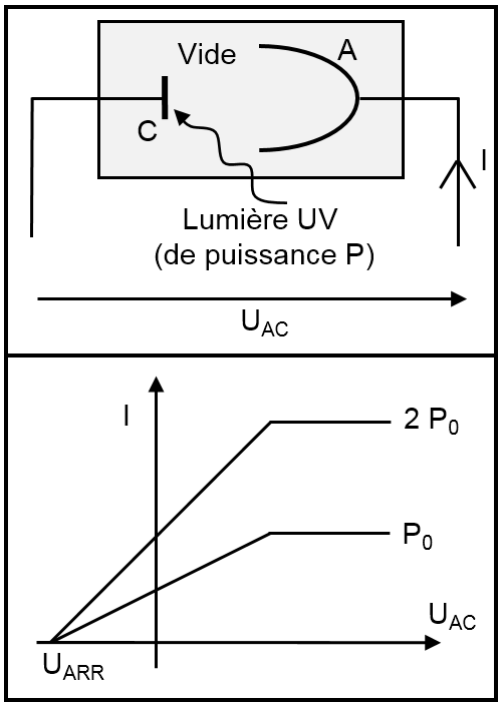
# 5.3. Flux de photons

## 74. L'effet photoélectrique : expérience et observations

Dispositif expérimental

Une cathode (C), appelée parfois **photocathode**, et une anode (A) sont reliées à un générateur de tension électrique qui applique une tension $U_{AC}$ entre les deux électrodes. Ces deux électrodes sont plongées dans le vide. L'expérimentateur peut choisir et modifier la tension $U_{AC}$.

L'expérimentateur peut envoyer de la lumière (souvent UV ou visible) sur la cathode (C) et choisir précisément la fréquence de ces ondes. L'expérimentateur peut également choisir et modifier la valeur de puissance P du signal lumineux envoyé sur C.




Expérience 1

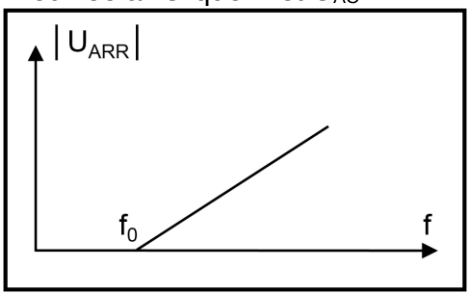
La fréquence de la lumière est fixée pour toute l'expérience. P peut être modifiée ainsi que $U_{AC}$.

Observations :

1- Lorsque $U_{AC}$ est supérieure à une certaine valeur $U_{ARR}$ (appelé **potentiel d'arrêt**), on constate qu'un courant électrique (d'intensité I) circule à travers le circuit électrique.
2- Lorsque $U_{AC}$ est inférieure à $U_{ARR}$, aucun courant électrique ne circule plus, quelle que soit la valeur de P.
3- Lorsque $U_{AC}$ augmente, I augmente également.
4- Au-delà d'une certaine valeur de $U_{AC}$, la valeur de I plafonne (« sature ») à une valeur notée $I_{MAX}$.
5- $I_{MAX}$ est proportionnelle à P.

Expérience 2

La fréquence f de la lumière envoyée peut désormais être modifiée ainsi que P et $U_{AC}$.




Observations :

1- $U_{ARR}$ dépend de la f.
2- Plus f est grande, plus $|U_{ARR}|$ est grand.
3- En dessous d'une certaine fréquence (appelée **fréquence de seuil**) $f_0$, aucun courant électrique ne circule, quelle que soit la valeur de P.

Interprétation : L'apparition d'un courant électrique signifie que des électrons circulent dans le circuit. L'énergie nécessaire à leur mise en mouvement provient nécessairement de la lumière.

Remarques : 1- Quelle que soit la valeur de P, aucun électron ne circule ($I = 0$) si $f < f_0$.
2- Lorsque les conditions sont telles que le courant électrique circule, il apparaît dès que C est éclairée par la lumière quelles que soient les valeurs de P et de f.

Ces deux observations sont en contradiction avec la description ondulatoire de la lumière. Si P est très forte, l'énergie reçue par C est très grande et devrait suffire à lui arracher des électrons (remarque 1). Et si P est très faible, alors il faudrait un certain temps pour que suffisamment d'énergie s'accumule en C pour lui arracher des électrons (remarque 2).

## 75. Le photon

Postulat d'Einstein :

1- L'énergie transportée par une onde EM de fréquence f est constituée d'un nombre entier de **photons** (petites quantités d'énergie identiques) dont l'énergie vaut :

$$E = h * f$$

Définition : h est une constante universelle appelée la **constante de Planck**. Elle vaut : $h = 6,63 * 10^{-34}$ J.s.

2- UN (et un seul) photon transfert son énergie à UN (et un seul) électron à la fois.

Un photon peut être vu comme une « particule » de lumière. Il possède des propriétés surprenantes qui ne peuvent être comprises que dans le cadre des théories de la relativité restreinte (hors programme) et de la mécanique quantique (quasiment hors programme) : sa masse est nulle et il se déplace à la vitesse de la lumière.

Il existe donc deux théories pour décrire le comportement de la lumière : la théorie ondulatoire qui permet d'interpréter des phénomènes comme la diffraction et les interférences (cf. chapitre 1), et la théorie quantique qui permet d'interpréter les observations présentées au point précédent (i.e. l'effet photoélectrique). Autrement dit, la lumière se comporte dans « certaines circonstances » comme une onde, et dans « d'autres circonstances » comme un ensemble de particules. L'étude des « circonstances » qui décident du comportement ondulatoire ou corpusculaire de la lumière n'est pas au programme de la classe de Terminale.

## 76. L'effet photoélectrique : interprétation

**Remarques générales sur les expériences**

a) C (la cathode) est faite d'un matériau conducteur qui contient des électrons dits libres, c'est-à-dire susceptibles de circuler si une « impulsion » (i.e. un apport d'énergie) suffisante leur est donnée et donc de produire un courant électrique (rappels de Seconde et de Première SPE).

b) Sans apport d'énergie, un électron libre reste sur C.

c) Pour arracher un électron libre à C, il faut lui fournir une quantité d'énergie au moins égale à $W_0$ ($W_0$ est appelé **travail d'extraction**). $W_0$ dépend du matériau dont C est constituée (par exemple pour du Zn, $W_0 = 5,3 * 10^{-19}$ J).

d) Dans les expériences décrites au début de ce chapitre, l'énergie fournie aux électrons provient de la lumière : UN électron reçoit l'énergie d'UN photon.

e) E = h * f est l'énergie contenue dans (et donc fournie par) UN photon.

**Dispositif expérimental utilisé avec $U_{AC}$ = 0 V**

Cas 1 : $E < W_0$

Si l'énergie d'UN photon (E) est inférieure à l'énergie minimale requise pour arracher UN électron ($W_0$), l'électron reste sur C et aucun courant électrique ne circule (I = 0) : aucun photon n'est absorbé par C.

Cas 2 : $E > W_0$

Si l'énergie d'UN photon (E) est supérieure à l'énergie minimale requise pour arracher UN électron ($W_0$), l'électron peut absorber le photon pour être arraché à C. Il part alors de C (en direction de A) avec une énergie cinétique maximale qui vaut : $E_{c,MAX} = E – W_0$. (cf. exercice 20 p 473). Lorsqu'il atteint A, il circule dans le circuit où on mesure donc une courant électrique d'intensité I. Plus $E_{c,MAX}$ est grande, plus I est grande.

**Dispositif expérimental utilisé avec $U_{AC} \neq 0$ V**

Cas 1 : $E < W_0$ Aucun électron n'est arraché. Aucun courant électrique ne circule.

Cas 2 : $E > W_0$

Lorsque $U_{AC} > 0$, les électrons arrachés à C sont attirés par A. L'énergie cinétique maximale de l'électron arraché est alors augmentée d'une énergie appelée énergie potentielle électrique si bien que $E_{c,MAX} = E - W_0 + e * U_{AC}$.

Lorsque $U_{AC} < 0$, les électrons arrachés à C sont repoussés par A. L'énergie cinétique maximale de l'électron arraché est alors diminuée d'une énergie appelée énergie potentielle électrique si bien que $E_{c,MAX} = E - W_0 + e * U_{AC}$. L'énergie cinétique ne pouvant pas être négative, cette égalité n'a de sens que tant que $E - W_0 + e * U_{AC} \geq 0$, c'est-à-dire tant que :

$$U_{AC} \geq \frac{W_0 - E}{e} \qquad \text{On note } U_{ARR} = \frac{W_0 - E}{e}$$

Dans le cas où $U_{AC}$ est inférieure à $U_{ARR}$ (appelé **potentiel d'arrêt**), $E_{c,MAX}$ reste nul ce qui signifie qu'aucun électron n'est arraché et que par conséquent aucun courant électrique ne circule (I = 0).

Remarque : $E > W_0$ implique que $U_{ARR} < 0$. Par conséquent :

$$|U_{ARR}| = \frac{E - W_0}{e}$$

L'énergie E d'un photon vaut E = h * f. Par conséquent

$$|U_{ARR}| = \frac{h*f - W_0}{e}$$

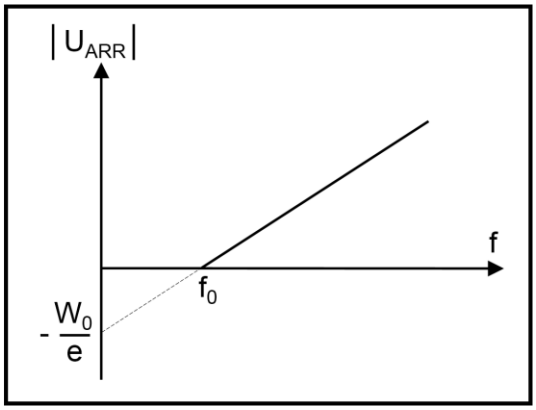
La courbe ci-contre a donc pour équation :

$$|U_{ARR}| = \frac{h}{e} * f - \frac{W_0}{e}$$

Son coefficient directeur vaut $\frac{h}{e}$

Son ordonnée à l'origine vaut $-\frac{W_0}{e}$

Lorsque $|U_{ARR}| = 0$, la valeur prise par f (qu'on note $f_0$ et qu'on appelle **fréquence de seuil**) est telle que $W_0 = h * f_0$.




Cette courbe permet donc de déterminer h la constante de Planck ainsi que $f_0$ (et donc $W_0$).

Exercice 1 : Le dispositif expérimental est utilisé avec une valeur $U_{AC} = 0$ V.

Lorsqu'une lumière UV (longueur d'onde dans le vide λ = 253,7 nm) est envoyée sur une Cathode en potassium (K), l'énergie cinétique maximale des électrons arrachés vaut 3,14 eV.

Lorsqu'une lumière visible (longueur d'onde dans le vide λ = 589,0 nm) est envoyée sur une Cathode en potassium (K), l'énergie cinétique des électrons arrachés vaut 0,36 eV.

1°/ Calculer les fréquences des deux lumières mentionnées dans l'énoncé.

2°/ Déterminer la valeur de la constante de Planck h (montrer clairement les étapes du raisonnement)

3°/ En déduire la valeur de $W_0$, le travail d'extraction du potassium.

Données : 1 eV = $1,60 * 10^{-19}$ J. c = $3,00 * 10^{8}$ m.s$^{-1}$

Exercice 2 : Des lumières de diverses fréquences sont envoyées sur une cathode C. Le potentiel d'arrêt est mesuré pour chaque fréquence.

| f ($10^{14}$ Hz) | 5,09 | 5,20 | 5,49 | 6,10 | 6,88 | 7,41 |
|---|---|---|---|---|---|---|
| $\lvert U_{ARR} \rvert$ (V) | 0,20 | 0,25 | 0,37 | 0,62 | 0,94 | 1,16 |

1°/ Tracer $\lvert U_{ARR} \rvert$ en fonction de f.
2°/ En déduire la valeur de h et de $W_0$.
3°/ Peut-on observer un photocourant lorsque la radiation envoyée sur C a une longueur d'onde λ = 680 nm ?

Données : 1 eV = 1,60 * $10^{-19}$ J.

## 77. Interaction photon/matière : applications

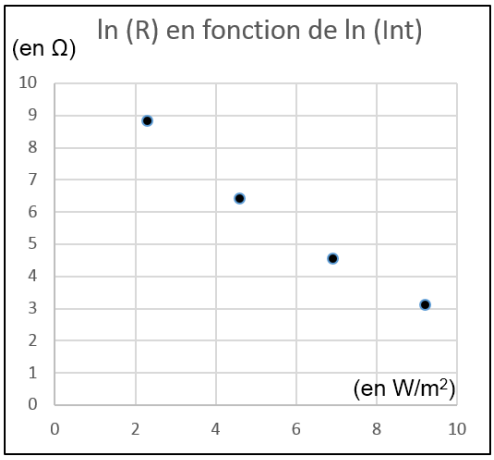
La modélisation de la lumière par un flux de photon permet d'expliquer l'interaction lumière-matière, c'est-à-dire la manière dont la matière absorbe ou émet de la lumière (cf. Cours de Première SPE). Voici pêle-mêle quelques applications de cet effet :

Cellule photovoltaïque : appareil qui transforme l'énergie lumineuse provenant du Soleil en énergie électrique. Son rendement est défini par :

$$\eta = \frac{P_{électrique}}{P_{lumineuse}}$$

Cellule photoélectrique : capteur dont une propriété varie avec l'intensité lumineuse qu'il reçoit.

Exemple : La courbe ci-contre représente la variation de ln (R) (où R est la résistance d'un photorésistor) en fonction de ln (Int) (où Int est l'intensité lumineuse que reçoit le photorésistor). On constate que R dépend de Int.




DEL (Diode ElectroLuminescente).

Spectromètres UV-Visible, IR, etc…

Exercices (Manuel scolaire) : 15, 20, 22, 26 p 472

# 6. Système électrique

**VU en PREMIERE :** Tension électrique U, courant électrique I, Puissance consommée ou produite P = U*I, générateur et récepteur, caractéristique d'un dipôle, transfert d'énergie dans un circuit électrique, schéma d'une chaine énergétique.

## 6.1. Rappels (cf. cours de 1-SPE pour les détails)

### 78. Tension électrique

Une charge électrique q plongée dans un champ électrique $\vec{E}$ subit une force $\vec{F} = q * \vec{E}$.

Définitions : Lorsque cette charge q se déplace d'un point A à un point B, la force effectue un travail W. On appelle **différence de potentiel électrique** ΔV entre les points A et B la quantité :

$$\Delta V = \frac{W}{q}$$

Dans un circuit électrique, la différence de potentiel électrique entre les points A et B s'appelle **tension électrique** et se note $U_{AB}$.

La tension électrique (souvent notée U) s'exprime en **Volts** (V).

### 79. Courant électrique

Un **courant électrique** est une circulation de charge électrique à travers un circuit. Les porteurs de charge sont les entités chargées électriquement qui, en se déplaçant le long du circuit, créent le courant électrique :

Dans un fil électrique, les porteurs de charge sont les électrons.
Dans une solution aqueuse, les porteurs de charge sont les ions.

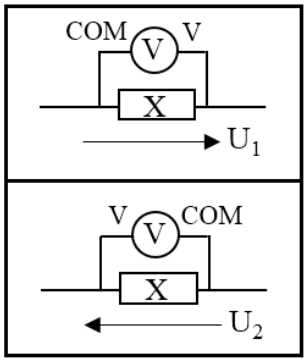
L'intensité du courant électrique (souvent notée I) s'exprime en **Ampères** (A).

Vocabulaire : Un courant électrique est dit **continu** lorsque l'intensité I ne varie pas dans le temps. On dit alors que le circuit électrique fonctionne en régime stationnaire ou permanent.

Un courant électrique est dit **variable** lorsque l'intensité I varie au cours du temps. On dit alors que le circuit électrique fonctionne en régime variable.

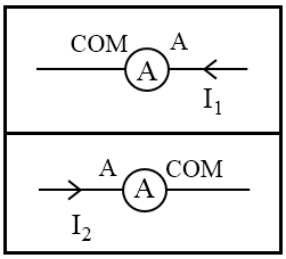
### 80. Signes de la tension électrique et de l'intensité du courant électrique.

Dans un circuit électrique, la tension électrique que l'on mesure aux bornes d'un dipôle peut être positive ou négative. Cela dépend du sens de branchement des deux bornes V et COM du voltmètre.




Dans l'exemple ci-contre, $U_1 = -U_2$.

Par conséquent si $U_1 > 0$ alors $U_2 < 0$, mais si $U_1 < 0$ alors $U_2 > 0$

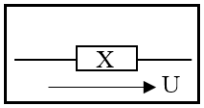


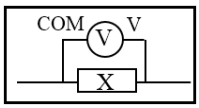

De même l'intensité du courant électrique qui circule à travers le circuit peut être positive ou négative. Cela dépend du sens de branchement des deux bornes A et COM de l'ampèremètre.

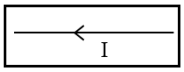
Dans l'exemple ci-contre, $I_1 = - I_2$.

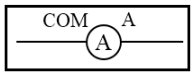
Par conséquent si $I_1 > 0$ alors $I_2 < 0$, mais si $I_1 < 0$ alors $I_2 > 0$.

Les notations relatives aux flèches du courant électrique et des tensions électriques qu'on trouve sur un schéma de circuit électrique indiquent donc le sens du branchement des appareils de mesure :

Pour la tension : 

indique le branchement 


Pour l'intensité : 

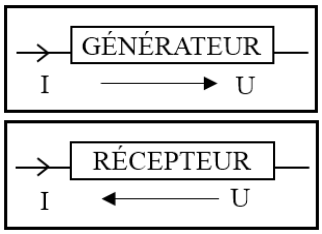
indique le branchement 


## 81. Convention récepteur et convention générateur

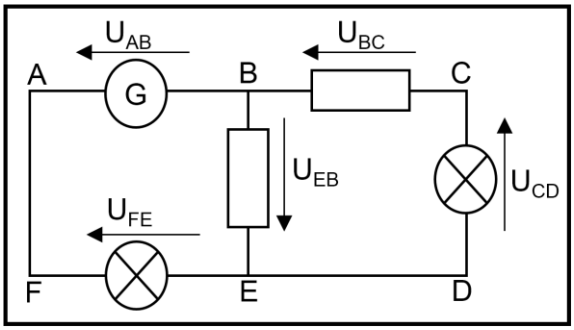
Définition : Dans un circuit électrique, on appelle générateur un dipôle qui fournit de l'énergie électrique et un récepteur, un dipôle qui la consomme (et la transforme en une autre forme d'énergie).

Propriété : Lorsque la flèche du courant électrique I traversant un générateur et la flèche de la tension U aux bornes de ce générateur ont même sens, U et I ont le même signe.

Lorsque la flèche du courant électrique I traversant un récepteur et la flèche de la tension U aux bornes de ce récepteur sont de sens opposé, U et I ont le même signe.



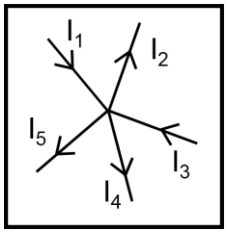

## 82. Loi d'additivité des tensions (« des mailles »




Dans une boucle fermée, la somme des tensions électriques est nulle. Dans l'exemple ci-contre :

Boucle ABCDEF : $U_{AB} - U_{FE} + U_{CD} + U_{BC} = 0$
Boucle ABEF : $U_{AB} - U_{FE} - U_{EB} = 0$
Boucle BCDE : $U_{BC} + U_{EB} + U_{CD} = 0$

## 83. Loi d'additivité des intensités (« loi des nœuds »)




A une intersection, la somme des intensités des courants entrants est égale à la somme des intensités des courants sortant.

Dans l'exemple ci-contre : $I_1 + I_3 = I_2 + I_4 + I_5$.

# 6.2. Le condensateur

## 84. Accumulation de charges électriques

La matière est électriquement neutre. Cependant, nous avons vu en première diverses situations dans lesquelles des accumulations de charges pouvaient se produire :

Un bâton en ébonite frotté par une peau de chat se charge négativement. Lors du frottement, des électrons sont transférés de la peau de chat vers le bâton. Le bâton est donc légèrement chargé négativement.

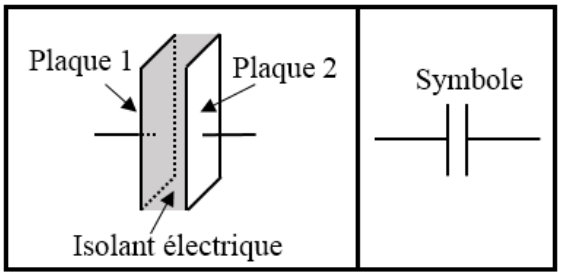
Répulsion de deux plaques métalliques chargées négativement (électroscope).

Phénomènes dits « d'électricité statique ».

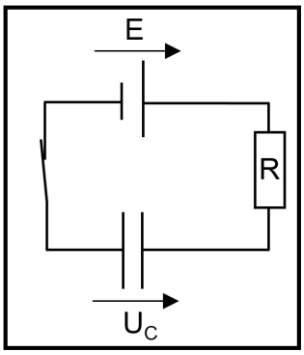
Nuages avant la foudre. Etc…

## 85. Le condensateur plan

Un condensateur plan est constitué de deux plaques conductrices (souvent métalliques) parallèles au milieu desquelles se trouve un isolant électrique.




On associe en série une source idéale de tension de fem E, un condensateur plan, un résistor et un interrupteur. Lorsqu'on ferme le circuit, un courant électrique d'intensité positive se met à circuler de la borne positive vers la borne négative de la pile car les électrons se déplacent dans le sens opposé. L'isolant du condensateur plan empêche le passage des électrons d'une plaque à l'autre. Ainsi, une certaine quantité d'électrons s'accumule sur la plaque 1 qui se charge négativement et symétriquement la plaque 2 perd la même quantité d'électrons et se charge positivement. Au bout d'un certain temps, faute de pouvoir passer à travers l'isolant, les électrons cessent de circuler. Le condensateur est alors « chargé » et le courant électrique est nul.




## 86. Capacité du condensateur plan

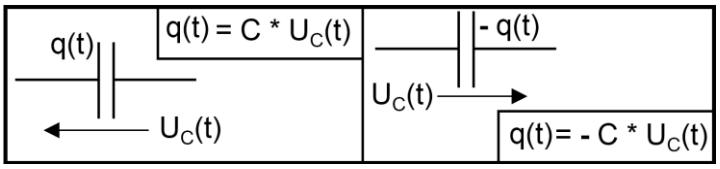
A mesure que les charges électriques s'accumulent aux deux plaques, un champ électrique se créé entre les deux plaques. Par conséquent, une tension électrique $U_C$ apparaît aux bornes du condensateur.

Propriété :

La charge électrique qui s'accumule aux bornes du condensateur et la tension électrique aux bornes du condensateur sont proportionnelles. La constante de proportionalité est une grandeur positive appelée **capacité** du condensateur (souvent notée C) qui indépendante de la tension et de la charge et ne dépend que des caractéristiques du condensateur.

Remarque 1 :

Lorsque la flèche de la tension $U_C$ (t) aux bornes du condensateur pointe vers la plaque dont la charge est notée q (t), la proportionalité s'exprime de la manière suivante : q (t) = C * $U_C$ (t).




Dans la cas contraire la proportionalité s'exprime q (t) = - C * $U_C$ (t) (cf. schéma).

Remarque 2 : L'unité de la capacité d'un condensateur est le $C.V^{-1}$ (qu'on appele le **Farad** noté F). La capacité représente donc la charge (en C) qu'un condensateur est capable d'accumuler à chacune de ses plaques pour chaque Volt de tension imposé entre elles.

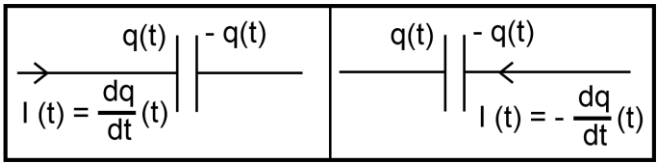
Par exemple, un condensateur de capacité $3,0 * 10^{-2}$ F accumule une charge égale à :

$3,0 * 10^{-2}$ C si la tension à ses bornes vaut 1,0 V

$6,0 * 10^{2}$ C si la tension à ses bornes vaut 2,0 V etc...

## 87. Intensité du courant électrique et charge électrique

Dans un schéma, si la charge électrique de la plaque du condensateur vers laquelle arrive la flèche de l'intensité du courant I (t) est notée q (t), ces deux grandeurs sont liées par la relation :




$$I(t) = \frac{dq}{dt}(t) \qquad I \text{ (en A)} \qquad q \text{ (en C)} \qquad t \text{ (en s)}$$

Si la flèche de I (t) arrive dans sur la plaque dont la charge est - q (t) l'expression change de signe (cf. schéma).

## 88. (Parenthèse) : à propos des unités

Exercice : Utiliser l'ensemble des formules que vous connaissez impliquant les grandeurs U, I, q, et C, etc... pour déterminer l'expression de l'unité :

F en fonction des unités C et V.
C en fonction des unités A et s.
V en fonction J et A, puis en fonction de kg, m, s et A.
Ω en fonction de V et A puis en fonction de kg, m, s, et A.

Pour chaque grandeur physique il existe de nombreuses unités. Par exemple pour la longueur il y a le pouce, le pied, le mile, l'année-lumière, le mètre, etc... Parmi toutes les unités relatives à une grandeur physique, la communauté internationale en a retenu une qui sert de référence aux autres, l'unité dite du système international (unité SI). Pour la distance, l'unité SI est le mètre.

Le tableau ci-contre indique pour certaines grandeurs quelques-unes des unités existantes. L'unité SI est indiquée en caractère gras.

| | |
|---|---|
| Énergie | **Joule**; Kilowattheure; Calorie... |
| Température | Celsius; **Kelvin**; Fahrenheit... |
| Masse | **Kilogramme**; Livre; Once... |
| Temps | Année; Heure; **Seconde**... |
| Volume | Baril; **Mètre cube**; Gallon... |

Chaque grandeur physique est associée à une unité SI. Le tableau ci-dessous en récapitule quelques-unes.

| Énergie | Température | Masse | Vitesse | Volume | Puissance | Temps |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Joule (J) | Kelvin (K) | Kilogramme (kg) | Mètre/Seconde ($m.s^{-1}$) | Mètre cube ($m^3$) | Watt (W) | Seconde (s) |

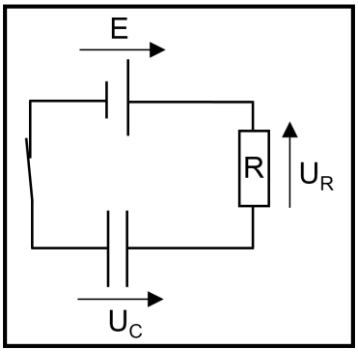
| Intensité électrique | Tension électrique | Charge électrique | Capacité d'un condensateur | Résistance électrique | Quantité de matière |
|---|---|---|---|---|---|
| Ampère (A) | Volt (V) | Coulomb (C) | Farad (F) | Ohm (Ω) | Mole (mol) |

Propriété : Il suffit d'un jeu de 7 unités SI indépendantes les unes des autres pour reconstituer l'ensemble de toutes les unités SI par des combinaisons de multiplication et de division. Ces 7 unités SI, appelées unités SI fondamentales sont les suivantes :

| Masse | Temps | Longueur | Température | Intensité électrique | Quantité de matière | Intensité lumineuse |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Kilogramme (kg) | Seconde (s) | Mètre (m) | Kelvin (K) | Ampère (A) | Mole (mol) | Candela (cd) |

Elles ont été choisies de manière arbitraire par la communauté internationale.

## 89. Premier bilan qualitatif




Dans le circuit ci-contre, nous avons vu qu'après un certain temps, faute de pouvoir passer à travers l'isolant, les électrons cessent de circuler. Cela signifie que l'intensité du courant électrique devient nulle.

D'après la loi des mailles : $E = U_c + U_R$

Or $U_R = R * I$ et donc $U_R = 0$ car $I = 0$

Ainsi $U_C = E$

Or $q = C * U_C$ Donc $q = C * E$

Bilan : Le courant électrique a cessé de circuler.
La charge électrique à chaque borne du condensateur a donc cessé de varier.
La charge électrique vaut $q = C * E$

Vocabulaire : Le condensateur est alors dit **chargé**.

Remarques : Une fois chargé, le condensateur peut être retiré du circuit et stocké. Cela permet de stocker une certaine quantité d'énergie électrique qui peut être mobilisée quand cela est nécessaire.

Plus E, la f.e.m de la pile, est élevée plus la charge stockée est importante.

Ordres de grandeurs : Condensateurs utilisés lycée : µF à mF
Condensateurs dans une batterie de voiture : $10^2$ F

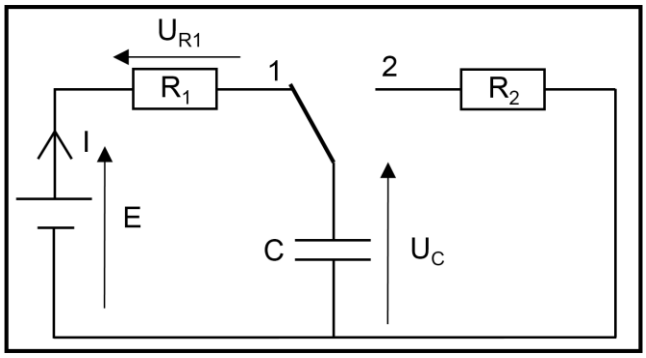
Propriétés géométriques : Plus la surface A des plaques est grande et plus la distance d séparant les plaques est petite, plus la capacité C du condensateur est élevée.

# 6.3. Etude du circuit RC

## 90. Charge et décharge d'un condensateur

Etudions à présent le circuit suivant. Le condensateur a une capacité C, les deux résistors des résistances $R_1$ et $R_2$ et le générateur est idéal de fem E.

Initialement, le condensateur est déchargé (q = 0) et le commutateur est en position 2. A t = 0 s, on bascule le commutateur en position 1. Un courant I (t) se met alors à circuler dans la partie gauche du circuit.




Loi des mailles : $E = U_R(t) + U_C(t)$ (1)

Tension aux bornes de du résistor 1 : $U_R(t) = R_1 * I(t)$ (2)

Tension aux bornes du condensateur : $U_C(t) = \frac{q(t)}{C}$ (3)

Relation entre I (t) et q (t) : $I(t) = \frac{dq}{dt}(t)$ (4)

D'après (1), (2) et (3) : $E = R_1 * I(t) + \frac{q(t)}{C}$

En utilisant (4): $E = R_1 * \frac{dq}{dt}(t) + \frac{q(t)}{C}$

Ce qui se réécrit : $\frac{E}{R_1} = \frac{dq}{dt}(t) + \frac{q(t)}{R_1 * C}$ (5)

(5) est une équation différentielle qui a exactement la même forme que celle étudiée en 4.2. Les solutions ont donc exactement la même forme :

$$q(t) = B * \exp\left(\frac{-t}{R_1 C}\right) + C * E$$

La détermination de la constante B se fait grâce aux conditions initiales. A t = 0, le condensateur est déchargé, ce qui signifie que q (0) = 0. On a donc :

$$0 = B + C * E \qquad \text{d'où} \qquad B = -C * E$$

Bilan: $q(t) = CE * \left(1 - \exp\left(\frac{-t}{R_1 C}\right)\right)$ $\quad q(t) = CE * \left(1 - \exp\left(\frac{-t}{\tau_1}\right)\right)$

$U_C(t) = E * \left(1 - \exp\left(\frac{-t}{R_1 C}\right)\right)$ $\quad U_C(t) = E * \left(1 - \exp\left(\frac{-t}{\tau_1}\right)\right)$

où $\tau_1 = R_1 C$ s'appelle le **temps caractéristique** du circuit de charge

Remarque: Le temps caractéristique peut être déterminé graphiquement à l'aide de la courbe $U_C$ (t) (ou de q (t), ou encore de I (t), etc…).

Exercice 1 :

1°/ Montrer que lors de la charge d'un condensateur à $t = \tau$, $U_C(\tau) = 0{,}63 * E$.
Utiliser ce résultat pour déterminer $\tau$ à l'aide du graphe précédent.

2°/ Montrer que lors de la charge d'un condensateur, la pente de la tangente à l'origine à la courbe représentant $U_C(t)$ a pour coefficient $E/\tau$.
Utiliser ce résultat pour déterminer $\tau$ à l'aide du graphe précédent.

3°/ On mesure les valeurs suivantes lors de la charge d'un condensateur

| t (µs) | 0 | 2 | 4 | 6 | 8 | 10 | 12 | 14 | 16 | 18 | 20 | 22 | 24 | 26 | 28 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| U (V) | 0 | 0,68 | 2,27 | 3,17 | 3,86 | 4,45 | 4,86 | 5,31 | 5,58 | 5,88 | 6,01 | 6,21 | 6,39 | 6,51 | 6,61 |
| t (µs) | 30 | 32 | 34 | 36 | 38 | 40 | 42 | 44 | 46 | 48 | 50 | 52 | 54 | 56 | 58 |
| U (V) | 6,65 | 6,72 | 6,73 | 6,81 | 6,83 | 6,86 | 6,89 | 6,91 | 6,92 | 6,94 | 6,95 | 6,96 | 6,96 | 6,97 | 6,98 |

Tracer cette courbe sur Excel
Linéariser le graphique. En déduire la valeur de $\tau$.

Exercice 2 : On considère le circuit électrique schématisé en début de ce point. Le commutateur est en position 1. Le condensateur est chargé. On bascule le commutateur en position 2.

1°/ Reproduire le circuit électrique en indiquant les flèches de tension et celle du courant électrique.

2°/ Calculer la nouvelle valeur de $\tau$.

3°/ Etablir l'équation différentielle de ce circuit en $U_C(t)$.

4°/ Résoudre cette équation différentielle.

5°/ Montrer que lors de la décharge, à $t = \tau$, $U_C(\tau) = 0{,}37 * E$.

6°/ Tracer l'allure de la courbe représentative de $U_C(t)$ et utiliser deux méthodes pour déterminer la valeur de $\tau$.

Données : $E = 12$ V $R_1 = 2{,}0 * 10^3\ \Omega$ $R_2 = 1{,}0 * 10^4\ \Omega$ $C = 100\ \mu F$

Remarque : On considère que la charge ou la décharge d'un condensateur sont terminées au-delà de $t = 5\tau$.

**TP**

Charge et décharge d'un condensateur

## 91. Capteurs capacitifs

Ecran tactile : Lorsque l'extrémité du doigt touche un écran tactile, il capte quelques électrons de la surface du téléphone. Cette modification est détectée grâce à plusieurs capteurs capacitifs (qui fonctionnement à l'aide de circuits comportant des condensateurs) ce qui permet de localiser précisément le lieu du transfert.

Remarque : Nous avons vu que la capacité d'un condensateur dépend de la géométrie du condensateur. On peut montrer qu'un condensateur plan dont les plaques ont une surface A et sont distantes de d a une capacité :

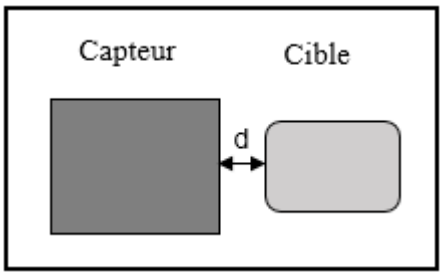
$$C = \varepsilon * A/d.$$

Où $\varepsilon$ est une constante (constante diélectrique) qui dépend de la nature de l'isolant.

Exercice 1 : Déterminer l'unité de $\varepsilon$.

Application : Un capteur capacitif de déplacement est un dispositif électrique qui permet de déterminer de faibles distances d entre le capteur et un objet-cible. Un circuit électrique détermine la capacité C du condensateur dont :

La plaque 1 est à l'extrémité du capteur
La plaque 2 est la surface de la cible
L'isolant est le milieu séparant le capteur de la cible




Un circuit électrique (dont l'étude est hors programme) permet de déterminer la capacité du condensateur. Puis on déduit la distance recherchée en appliquant la formule $d = \varepsilon * A/C$.

Illustration : Accéléromètre
Capteur de pression

Exercice 2 : Chercher le principe de fonctionnement d'un accéléromètre à détection capacitive.

# 7. Évolution d'un système chimique

**VU en PREMIERE :** Tableau d'avancement, réactions rédox, énergie de liaison.

## 7.1. Équilibre chimique

### 92. Mise en évidence de la notion d'équilibre

On dispose d'une solution aqueuse (« aqueuse » signifie que le solvant est l'eau) de volume V contenant de l'acide éthanoïque ($CH_3COOH$) à la concentration $C_A = 1,0\ 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$.
On mesure son pH à l'aide d'un pH mètre : pH = 3,4

Définition : Le **pH** d'une solution est défini par la relation : pH = - Log ($[H_3O^+]_{EQ}$).
Par conséquent $[H_3O^+]_{EQ} = 10^{-pH}$

Exercice 1 : Montrer que $[H_3O^+]_{EQ} = 4,0\ 10^{-4}$ mol.L$^{-1}$.

Les ions $H_3O^+$ présents dans la solution proviennent de la réaction entre $CH_3COOH$ et l'eau (ce type de réaction est étudié dans le détail au chapitre 8). Voici le bilan de cette réaction :

| | $CH_3COOH$ | + | $H_2O$ | = | $CH_3COO^-$ | + | $H_3O^+$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Etat initial | $C_A$ V | | excès | | 0 | | 0 |
| Etat intermédiaire | $C_A$ V – x | | excès | | 0 + x | | 0 + x |

Exercice 2 : 1°/ Déterminer l'expression littérale de $x_{max}$ en fonction de $C_A$ et V.
2°/ Déterminer l'expression littérale de $[H_3O^+]$ en fonction de x et de V puis calculer la valeur attendue de $[H_3O^+]$ à l'état final.
3°/ Comparer cette valeur à celle de $[H_3O^+]_{EQ}$ de l'exercice 1. Commenter.

Bilan : La valeur réelle de $[H_3O^+]$ telle que mesurée avec le pH-mètre est très inférieure à la valeur théorique calculée à l'aide du tableau d'avancement en ayant supposé la réaction totale (c'est-à-dire en ayant déterminé la valeur de $x_{MAX}$).

### 93. Equilibre dynamique

Propriété : Certaines réactions sont dites équilibrées : les concentrations des réactifs et des produits cessent d'évoluer alors qu'aucun réactif n'a disparu. Dans l'état final, appelé **état d'équilibre** tous les réactifs et tous les produits sont donc présents. Par conséquent, l'avancement de la réaction n'atteint jamais la valeur de $x_{MAX}$.

Explications :

L'équation bilan d'une réaction chimique (par exemple A + B = C + D) signifie que lorsque les espèces chimiques A et B sont mises en présence l'une avec l'autre, elles réagissent ensemble pour se transformer en d'autres espèces chimiques C et D. Dans l'exemple du point précédent les espèces chimiques $CH_3COOH$ et $H_2O$ réagissent ensemble pour former deux autres espèces chimiques $CH_3COO^-$ et $H_3O^+$.

Dans certains cas les espèces chimiques formées C et D ne sont pas (ou très peu) réactives : elles s'accumulent au fur et à mesure du temps jusqu'à ce que A ou B ait disparu. La réaction dont l'équation bilan est A + B = C + D est dite **totale**.

Dans d'autres cas C et D sont capables de réagir entre elles pour reformer A et B. La réaction dont l'équation bilan est A + B = C + D est alors dite **équilibrée**. C'est le cas dans l'exemple du point précédent où les espèces chimiques $CH_3COO^-$ et $H_3O^+$ réagissent ensemble pour former $CH_3COOH$ et $H_2O$.

Définition : Une réaction chimique symbolisée par l'équation bilan A + B = C + D est **équilibrée** si les produits de la réaction (C et D) sont capables de réagir ensemble pour former A et B. L'équation bilan (A + B = C + D) de la réaction équilibrée doit donc être considérée comme représentant l'association de deux réactions opposées :

La **réaction aller** qui transforme les réactifs en produits : A + B → C + D.

La **réaction retour** qui retransforme les produits en réactifs : C + D → A + B.

Plaçons nous dans le cas où seules les espèces A et B sont présentes dans le milieu réactionnel à l'état initial (comme c'est le cas dans l'exemple du point précédent) :

Plus le temps passe, plus les concentrations en A et B diminuent et donc plus la vitesse de la réaction aller (notée $\mathbf{v_{aller}}$) diminue (cf. chapitre 9 pour la définition de la vitesse d'une réaction chimique).

En revanche, la vitesse de la réaction retour (notée $\mathbf{v_{retour}}$) est nulle à l'instant initial (car C et D ne sont pas présentes) puis augmente progressivement à mesure que les concentrations en C et D augmentent elles aussi.

Tant que $\mathbf{v_{aller}} > \mathbf{v_{retour}}$, les concentrations en A et B continuent à décroitre et celles en C et D à croitre, et lorsque $\mathbf{v_{retour}}$ devient égale à $\mathbf{v_{aller}}$ les concentrations en A, B, C et D cessent d'évoluer. L'état d'équilibre est atteint.

# 7.2. Lien entre cinétique et équilibre chimique

## 94. Simplification

Une réaction chimique symbolisée par l'équation bilan A + B = C + D cache souvent un mécanisme réactionnel complexe, fait de nombreux actes élémentaires (cf. chapitre 9 pour les notions de mécanisme réactionnel et d'acte élémentaire). Néanmoins, nous allons simplifier son étude en supposant que la réaction considérée est constituée :

D'un seul acte élémentaire à l'aller représenté par A + B → C + D qui signifie qu'une seule collision entre A et B suffit à produire C et D.

D'un seul acte élémentaire au retour C + D → A + B qui signifie qu'une seule collision entre C et D suffit à produire A et B.

## 95. Equilibre et vitesse des actes élémentaires

Dans ce cas, on peut montrer (hors programme) que la vitesse des deux actes élémentaires s'écrit de la manière suivante :

$v_{aller} = k_{aller} * [A] * [B]$ où $k_{aller}$ est la constante de vitesse de l'aller.

$v_{retour} = k_{retour} * [C] * [D]$ où $k_{retour}$ est la constante de vitesse du retour.

Ces relations sont valables à n'importe quel instant, que ce soit au début de la réaction, à la fin ou à n'importe quel instant intermédiaire. [A], [B], [C] et [D] représentent donc les concentrations à n'importe quel instant.

On sait que cette réaction ne se termine pas lors de la disparition d'un des réactifs, mais lorsque qu'un **état d'équilibre** est atteint. D'un point de vue de la cinétique des actes élémentaires, cela signifie que :

Les réactifs (A et B) disparaissent aussi vite (aller) qu'ils réapparaissent (retour).

C'est-à-dire que : $v_{aller} = v_{retour}$ d'où $k_{aller} * [A]_{EQ} * [B]_{EQ} = k_{retour} * [C]_{EQ} * [D]_{EQ}$

Et donc : $$\frac{k_{aller}}{k_{retour}} = \frac{[C]_{EQ} * [D]_{EQ}}{[A]_{EQ} * [B]_{EQ}}$$

Ici, $[A]_{EQ}$, $[B]_{EQ}$, $[C]_{EQ}$ et $[D]_{EQ}$ ne représentent pas les concentrations à n'importe quel instant, mais seulement partir du moment où l'état d'équilibre est atteint.

L'expression « constante » de vitesse pour $k_{aller}$ et $k_{retour}$ signifie que $k_{aller}$ et $k_{retour}$ sont indépendantes des quantités (i.e. des concentrations) des espèces chimiques A, B, C et D ($k_{aller}$ et $k_{retour}$ sont « constantes » vis-à-vis de toute variation des concentrations et A, B, C ou D.

Ainsi, l'égalité $\frac{k_{aller}}{k_{retour}} = \frac{[C]_{EQ} * [D]_{EQ}}{[A]_{EQ} * [B]_{EQ}}$ signifie que le quotient est $\frac{[C]_{EQ} * [D]_{EQ}}{[A]_{EQ} * [B]_{EQ}}$ indépendant des concentrations des espèces A, B C et D.

Pour le dire autrement $\frac{[C]_{EQ} * [D]_{EQ}}{[A]_{EQ} * [B]_{EQ}}$ a toujours la même valeur, quelles que soient les conditions initiales, c'est-à-dire les concentrations initiales en A, B, C et D.

Bilan : Dans le cadre de la simplification exposée plus haut, la cinétique chimique permet d'expliquer l'existence de la réaction équilibrée de bilan A + B = C + D et de définir une constante appelée **constante d'équilibre** (notée K) indépendante des concentrations en A, B, C ou D notée K telle que :

$$K = \frac{k_{aller}}{k_{retour}}$$ On peut alors écrire : $$K = \frac{[C]_{EQ} * [D]_{EQ}}{[A]_{EQ} * [B]_{EQ}}$$

# 7.3. Evolution spontanée

## 96. Quotient de réaction

Ce qui a été établi précédemment est à présent généralisé à toute réaction chimique équilibrée quel que soit son mécanisme réactionnel, c'est-à-dire sans faire la moindre hypothèse quant à son mécanisme réactionnel.

On considère une réaction dont le bilan s'écrit : aA + bB = cC + dD

A, B : les réactifs
C, D : les produits
a, b, c, d : les coefficients stœchiométriques

Définition : Le quotient de réaction est défini par :

$$Q_r = \frac{\left(\frac{[C]}{C^0}\right)^c * \left(\frac{[D]}{C^0}\right)^d}{\left(\frac{[A]}{C^0}\right)^a * \left(\frac{[B]}{C^0}\right)^b}$$

($C^0$ : concentration standard de référence dont la valeur vaut exactement 1 $mol.L^{-1}$)

Remarque : Si une espèce X est un solide ou le solvant, il faut remplacer $\left(\frac{[X]_{EQ}}{C^0}\right)^x$ par 1 dans la formule.

Exercice : On dispose d'une solution aqueuse de volume V contenant de l'acide acétique ($CH_3COOH$) à la concentration $C_A = 1{,}0\ 10^{-2}$ mol $.L^{-1}$. Le pH de cette solution vaut pH = 3,4. Car une réaction se produit entre l'eau et l'acide acétique (cf. exercices 1 et 2 au début de ce chapitre) :

$$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$$

1°/ Déterminer la valeur de $Q_r$ en début de réaction.
2°/ Utiliser un tableau d'avancement pour établir les expressions littérales de $[CH_3COOH]_{EQ}$, $[CH_3COO^-]_{EQ}$ et $[H_3O^+]_{EQ}$ en fonction de $C_A$, $x_{EQ}$ (l'avancement à l'équilibre) et V.
3°/ Déterminer à l'aide du pH la valeur de $[H_3O^+]_{EQ}$.
4°/ Déduire de 2°/ et 3°/ les valeurs de $[CH_3COOH]_{EQ}$ et $[CH_3COO^-]_{EQ}$.
En déduire la valeur de $Q_r$ à l'état d'équilibre.

## 97. Constante d'équilibre

Lorsque la réaction de bilan aA + bB = cC + dD a atteint son état d'équilibre, les concentrations des réactifs et des produits cessent d'évoluer.

La valeur atteinte par $Q_r$ se note K et s'appelle la **constante d'équilibre** de la réaction :

$$K = \frac{\left(\frac{[C]_{EQ}}{C^0}\right)^c * \left(\frac{[D]_{EQ}}{C^0}\right)^d}{\left(\frac{[A]_{EQ}}{C^0}\right)^a * \left(\frac{[B]_{EQ}}{C^0}\right)^b}$$

Propriétés : K est indépendante des concentrations initiales des réactifs et des produits.
K dépend de la température : elle est donc souvent notée K(T).

Remarque : Une transformation chimique équilibrée étant l'association de deux réactions opposées, elle peut également s'écrire cC + dD = aA + bB
Dans ce cas : Le quotient de réaction devient $Q_r' = 1/Q_r$.
La constante d'équilibre vaut K' = 1/K.

Exercice 1 : Montrer que $Q_r' = 1/Q_r$ et K' = 1/K

Exercice 2 : On considère une solution aqueuse de volume V = 100 mL contenant à l'état initiales quantités de matière suivantes : $n(HF) = n(NH_3) = 1,0 * 10^{-3}$ mol
et $n(F^-) = n(NH_4^+) = 0$ mol
La réaction $HF + NH_3 = F^- + NH_4^+$ se produit (constante d'équilibre $K_1 = 1,0 * 10^6$).
1°/ Montrer que $[NH_4^+]_{EQ} = [F^-]_{EQ}$ et que $[HF]_{EQ} = [NH_3]_{EQ}$.
2°/ Montrer que $[NH_4^+]_{EQ}/[NH_3]_{EQ} = 1,0 * 10^3$.
3°/ Reste-t-il beaucoup de réactifs par rapport aux quantités initiales ?

Exercice 3 : On considère une solution aqueuse de volume V = 100 mL contenant à l'état initiales quantités de matière suivantes : $n(CH_3CH_2OH) = n(C_6H_5NH_2) = 1,0 * 10^{-3}$ mol
et $n(CH_3CH_2O^-) = n(C_6H_5NH_3^+) = 0$ mol
La réaction $CH_3CH_2OH + C_6H_5NH_2 = CH_3CH_2O^- + C_6H_5NH_3^+$ se produit ($K_2 = 4,0 * 10^{-12}$).
1°/ Montrer que $[CH_3CH_2O^-]_{EQ}/[CH_3CH_2OH]_{EQ} = 2,0 * 10^{-6}$.
2°/ Reste-t-il beaucoup de réactifs par rapport aux quantités initiales ?

Bilan : Plus la constante d'équilibre est élevée, plus la proportion des produits dans l'état d'équilibre est faible. Ainsi, une réaction dont la constante d'équilibre est très grande peut être considérée comme (quasi) totale). A l'inverse, une réaction dont la constante d'équilibre est très faible peut être considérée comme inexistante, c'est-à-dire comme une réaction qui n'a pas lieu.

Exercice du manuel : 43 p 151 (connaissance de la loi de Kohlrausch nécessaire : cf. 12.1).

## 98. Critère d'évolution spontanée

Considérons un système chimique siège de la transformation chimique équilibrée :
Représentée par l'équation : aA + bB = cC + dD dont la constante d'équilibre vaut K.

Si $Q_r \neq K$, le système est hors de son état d'équilibre. La réaction chimique qui déroule alors est celle qui permet de modifier $Q_r$ afin qu'il devienne égal à K :
Si $Q_r < K$ la réaction chimique se déroule dans son sens aller : aA + bB = cC + dD
Si $Q_r > K$ la réaction chimique se déroule dans son sens retour : cC + dD = aA + bB

Exercice 1 : On fabrique une solution aqueuse de volume V contenant de l'acide acétique ($CH_3COOH$) à la concentration $C_A = 1,0\ 10^{-2}$ mol .L$^{-1}$. Elle est le siège de la réaction de bilan : $CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$. On repère par t = 0 l'instant auquel la réaction démarre.
1°/ Déterminer la valeur de $Q_r$ à l'instant t = 0
2°/ Dans quel sens le système chimique évolue-t-il ?
3°/ Montrer que la réponse à la question 2°/ est cohérente avec la mesure du pH = 3,4.

Exercice 2 :
On prélève : 15,0 mL d'une solution aqueuse d'acide formique (HCOOH) de concentration $C_1 = 2,0 * 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$
25,0 mL d'une solution aqueuse d'ion éthanoate ($CH_3COO^-$) de concentration $C_2 = 1,0 * 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$.
On verse ces deux solutions dans un même bécher. L'instant initial (t = 0) est pris juste après cette opération. Le système chimique est le siège de la transformation chimique suivante :
$HCOOH + CH_3COO^- = HCOO^- + CH_3COOH$ de constante d'équilibre K = 10.
Hypothèse : On considère qu'aucune réaction chimique n'a eu lieu dans la solution 1 entre l'acide formique et l'eau ni dans la solution 2 entre les ions éthanoate et l'eau.
1°/ Calculer les quantités de matière puis les concentrations initiales.
2°/ Calculer la valeur initiale de $Q_r$. En déduire le sens spontané d'évolution du système chimique.
3°/ BONUS Déterminer la valeur des concentrations de toutes les espèces chimiques à l'état d'équilibre.

Exercice 3 :
On prélève : 15,0 mL d'une solution aqueuse d'acide formique (HCOOH) de concentration $C_1 = 2,0 * 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$
25,0 mL d'une solution aqueuse d'ion éthanoate ($CH_3COO^-$) de concentration $C_2 = 1,0 * 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$.
10,0 mL d'une solution aqueuse d'ion formiate ($HCOO^-$) de concentration $C_3 = 2,5 * 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$
20,0 mL d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque ($CH_3COOH$) de concentration $C_4 = 4,0 * 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$
On verse ces quatre solutions dans un même bécher. Le système chimique est le siège de la transformation chimique suivante :
$HCOOH + CH_3COO^- = HCOO^- + CH_3COOH$ de constante d'équilibre K = 10.
Hypothèse : On considère qu'aucune réaction chimique n'a eu lieu dans la solution 1 entre l'acide formique et l'eau, ni dans la solution 2 entre les ions éthanoate et l'eau, ni dans la solution 3 entre le formiate ni l'eau et dans la solution 4 entre l'acide éthanoïque et l'eau.

1°/ Calculer les quantités de matière puis les concentrations initiales.
2°/ Calculer la valeur initiale de $Q_r$. En déduire le sens spontané d'évolution du système chimique.
3°/ BONUS Déterminer la valeur des concentrations de toutes les espèces chimiques à l'état d'équilibre.

Exercices BAC (cinétique et équilibre) : Antilles Septembre 2006 (1.1, et parties 3 et 4)

## 99. Taux d'avancement final

Définitions : Le taux d'avancement d'une réaction chimique est défini par $\tau = x/x_{max}$.
x : avancement à un instant quelconque.
$x_{MAX}$ : avancement en fin de réaction (pour une réaction totale).

Le taux d'avancement final est défini par : $\tau_{FIN} = \dfrac{x_{FIN}}{x_{MAX}}$

Une réaction est dite totale lorsque $\tau_{FINAL} = 1$. (car alors $x_{FIN} = x_{MAX}$).
Une réaction est dite équilibrée (non totale) lorsque $\tau_{FINAL} < 1$. (car alors $x_{FIN} = x_{EQ}$).
Où $x_{EQ}$ est l'avancement à lorsque l'état d'équilibre est atteint

Exercice : Reprendre l'exercice 2 du point précédent « critère d'évolution spontanée » et calculer le taux d'avancement final de la réaction.

Remarque : Contrairement à la constante d'équilibre K, le taux d'avancement final dépend des conditions initiales de la réaction.

## 100. Réaction d'oxydo-réduction spontanée

On verse de la poudre de Zinc (Zn : métal gris) dans une solution aqueuse (de couleur bleue) de sulfate de cuivre ($Cu^{2+}_{(aq)}$, $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$).

Observations :

La température de la solution augmente.
La coloration bleue de la solution disparaît progressivement.
Un solide orangé apparaît au fond du récipient.

Remarque : A 20 °C, la réaction qui s'est produite a une constante d'équilibre $K = 1,9 * 10^{37}$.

Exercice : 1°/ Ecrire l'équation bilan de la réaction qui s'est produite.
2°/ Ecrire l'expression littérale de K.
3°/ La réaction est-elle exothermique, endothermique ou athermique ?
4°/ Lorsqu'on verse de la poudre de Cuivre dans une solution de sulfate de Zinc, rien ne se passe. Expliquer cette observation.

Données Couples rédox : $Cu^{2+}/Cu$ $Zn^{2+}/Zn$

Propriété : Soient deux couples rédox $Ox_1/Red_1$ et $Ox_2/Red_2$. Deux réactions rédox sont théoriquement possibles à partir de ces deux couples :

$Ox_1$ sur $Red_2$ ET $Red_1$ sur $Ox_2$.

Cependant, une seule de ces deux réactions peut se faire spontanément car la constante d'équilibre de la réaction inverse est extrêmement petite.

Exemple 1 :

Entre les couples $Fe^{3+}/Fe^{2+}$ et $Ce^{4+}/Ce^{3+}$ il y a à priori deux réactions possibles.
Réaction spontanée : $Fe^{2+}_{(aq)} + Ce^{4+}_{(aq)} = Fe^{3+}_{(aq)} + Ce^{3+}_{(aq)}$ $K = 2,2 * 10^{11}$
Réaction qui n'a pas lieu : $Fe^{3+}_{(aq)} + Ce^{3+}_{(aq)} = Fe^{2+}_{(aq)} + Ce^{4+}_{(aq)}$ $K' = 4,5 * 10^{-12}$

Exemple 2 :

Entre les couples $Cr^{3+}/Cr^{2+}$ et $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$ il y a à priori deux réactions possibles.
Réaction spontanée : $S_4O_6^{2-}{}_{(aq)} + 2\ Cr^{2+}_{(aq)} = 2\ S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + 2\ Cr^{3+}_{(aq)}$ $K = 4,0 * 10^{22}$
Réaction qui n'a pas lieu : $2\ S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + 2\ Cr^{3+}_{(aq)} = S_4O_6^{2-}{}_{(aq)} + 2\ Cr^{2+}_{(aq)}$ $K' = 2,5 * 10^{-23}$

# 7.4. La pile électrochimique

## 101. Dispositif expérimental

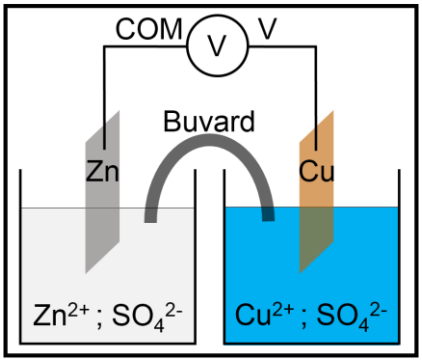
Le dispositif représenté ci-contre est constitué :

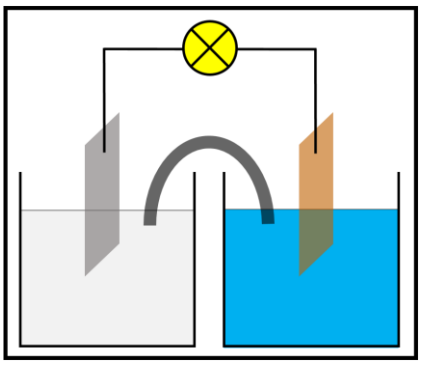
A gauche d'un bécher contenant une solution aqueuse de sulfate de zinc ($Zn^{2+}$ ; $SO_4^{2-}$) dans laquelle plonge une plaque de zinc solide (Zn).

A droite d'un bécher contenant une solution aqueuse de sulfate de cuivre ($Cu^{2+}$ ; $SO_4^{2-}$) dans laquelle plonge une plaque de cuivre solide (Cu).

D'un morceau de papier buvard imbibé d'une solution de chlorure de sodium ($Na^+$ ; $Cl^-$) plongeant dans les deux solutions à la fois.

D'un voltmètre.

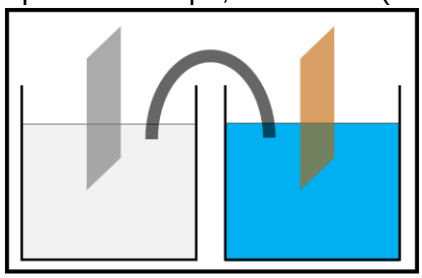


Observations :

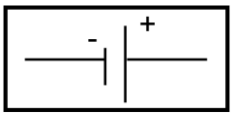
Le voltmètre affiche une tension électrique : U = + 1,1 V.

Si on remplace le voltmètre par une lampe, elle brille (cf. schéma à gauche).



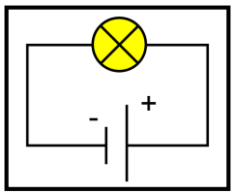
Bilan :

Le dispositif représenté à droite produit une tension électrique et fournit de l'énergie électrique à un récepteur (la lampe) lorsqu'il lui est connecté.




Ce dispositif se comporte donc comme une pile électrique et se représente par conséquent par le schéma ci-contre à gauche.

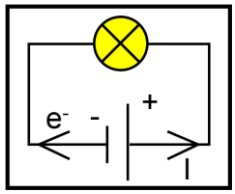
Compte tenu du signe positif de la tension électrique mesurée par le voltmètre, son association avec la lampe est représentée par le circuit électrique schématisé ci-contre à droite.




Définition : Ce dispositif s'appelle la **pile Daniell**.

## 102. Principe de fonctionnement

Lorsqu'une pile est associée à un récepteur, elle lui fournit de l'énergie électrique en faisant circuler des électrons à travers le circuit. Les électrons circulent du pôle négatif de la pile vers le pôle positif (cf. schéma) et le courant électrique positif (d'intensité I) circule dans l'autre sens.




Expliquons comment la pile Daniell parvient à produire une circulation d'électrons à travers la lampe.

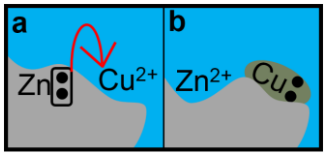
Le dernier exercice de la section 7.3, traite de la réaction électrochimique suivante :

$$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} = Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$$

Si on plonge un morceau de Zinc solide (en gris sur le schéma) dans une solution aqueuse (en bleu sur le schéma) de sulfate de Cuivre ($Cu^{2+}$ ; $SO_4^{2-}$) une réaction de transfert d'électrons a lieu où :

Zn donne deux électrons et devient $Zn^{2+}$ : $Zn = Zn^{2+} + 2e^-$

$Cu^{2+}$ prend ces électrons et devient Cu : $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

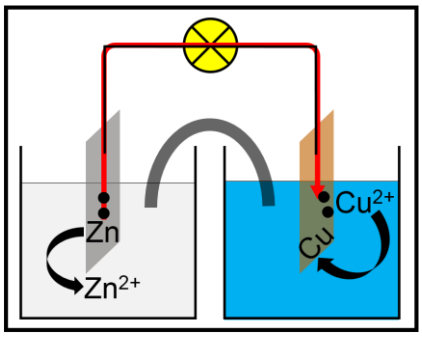



L'échange des deux électrons se fait à l'interface du morceau de Zinc et de la solution entre un atome Zn et un ion $Cu^{2+}$ (schéma a). L'ion $Zn^{2+}$ formé est dissout dans la solution, et l'atome Cu formé se dépose à la surface du morceau de Zinc (schéma b).

Dans la pile Daniell, le même transfert d'électrons a lieu :

Zn cède deux électrons pour devenir $Zn^{2+}$

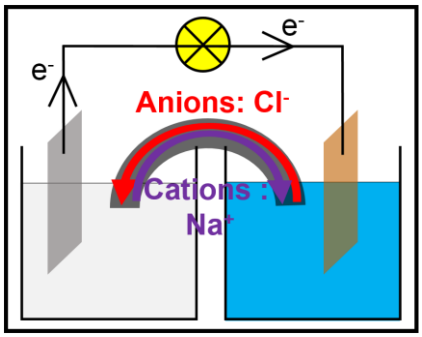
$Cu^{2+}$ capte ces électrons et devient Cu.




Mais dans ce dispositif, les atomes Zn n'étant pas en contact avec les ions $Cu^{2+}$, les deux électrons ne peuvent pas être transférés directement d'un atome Zn à un ion $Cu^{2+}$. Ils empruntent alors un autre chemin à travers les fils électriques qui relient les deux plaques métalliques :

Dans le compartiment de gauche, un atome Zn cède deux électrons à la plaque métallique (Zinc) d'où ils partent circuler à travers les fils électriques du circuit. L'atome Zn se transforme en ions $Zn^{2+}$ qui part dans la solution.

Au même instant à l'autre bout du circuit dans le compartiment de droite, à l'interface entre la solution et la plaque métallique, deux autres électrons sont captés par un ion $Cu^{2+}$ qui se transforme en un atome Cu qui se dépose à la surface de la plaque métallique.




Au fur et à mesure que la pile Daniell fonctionne des ions $Zn^{2+}$ s'accumulent dans la solution du compartiment de gauche et des ions $Cu^{2+}$ disparaissent de celle de droite. Or une solution aqueuse doit en toutes circonstances demeurer électriquement neutre. Le rôle du papier buvard est de permettre à l'électroneutralité des deux solutions d'être maintenue :

Les anions ($Cl^-$ dans notre dispositif) migrent vers le compartiment de gauche. Ils compensent l'augmentation des charges positives dues à la production d'ions $Zn^{2+}$.

Les cations ($Na^+$ dans notre dispositif) migrent vers le compartiment de droite. Ils compensent la diminution des charges positives dues à la disparition d'ions $Cu^{2+}$.

<u>Généralisation</u> : Une **pile électrochimique** est un dispositif dans lequel un oxydant ($Cu^{2+}$ dans l'exemple de la pile Daniell) et un réducteur (Zn dans l'exemple de la pile Daniell) susceptibles de réagir ensemble de manière spontanée sont séparés de sorte que les électrons donnés par le réducteur à l'oxydant soient contraints de circuler à travers un circuit électrique.

## 103. Energie mise en jeu

La circulation des électrons à travers le circuit s'accompagne d'une circulation d'énergie électrique que le récepteur (ici la lampe) consomme (c'est-à-dire transforme en une autre forme d'énergie). Cette énergie électrique est produite par la pile car la réaction électrochimique qui s'y déroule se fait spontanément, c'est-à-dire possède une grande constante d'équilibre ($K = 1,9 * 10^{37}$).

Or un processus est qualifié de « spontané » si d'un point de vue énergétique la situation finale produite à la fin de ce processus est plus stable que la situation initiale. Par exemple, si on lâche un sac de sable depuis le sommet de la tour Eiffel, il tombe puis s'immobilise au sol. Le sac de sable est plus stable au sol qu'il ne l'était initialement car son énergie y est plus faible. A l'issue de la chute, de l'énergie a été libérée sous diverses formes (bruit au moment de l'impact, destruction du sol ou du sac lui-même, etc...).

De même, une réaction chimique est spontanée si les produits formés par la réaction sont plus stables que les réactifs et donc si la réaction s'accompagne d'une libération d'énergie (exemple : une réaction exothermique). Dans le cas d'une pile électrochimique l'énergie libérée par la réaction circule sous la forme d'énergie électrique à travers le circuit où elle transformée en une autre forme d'énergie par le dipôle récepteur.

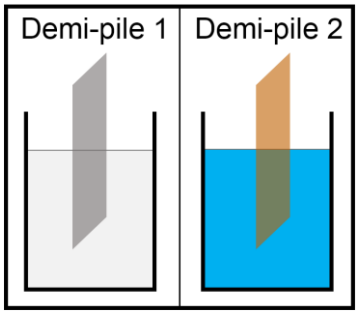
## 104. Récapitulatif, bilan et définitions

Au cours du fonctionnement d'une pile électrochimique une réaction d'oxydation a lieu dans un compartiment et une réaction de réduction dans l'autre compartiment. Dans le cas de la pile Daniell :

Le compartiment de gauche est le siège de l'oxydation : $Zn = Zn^{2+} + 2e^-$

Le compartiment de droite est le siège de la réduction : $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

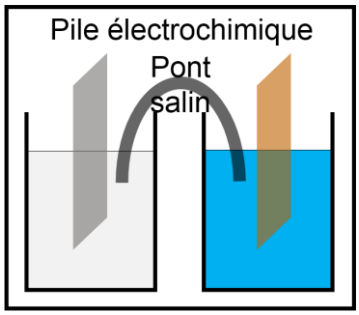
Le compartiment où se déroule l'oxydation s'appelle le compartiment **anodique** et celui où se déroule la réduction le compartiment **cathodique**.




Chaque compartiment (également appelé **demi-pile**) est constitué :

De l'électrode conductrice du courant électrique. L'électrode du compartiment anodique s'appelle l'**anode**, et celle du compartiment cathodique s'appelle la **cathode**.

De la solution dans laquelle est plongée l'électrode.




Le **pont salin** est le dispositif qui relie les deux demi-piles. Il contient de nombreux ions dissous en solution aqueuse, choisis de sorte qu'ils ne réagissent pas avec les espèces chimiques constituant les demi-piles.

Une **pile électrochimique** est constituée de deux demi-piles reliées par un pont salin.

Au cours du fonctionnement d'une pile électrochimique, la circulation du courant électrique est assurée par les **porteurs de charges** suivants :

Les électrons dans les fils électriques.

Les ions dans les solutions (inclus le pont salin).

Vocabulaire : Une pile est dite électrochimique car :

Elle fournit de l'énergie électrique (d'où « pile »).

L'énergie est produite grâce à des réactions chimiques de transfert d'électrons (d'où « électrochimique »).

Ecriture symbolique d'une pile électrochimique :

A gauche (en bleu) les informations relatives au compartiment anodique (le « pole - »).

A droite (en rouge) celles relatives aux compartiment cathodique (le « pole + »).

**Anode/Réducteur$_1$/Oxydant$_1$ ‖ Oxydant$_2$/Réducteur$_2$/Cathode**

Si l'électrode est également le réducteur d'un des couples (ici le réducteur du couple du compartiment cathodique), on n'indique que le réducteur et pas l'électrode.

Anode/Réducteur$_1$/Oxydant$_1$ ‖ Oxydant$_2$/Réducteur$_2$

Illustration avec la pile Daniell :

Dans le compartiment anodique l'anode est la plaque de Zinc (Zn) qui joue également le rôle de réducteur, et l'oxydant est $Zn^{2+}$.

Dans le compartiment cathodique l'oxydant est $Cu^{2+}$ et le réducteur Cu. La cathode peut-être en Cuivre (comme c'est le cas dans notre exemple), mais aussi en un autre conducteur (par exemple du platine Pt) car la matière qui constitue cette électrode n'est que le support où se déroule la réaction d'oxydation mais n'y participe pas en tant que réactif.

L'écriture symbolique de la pile Daniell est donc : $Zn/Zn^{2+} \| Cu^{2+}/Cu$

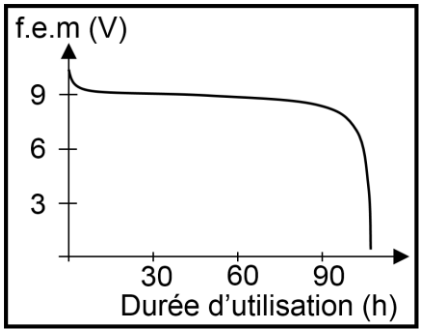
ou $Zn/Zn^{2+} \| Cu^{2+}/Cu/Pt$

Exercice : Représenter le schéma des deux demi-piles de la pile $Pt/Fe^{2+}/Fe^{3+} \| Cu^{2+}/Cu$.

## 105. Usure et capacité électrique d'une pile

Une pile idéale délivre une f.e.m (force électromotrice, c'est-à-dire tension électrique à vide) constante au cours du temps. Cependant, elle ne contient qu'une quantité finie d'énergie si bien qu'au bout d'un certain temps d'utilisation, elle ne contient plus d'énergie : sa f.e.m chute alors brutalement à zéro.

On donne ci-contre une idée de l'allure de la fem d'une pile en fonction de sa durée d'utilisation.




Définition : La **capacité** d'une pile est la quantité de charge électrique qu'elle peut fournir au circuit. Elle est souvent exprimée en A.h et non en C car cette unité permet de calculer facilement la durée de fonctionnement d'une pile, connaissant l'intensité du courant électrique qu'elle délivre.

Exercice 1 : 1°/ Montrer que l'unité A.h est homogène à une charge.
Exprimer 1A.h en C.
2°/ Une pile de montre a une capacité égale à 120 mA.h. Sachant qu'elle dure en moyenne 1 an lorsqu'elle alimente une montre, estimer l'intensité du courant électrique qui circule dans le circuit électrique d'alimentation de la montre.

Exercice 2 : Une pile Daniell est constituée de :
Compartiment anodique:
Une plaque zinc de 50 g
Un bécher contenant 100 mL d'une solution de sulfate de zinc de concentration $2,5 * 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$.
Compartiment cathodique :
Une plaque cuivre de 75 g
Un bécher contenant 150 mL d'une solution de sulfate de cuivre de concentration $5,0 * 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$.

En supposant que la pile s'arrête lorsqu'un des réactifs est épuisé, déterminer la capacité de cette pile.

Données : $M_{Cu}$ = 63,5 g.mol$^{-1}$ $M_{Zn}$ = 65,4 g.mol$^{-1}$ F = 96500 C.mol$^{-1}$

## 106. Oxydant et réducteurs usuels

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Oxydants : | Eau de javel | **$ClO^-_{(aq)}$**/$Cl^-_{(aq)}$ | | |
| | Dioxygène | **$O_2$**/$H_2O$ | | |
| | Dichlore | **$Cl_2$**/$Cl^-$ | | |
| Réducteurs : | Acide ascorbique | $C_6H_8O_6$/**$C_6H_8O_6$** | | |
| | Dihydrogène | $H^+$/**$H_2$** | | |
| | Métaux | $Fe^{2+}$/**Fe** | $Cr^{3+}$/**Cr** | $Ag^+$/**Ag** |

Remarque : les métaux du bloc s (Na, Mg, Li, etc…) perdent facilement l'électron ou les 2 électrons de leur couche s pour devenir des cations car cela leur permet d'acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus proche. Ce sont donc de bons réducteurs.

Illustration : $Na^+$/Na $Li^+$/Li $Mg^{2+}$/Mg

Exercices du manuel : 15, 20, 26, 30, 31, 35, 49 p 146.

# 7.5. L'électrolyseur : évolution forcée

## 107. Evolution spontanée

Exercice : Le cuivre métallique ($Cu_{(s)}$) réagit avec le dibrome ($Br_2$) contenu dans une solution aqueuse (appelée « eau de Brome »). La constante d'équilibre de la réaction vaut $K = 1,2 * 10^{25}$.

1°/ Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2°/ En déduire l'expression de la constante d'équilibre de la réaction en fonction des concentrations des diverses espèces en solution.

3°/ Ecrire l'équation bilan de la réaction inverse. En déduire la valeur K' de la constante d'équilibre de cette réaction inverse.

Si on verse une solution aqueuse contenant des ions bromures ($Br^-_{(aq)}$) dans une solution aqueuse contenant des ions cuivriques ($Cu^{2+}_{(aq)}$), observe-t-on une réaction chimique ?

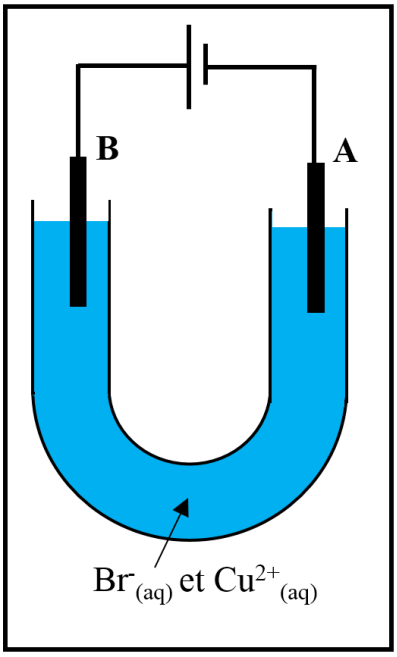
Données : couples rédox : $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ $Br_{2(aq)}/Br^-_{(aq)}$

Rappel : Certaines réactions électrochimiques ne se font pas de manière spontanée, parce que leur constante d'équilibre est trop faible.

## 108. Evolution forcée

Un tube en U est rempli d'une solution aqueuse contenant des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $Br^-_{(aq)}$. D'après les résultats de l'exercice précédent, nous savons qu'aucune réaction chimique ne va se produire (car la seule réaction possible $Cu^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)} = Cu_{(s)} + Br_{2(aq)}$ a une constante d'équilibre très faible).

Deux électrodes de graphite sont introduites des deux côtés du tube en U et reliées à un générateur de courant électrique (cf. schéma ci-contre) qui impose une tension électrique.




On observe un dépôt de cuivre métallique ($Cu_{(s)}$) sur l'électrode A et une coloration rouge sombre au voisinage de l'électrode B due à la formation de dibrome ($Br_{2(aq)}$).

Exercice 1 :

1°/ Quel est le sens du courant électrique délivré par la pile ?

En déduire le sens de circulation des électrons dans le circuit électrique.

2°/ En déduire les réactions électrochimiques qui se produisent aux électrodes A et B. Votre réponse est-elle cohérente avec les observations ?

3°/ Au cours de cette expérience, identifier les porteurs de charge dans les fils électriques et au sein de la solution ?

Bilan : L'apport d'énergie électrique par un générateur de courant a permis de FORCER la réaction $Cu^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)} = Cu_{(s)} + Br_{2(aq)}$ à se produire.

Définitions : L'**électrolyseur** est un dispositif expérimental permettant de forcer des réactions électrochimique de faible constante d'équilibre à se faire.

L'électrode où se déroule la réduction est appelée la **cathode**.

L'électrode où se déroule l'oxydation est appelée l'**anode**.

Exercice 2 : L'électrolyse présentée à la page précédente dure en tout 25 h. L'intensité du courant électrique a été maintenue constante pendant toute la durée de l'électrolyse à une valeur I = 40 mA.

1°/ Déterminer la charge totale ayant circulé pendant l'électrolyse.

2°/ En déduire les quantités de matière de $Cu_{(s)}$ et de $Br_{2(aq)}$ formées pendant l'électrolyse.

3°/ Quelle est la masse de Cuivre métallique déposée sur l'électrode A ?

Données : $M_{Cu}$ = 63,5 g.mol$^{-1}$ F = 96500 C.mol$^{-1}$

## 109. Exemples

L'électrolyse est utilisée pour de nombreuses applications :

Dépôt de couches métalliques (Or, Argent, Chrome, etc…) fines à la surface de divers objets : exercice 30 p 194

Préparation de divers gaz (dihydrogène, dichlore, etc…) : exercice 21 p 193

Préparation ou purification de métaux.

## 110. Energie chimique

Rappel (1-SPE) :

Lors d'une réaction chimique des liaisons chimiques sont rompues et d'autres sont formées.

La rupture d'une liaison covalente nécessite un apport extérieur d'énergie.

A l'inverse, la formation d'une liaison covalente libère de l'énergie vers l'extérieur.

Ainsi, certaines réactions chimiques libèrent de l'énergie (la combustion par exemple libère de l'énergie thermique et lumineuse) et d'autres nécessitent un apport extérieur d'énergie.

Définition : On appelle **énergie chimique** la quantité d'énergie stockée dans des espèces chimiques qui est susceptible d'être libérée lors d'une réaction chimique entre ces espèces. Lorsque la réaction chimique se déroule, cette énergie chimique est convertie en d'autres formes d'énergie.

**Types** de conversion possibles à partir d'énergie chimique :

Energie chimique → thermique (exemple : la combustion)
Energie chimique → électrique (exemple : la pile électrique)
Energie chimique → lumineuse (exemple : la combustion)
Etc…

## 111. Stockage et conversion d'énergie chimique

Définition :

Un **accumulateur électrique** est un dispositif dans lequel une réaction électrochimique réversible peut se dérouler :

Lorsque la réaction se déroule dans son sens spontané, l'accumulateur se comporte comme une pile : l'énergie chimique stockée dans l'accumulateur est convertie en énergie électrique.

Lorsque la réaction se déroule dans le sens opposé, le dispositif se comporte comme un électrolyseur (récepteur). Il est connecté à un générateur de courant électrique afin de pouvoir forcer l'évolution de la réaction chimique dans le sens opposé (non spontané). De l'énergie électrique (délivrée par le générateur) est transformée en énergie chimique. Lorsque cette opération est terminée, l'accumulateur est dit « chargé ». Il stocke de l'énergie chimique.

Exercice 1 : Donner un autre exemple de stockage d'énergie (non chimique) susceptible d'être convertie en énergie électrique.

Entraînement : 38 p 197

Exercice 2 : La photosynthèse est un processus biologique permettant de transformer le dioxyde de carbone de l'atmosphère en matière organique. Ainsi, des organismes chlorophylliens convertissent du dioxyde de carbone ($CO_2$) et de l'eau ($H_2O$) en glucose ($C_6H_{12}O_6$) et dioxygène ($O_2$).

1°/ Déterminer l'équation bilan de la réaction de photosynthèse.

2°/ La réaction inverse (dont vous écrirez l'équation bilan) peut décrire la combustion du glucose dans l'air. Cette réaction chimique dégage-t-elle de l'énergie ? Si oui, décrire le type de conversion d'énergie qui se produit lors de cette combustion.

3°/ En déduire le type de conversion d'énergie qui se produit lors de la photosynthèse.

Couples rédox : $CO_{2(g)}/C_6H_{12}O_{6(aq)}$ $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$

## 112. Enjeux sociétaux du stockage de l'énergie chimique

Des enjeux sociétaux sont associés au stockage et à la conversion d'énergie chimique.

Illustration :

Les **biocarburants** sont des espèces chimiques (éthanol, etc…) dont la formation a pour point de départ la photosynthèse. Le dioxyde de carbone qu'ils libèrent lors de leur utilisation en tant que carburant peut être « recyclé » lors de processus photosynthétiques ultérieurs. Le processus de formation des plantes (la culture de ces plantes) dont on extrait le biocarburant consomme le $CO_2$ que leur combustion future va libérer. Ainsi, leur utilisation n'augmente pas (contrairement aux carburants fossiles) la quantité globale de $CO_2$ dans l'atmosphère. Cependant, leur fabrication mobilise des terres agricoles qui ne peuvent plus dès lors être utilisées pour produire des denrées destinées à l'alimentation des êtres humains.

# 8. Transferts de protons

## 8.1. Réaction acide-base

### 113. Définitions

Un **acide de Brönsted** est une espèce capable de céder un ion $H^+$. On le note souvent AH.
Une **base de Brönsted** est une espèce capable de capter un ion $H^+$. On la note souvent $A^-$

Illustration :

$CH_3COOH$ est un acide de Brönsted car il est capable de céder un $H^+$ pour se transformer en $CH_3COO^-$.

$NH_3$ est une base de Brönsted car il est capable de capter un $H^+$ pour se transformer en $NH_4^+$.

Lorsqu'un acide (AH) cède un ion $H^+$, il se transforme en $A^-$, qui est une base :

AH et $A^-$ forment un **couple acide-base**.
AH est **l'acide conjugué** de $A^-$
$A^-$ est la **base conjuguée** de AH.
Un couple acide-base s'écrit toujours dans cet ordre : Acide/Base (c'est-à-dire AH/$A^-$)

Illustration :

Lorsque $CH_3COOH$ cède un ions $H^+$ il se transforme en $CH_3COO^-$ qui est une base de Brönsted. En effet, $CH_3COO^-$ est capable de capter un $H^+$ pour se transformer en $CH_3COOH$.
$CH_3COOH$ et $CH_3COO^-$ forment un couple acide base : $CH_3COOH/CH_3COO^-$
$CH_3COOH$ est l'acide conjugué de $CH_3COO^-$
$CH_3COO^-$ est la base conjuguée de $CH_3COOH$

Une **réaction acide-base** est l'échange d'un ion $H^+$ entre un acide et une base provenant de deux couples acido-basiques différents :

$$AH + B^- = A^- + BH$$

Les couples mis en jeu sont: $AH/A^-$ et $BH/B^-$

Illustration : $CH_3COOH + NH_3 = CH_3COO^- + NH_4^+$

Les couples mis en jeu sont : $CH_3COOH/CH_3COO^-$ et $NH_4^+/NH_3$

Le **pH** d'une solution aqueuse diluée (c'est-à-dire dont la concentration en $H_3O^+$ est inférieure à 0,1 $mol.L^{-1}$) est défini par :

$$pH = - Log ([H_3O^+]_{EQ}/c^0)$$

($c^0$ : concentration standard de référence dont la valeur vaut exactement 1 $mol.L^{-1}$)

Exercice :

1°/ Calculer le pH d'une solution aqueuse pour laquelle $[H_3O^+]_{EQ} = 2,5 * 10^{-4}$ $mol.L^{-1}$.

2°/ Calculer la valeur de $[H_3O^+]_{EQ}$ d'une solution aqueuse pour laquelle pH = 5,3.

Remarques : $H_3O^+$ est appelé ion **oxonium**. Il est la forme dans laquelle se trouve $H^+$ lorsqu'il est dissout dans de l'eau.

On mesure le pH d'une solution à l'aide d'un pH mètre.

**TP**

Mesure du pH de solutions diluées

## 114. Quelques couples acide-base

Couple de l'acide carbonique : Le dioxyde de carbone ($CO_2$) se dissout très bien dans l'eau. Associé à une molécule d'eau il forme un acide ($H_2CO_3$) appelé acide carbonique. Le couple acide-base de ce couple s'écrit :

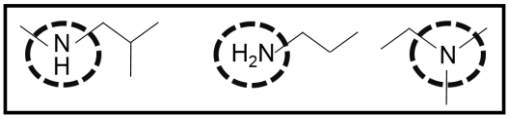
$H_2CO_3/HCO_3^-$ OU $CO_2/HCO_3^-$

Couple d'un acide carboxylique :

Exercice 1 :
1°/ Donner la formule topologique, la formule semi développée et la formule de Lewis de l'acide propanoïque.
2°/ En déduire celles de sa base conjuguée (l'ion propanoate).
3°/ Ecrire le couple acide base où l'acide propanoïque est l'acide.

Vocabulaire : La base conjuguée d'un acide carboxylique est un **ion carboxylate**.

Couple d'une amine : Une amine est une molécule dont le type sera étudié plus tard (dans le cours de chimie organique). Elle est constituée d'une chaîne carbonée sur laquelle se greffe un groupement dont l'atome central est N.




Exercice 2 : 1°/ Représenter la formule de Lewis de la molécule centrale (ci-dessus).
2°/ Sachant que cette molécule est une base de Brönsted, représenter son acide conjugué.

## 115. Couples de l'eau

Les solutions acides ou basiques qui sont étudiées dans ce cours sont des solutions aqueuses. Cela signifie que le solvant de ces solutions est l'eau ($H_2O$). Or, l'eau possède la caractéristique d'être un **amphotère** (ou **ampholyte**), c'est-à-dire une espèce qui est à la fois un acide et une base.

En effet, $H_2O$ est la base conjuguée de $H_3O^+$ : couple $H_3O^+/H_2O$
$H_2O$ est l'acide conjugué de $HO^-$ : couple $H_2O/ HO^-$

Exercice : L'ion $HSO_4^-$ est une espèce amphotère. Déterminer les deux couples acide-base dans lesquels elle intervient.

## 116. Exemples

Exercice 1 : On verse de l'acide éthanoïque sur un solide ionique blanc appelé hydrogénocarbonate de sodium dont la formule chimique est $NaHCO_3$. On observe une forte effervescence à l'issue de laquelle le solide « a disparu ». Le gaz produit a comme propriété de troubler l'eau de chaux.
1°/ Déterminer la formule de l'ion hydrogénocarbonate ($Na^+$ est l'ion sodium).
2°/ Identifier le gaz produit lors de cette réaction chimique.
3°/ En déduire l'équation bilan de la réaction acide-base qui a eu lieu.

Exercice 2 : Etablir les équations des réactions acide base suivantes :
Eau sur acide éthanoïque
Eau sur l'ion ammonium ($NH_4^+$).
Acide carbonique sur ion propanoate.

# 8.2. Force des acides et des bases

## 117. Autoprotolyse de l'eau

L'eau est un amphotère : acide dans un couple ($H_2O/HO^-$), et base dans un autre ($H_3O^+/H_2O$). Ainsi, l'eau est le siège d'une réaction acide-base dans laquelle l'acide $H_2O$ réagit avec la base $H_2O$. Cette réaction est appelée réaction d'**autoprotolyse de l'eau** :

$$2\ H_2O_{(l)} \quad = \quad H_3O^+_{(aq)} \quad + \quad HO^-_{(aq)}$$

La constante d'équilibre de cette réaction s'appelle le **produit ionique de l'eau** et se note $\mathbf{K_e}$.
Son expression est la suivante : $K_e = [H_3O^+]_{EQ} * [HO^-]_{EQ}$
à 25°C, $K_e = 1{,}0 * 10^{-14}$

Définition : On définit la grandeur $\mathbf{pK_e}$ par : $pK_e = - Log(K_e)$

Exercice 1 : Calculer la valeur de pKe à 25 °C

Conséquence : quelles que soient les espèces dissoutes en solution aqueuse, les concentrations en ions $H_3O^+$ et $HO^-$ sont toujours liées par $[H_3O^+]_{EQ} * [HO^-]_{EQ} = K_e$.

Exercice 2 : Montrer que le pH d'une eau pure vaut 7,0 (on détaillera les étapes du raisonnement).

## 118. Acide fort et base forte

Définitions :

Un **acide fort** est un acide dont la réaction avec l'eau est quasi-totale
Exemples : l'acide Chlorhydrique HCl et l'acide sulfurique $H_2SO_4$ sont deux acides forts.

Une **base forte** est une base dont la réaction avec l'eau est quasi-totale.
Exemples : La soude (hydroxyde de sodium) NaOH et la potasse (hydroxyde de potassium) KOH sont deux bases fortes.

Réaction d'un acide fort avec l'eau :
HCl est en solution dans l'eau à la concentration $C_0$ en acide apporté. La solution aqueuse possède un volume V. Sa réaction avec l'eau est totale.

Tableau d'avancement :

| | HCl | + | $H_2O$ | = | $Cl^{--}$ | + | $H_3O^+$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Etat initial | $C_0 * V$ | | excès | | 0 | | 0 |
| Etat final | 0 | | excès | | $C_0 * V$ | | $C_0 * V$ |

Remarques : A la fin de la réaction (qui est très très rapide), HCl est totalement dissocié (c'est-à-dire qu'il n'y a plus de HCl mais seulement des ions $H_3O^+$ et $Cl^-$).
Ainsi à l'équilibre : $n_{H3O+} = C_0 * V$, et donc $[H_3O^+]_{EQ} = C_0$.
Or $pH = - Log ([H_3O^+]_{EQ})$

Propriété : Le pH d'une solution aqueuse contenant un acide fort à la concentration $C_0$ en acide apporté vaut : $pH = - Log (C_0)$.
Une solution d'acide fort de concentration $C_0$ en acide apporté a une concentration en $[H_3O^+]_{EQ} = C_0$.

Exercice 1 : Calculer le pH d'une solution aqueuse dont la concentration apportée en acide sulfurique ($H_2SO_4$) vaut $4{,}8 * 10^{-5}$ mol.L$^{-1}$

Réaction d'une base forte avec l'eau

NaOH est en solution dans l'eau à la concentration $C_0$ en base apportée. La solution aqueuse possède un volume V. Sa réaction avec l'eau est totale et peut être décrite ainsi :

$$NaOH + H_2O = Na^+ + HO^- + H_2O$$

C'est-à-dire $NaOH = Na^+ + HO^-$

Tableau d'avancement :

| | NaOH | = | $Na^+$ | + | $HO^-$ |
|---|---|---|---|---|---|
| Etat initial | $C_0 * V$ | | 0 | | 0 |
| Etat final | 0 | | $C_0 * V$ | | $C_0 * V$ |

Remarques : Dans la solution (qui est très très rapide) NaOH est totalement dissocié (c'est-à-dire qu'il n'y a plus de NaOH mais seulement des ions $Na^+$ et $HO^-$).

Ainsi à l'équilibre : $n_{HO-} = C_0 * V$, donc $[HO^-]_{EQ} = C_0$ d'où $[H_3O^+]_{EQ} = K_e/C_0$

Or $pH = - Log ([H_3O^+]_{EQ})$

Propriété : Le pH d'une solution aqueuse contenant une base forte à la concentration $C_0$ en base apportée vaut : $pH = pK_e + Log (C_0)$

Une solution de base forte de concentration $C_0$ en base apporté a une concentration en $[HO^-]_{EQ} = C_0$.

Exercice 2 : Calculer le pH d'une solution aqueuse dont la concentration apportée en hydroxyde de sodium vaut $1,9 * 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$

**TP**

Force d'un acide ou d'une base

## 119. Acide faible et base faible

Définitions : Un acide (ou une base) est dit **faible** lorsque sa réaction avec l'eau n'est pas totale.

Réaction d'un acide faible avec l'eau : $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$

Réaction d'une base faible avec l'eau : $A^- + H_2O = AH + HO^-$

Constante d'acidité :

Soit une solution aqueuse d'un acide faible AH de concentration initiale en acide apporté $C_0$.

Tableau d'avancement :

| | AH | + | $H_2O$ | = | $A^-$ | + | $H_3O^+$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Etat initial | $C_0 * V$ | | excès | | 0 | | 0 |
| Etat d'équilibre | $C_0 * V - x_{EQ}$ | | excès | | $x_{EQ}$ | | $x_{EQ}$ |

Définitions :

La constante d'équilibre de la réaction d'un acide faible avec l'eau est appelée **constante d'acidité** (**$K_a$**).

Son expression est la suivante : $$K_a = \frac{[A^-]_{EQ} * [H_3O^+]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}$$

On définit la grandeur **$pK_a$** par : $pK_a = - Log(K_a)$

Remarque 1 : $K_a$ et $pK_a$ sont des grandeurs caractéristiques du couple $AH/A^-$.

Illustration :

Le $K_a$ du couple $CH_3COOH/CH_3COO^-$ est la constante d'équilibre associée à la réaction chimique d'équation bilan : $CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$

Le $K_a$ du couple $CH_3COOH/CH_3COO^-$ a pour expression : $K_a = \frac{[CH_3COO^-]_{EQ} * [H_3O^+]_{EQ}}{[CH_3COOH]_{EQ}}$

Le $K_a$ du couple $CH_3COOH/CH_3COO^-$ vaut : $K_a = 1,8 * 10^{-5}$

Le pKa du couple $CH_3COOH/CH_3COO^-$ vaut : $pK_a = 4,75$

| Autres exemples : | | | |
|---|---|---|---|
| | $HCOOH/HCOO^-$ | $K_a = 10^{-3,8}$ | $pK_a = 3,8$ |
| | $NH_4^+/NH_3$ | $K_a = 10^{-9,2}$ | $pK_a = 9,2$ |
| | $H_2CO_3/HCO_3^-$ | $K_a = 10^{-6,4}$ | $pK_a = 6,4$ |
| | $HCO_3^-/CO_3^{2-}$ | $K_a = 10^{-10,3}$ | $pK_a = 10,3$ |

Remarque 2 : Les valeurs des $K_a$ sont très inférieures à 1 car ces équilibres sont très peu déplacés vers la formation des produits.

Remarque 3 : Comme toutes les constantes d'équilibres, $K_a$ ne dépend que de la température.

Remarque 4 : Plus $K_a$ est grand (et donc plus $pK_a$ est petit), plus la réaction de l'acide avec l'eau est déplacée vers la formation des produits (et donc vers la formation d'ions $H_3O^+$).

Par conséquent, pour des concentrations en acide apporté égales, plus le $K_a$ d'une acide faible est grand (et donc plus le $pK_a$ est), plus la concentration en ion $H_3O^+$ est grande (c'est-à-dire plus la solution est acide).

On exprime parfois cette propriété par des phrases approximatives de ce type : plus le $K_a$ est grand, « moins l'acide est faible » ou « plus l'acide est fort » (sachant qu'il n'est PAS fort car sa réaction avec l'eau n'est PAS totale).

| Acides courants (**fort**, faible) | | | Bases courantes (**forte**, faible) | | |
|---|---|---|---|---|---|
| | Pur | Dans l'eau | | Pure | Dans l'eau |
| **Acide chlorhydrique** | HCl | $H_3O^+_{(aq)}$, $Cl^-_{(aq)}$ | **Soude (hydroxyde de sodium)** | NaOH | $Na^+_{(aq)}$, $HO^-_{(aq)}$ |
| **Acide nitrique** | $HNO_3$ | $H_3O^+_{(aq)}$, $NO_3^-{}_{(aq)}$ | Ammoniac | $NH_3$ | $NH_{3(aq)}$ |
| Acide éthanoïque | $CH_3COOH$ | $CH_3COOH_{(aq)}$ | | | |

Vocabulaire : l'acide conjugué de l'ammoniac ($NH_3$) s'appelle l'ion ammonium ($NH_4^+$)

Composition d'une solution aqueuse d'acide faible :

Exercice 1 : Un acide faible AH réagit avec l'eau.
1°/ Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2°/ En déduire les expressions de $[AH]_{EQ}$ et $[A^-]_{EQ}$ en fonction de $C_0$, $x_{EQ}$, et V.

Propriété : Lorsqu'on prépare une solution aqueuse d'acide faible de concentration $C_0$ en soluté apporté, une partie de cet acide réagit avec l'eau. La concentration en acide faible à l'équilibre est donc inférieure à la concentration en soluté apporté ($C_0$).

Exercice 2 : On prépare une solution aqueuse d'acide formique (HCOOH) de concentration en soluté apporté $C_0 = 2,5 * 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ (pKa du couple $HCOOH/HCOO^-$ = 3,8)
1°/ Ecrire l'équation bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.
2°/ Déterminer les valeurs des concentrations à l'équilibre de toutes les espèces présentes en solution.
3°/ En déduire la valeur du pH de la solution.

**TP**
Détermination du pKa d'un couple

Exercice 3 : Une base faible $A^-$ réagit avec l'eau.
1°/ Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2°/ Exprimer la constante d'équilibre de la réaction en fonction de $K_e$ et du $K_a$ du couple $AH/A^-$.
On mesure le pH d'une solution aqueuse de $CH_3COO^-$ dont la concentration en soluté apporté vaut $C_0 = 1,00 * 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$. Le pH vaut pH = 5,62.
3°/ Déduire de la valeur du pH les valeurs des concentrations à l'équilibre de toutes les espèces présentes en solution.
4°/ En déduire la valeur de $K_a$ du couple $CH_3COOH/CH_3COO^-$ puis son $pK_a$.

**TD Excel**
Etat final dans une solution d'acide faible

# 8.3. Prédominance et distribution

## 120. Diagramme de prédominance

Dans une solution aqueuse contenant un acide faible AH ou une base faible $A^-$, la réaction suivante se produit : $AH + H_2O = A^- + H_3O^+$

Par conséquent, les concentrations de AH, $A^-$ et $H_3O^+$ ne sont pas indépendantes et sont liées par :

$$K_a = \frac{[A^-]_{EQ} * [H_3O^+]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}$$

On en déduit que : $$-\text{Log}(K_a) = -\text{Log}\left(\frac{[A^-]_{EQ} * [H_3O^+]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}\right)$$

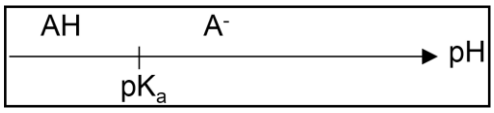
$$pK_a = -\text{Log}\left(\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}\right) - \text{Log}\left([H_3O^+]_{EQ}\right)$$

$$pK_a = -\text{Log}\left(\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}\right) + pH$$

$$\boxed{pH = pK_a + \text{Log}\left(\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}\right)}$$

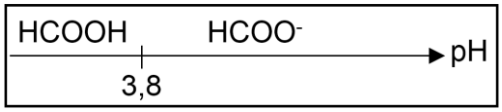
Conséquences:
Lorsque $[A^-]_{EQ} > [AH]_{EQ}$, alors $pH > pK_a$
Lorsque $[A^-]_{EQ} < [AH]_{EQ}$, alors $pH < pK_a$

Le **diagramme de prédominance** permet de schématiser cette conséquence :




Exemple : $HCOOH/HCOO^-$ est un couple acide base dont le $pK_a$ vaut $pK_a = 3,8$.
On verse de nombreuses espèces dans une solution aqueuse qui contient HCOOH et $HCOO^-$ :
Des ions $H_3O^+$ Des ions $OH^-$ D'autres acides faibles et des bases faibles
Des espèces rédox D'autres espèces encore…

On mesure le pH de cette solution :
Si pH > 3,8, alors dans cette solution, $[HCOO^-]_{EQ}$ prédomine par rapport à $[HCOOH]_{EQ}$.
Si pH < 3,8, alors dans cette solution, $[HCOOH]_{EQ}$ prédomine par rapport à $[HCOO^-]_{EQ}$.



## 121. Diagramme de distribution

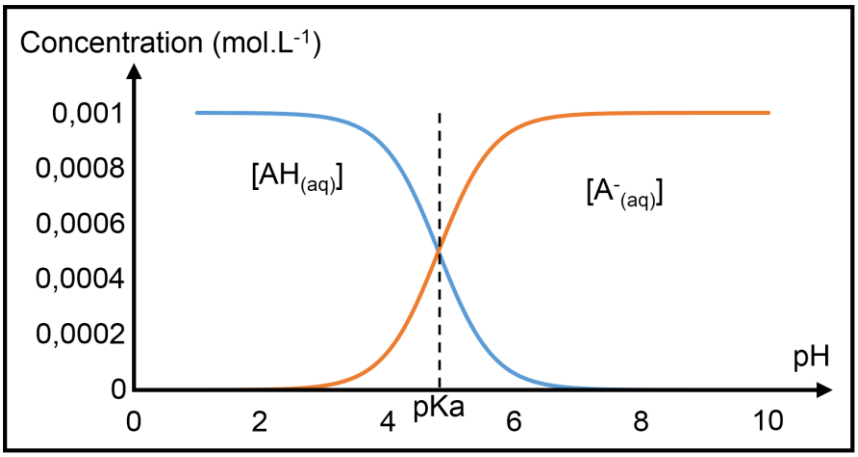
Considérons une solution aqueuse dans laquelle on a versé une certaine quantité de AH et de $A^-$. Faisons varier le pH de cette solution en ajoutant des ions $H_3O^+$ (diminution du pH) ou des ions $HO^-$ (augmentation du pH).

Lors de l'ajout d'ions $H_3O^+$, la réaction suivante se produit : $A^- + H_3O^+ = AH + H_2O$
Lors de l'ajout d'ions $HO^-$, la réaction suivante se produit : $AH + HO^- = A^- + H_2O$

Remarque :
Dans les deux cas, les concentrations en AH et en $A^-$ changent, mais la quantité $[AH]_{EQ} + [A^-]_{EQ}$ reste constante.

Le rapport entre les concentrations $[AH]_{EQ}$ et $[A^-]_{EQ}$ ne dépend que du pH : $\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}} = 10^{pH - pK_a}$

On représente ces variations à l'aide d'un **diagramme de distribution** (ci-dessus).



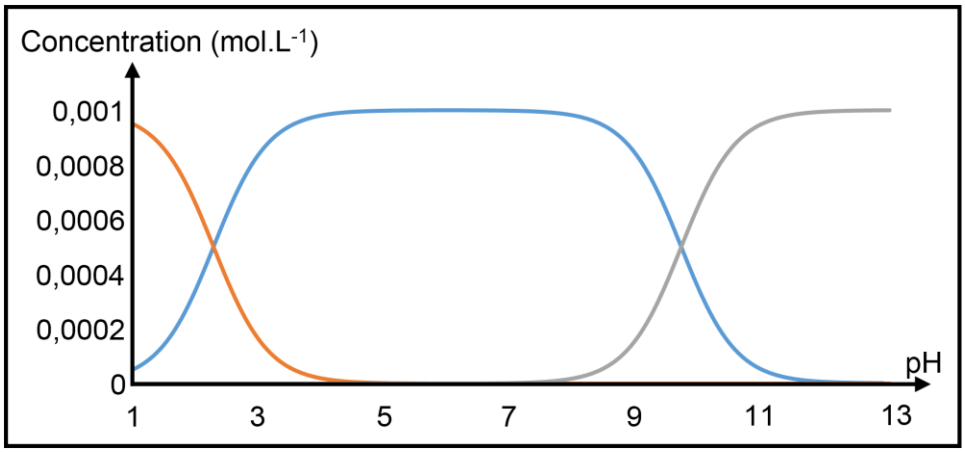

Exercice 1 : Identifier le couple acide base représenté sur le diagramme de distribution ci-dessus.

**TD Excel**
Tracé du diagramme de distribution d'un couple acide-base

Cas d'un acide aminé :
Un acide aminé est une molécule qui possède deux groupements acido-basiques :
Une amine : couple acide-base : $RNH_3^+/RNH_2$
Un acide carboxylique : couple acide-base : $R'COOH/R'COO^-$

Exemple : Alanine $CH_3CH\ NH_2\ COOH$
$pK_a$ des deux couples acide-base de l'Alanine
Couple acide-base : $RNH_3^+/RNH_2$ $pK_{a1} = 9,7$
Couple acide-base : $R'COOH/R'COO^-$ $pK_{a2} = 2,3$

On donne le diagramme de distribution pour cet acide aminé :



Exercice 2 :

1°/ Tracer le diagramme de prédominance de l'Alanine (les deux $pK_a$ doivent y figurer).

2°/ Ecrire dans chaque partie du diagramme la forme sous laquelle se trouve l'Alanine (i.e. la formule semi-développée).

3°/ Attribuer à chaque courbe du diagramme de distribution l'espèce dont la concentration est représentée.

Définition : Un **zwitterion** est une espèce neutre dont une partie est chargée +1 et l'autre est chargée -1.

# 8.4. Contrôle du pH

## 122. Définition

Une **solution tampon** est une solution dont le pH varie peu lorsque l'on ajoute des quantités raisonnables d'acides et de bases (des ions $H_3O^+$ ou des ions $OH^-$)

## 123. Fabrication d'une solution tampon

Lorsqu'on mélange un acide faible AH et sa base conjuguée $A^-$ dans une solution aqueuse, on crée une solution tampon. En effet, le pH d'une telle solution vaut :

$$pH = pK_a + \text{Log}\left(\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}\right)$$

Si on rajoute des $OH^-$ dans la solution:

$[AH]_{EQ}$ diminue et $[A^-]_{EQ}$ augmente. Donc $\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}$ augmente.

Donc $\text{Log}\left(\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}\right)$ augmente très peu car la fonction Log est très faiblement croissante.

Donc le pH augmente donc, mais très peu.

De même si on rajoute des $H_3O^+$ dans la solution:

$[AH]_{EQ}$ augmente et $[A^-]_{EQ}$ diminue. Donc $\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}$ diminue.

Donc $\text{Log}\left(\frac{[A^-]_{EQ}}{[AH]_{EQ}}\right)$ diminue très peu car la fonction Log est très faiblement décroissante.

Donc le pH diminue donc, mais très peu.

Bilan : Le pH de la solution varie donc très peu lors de l'ajout de quantités raisonnables d'ions $H_3O^+$ ou $OH^-$.

Remarques :

Il est vital que le pH du sang soit maintenu à une valeur très proche de pH = 7,4.

Deux tampons (tampons biologiques) se chargent de contrôler le pH du sang en agissant sur les formes acides et basiques des couples $CO_2/HCO_3^-$ et $HCO_3^-/CO_3^{2-}$ :

Le tampon rénal (qui contrôle l'expulsion de $CO_3^{2-}$ et de $HCO_3^-$)

Le tampon respiratoire (qui contrôle l'expulsion de $CO_2$)

# 9. Cinétique chimique

## 9.1. Evolution temporelle de l'avancement

### 124. Réaction étudiée

Dans un bécher de 100 mL, on mélange :

Un volume $V_0$ = 20,0 mL de $S_2O_8^{2-}$ à la concentration $[S_2O_8^{2-}] = 2,50 * 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$

Avec un Volume $V_1$ = 40,0 mL de $I^-$ à la concentration $[I^-] = 1,00 * 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$

Une réaction chimique lente se produit dont l'équation bilan est la suivante :

$$S_2O_8^{2-} + 2\ I^- = 2\ SO_4^{2-} + I_2$$

Cette réaction chimique met en jeu quatre espèces chimiques dont :

Trois sont parfaitement incolores (elles n'absorbent aucune radiation visible)

Une, $I_2$, est une espèce colorée (brun-rouge) qui possède une valeur de $\lambda_{MAX} \approx 470$ nm.

Ainsi, la mesure au cours du temps de l'absorbance $A_\lambda$ (t) (à une valeur de λ proche de $\lambda_{MAX}$) de la solution au sein de laquelle se déroule cette réaction permet de déterminer la concentration en $I_2$ car :

$$A_\lambda (t) = k_\lambda * [I_2] (t).$$

### 125. Etude quantitative de la réaction

Remarque : Cette réaction chimique est lente mais totale. Ainsi, elle ne s'arrête que lorsque le réactif limitant est totalement consommé c'est-à-dire lorsque x (t) atteint la valeur $x_{MAX}$.

Etat Initial :

| | $S_2O_8^{2-}$ | $I^-$ | $SO_4^{2-}$ | $I_2$ |
|---|---|---|---|---|
| Nombre de mole (mol) | $2,50 * 10^{-2} * 20,0 * 10^{-3} = 5,00 * 10^{-4}$ | $1,00 * 10^{-1} * 40,0 * 10^{-3} = 4,00 * 10^{-3}$ | 0 | 0 |

Tableau d'avancement :

| | $S_2O_8^{2-}$ | + | $2\ I^-$ | = | $2\ SO_4^{2-}$ | + | $I_2$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Etat initial | $5,00 * 10^{-4}$ | | $4,00 * 10^{-3}$ | | 0 | | 0 |
| Etat intermédiaire | $5,00 * 10^{-4} - x$ | | $4,00 * 10^{-3} - 2\ x$ | | $0 + 2\ x$ | | $0 + x$ |
| Etat final | 0 | | $4,00 * 10^{-3} - 2\ x_{MAX}$ | | $2 * x_{MAX}$ | | $x_{MAX}$ |

Détermination de $x_{MAX}$ :

Soit $5,00 * 10^{-4} - x_{MAX} = 0$ et alors $x_{MAX} = 5,00 * 10^{-4}$ mol

Soit $4,00 * 10^{-3} - 2\ x_{MAX} = 0$ et alors $x_{MAX} = 2,00 * 10^{-3}$ mol

Par conséquent : $x_{MAX} = 5,00 * 10^{-4}$ mol

Etat final :

| | $S_2O_8^{2-}$ | $I^-$ | $SO_4^{2-}$ | $I_2$ |
|---|---|---|---|---|
| Nombre de mole (mol) | 0 | $3,00 * 10^{-3}$ | $1,00 * 10^{-3}$ | $5,00 * 10^{-4}$ |

## 126. Détermination de x (t)

A tout instant de la réaction, le nombre de mole de $I_2$, $n(I_2) = x$.

Or, $n(I_2) = [I_2] * V$

où $[I_2]$ est la concentration en $I_2$ à un instant donné

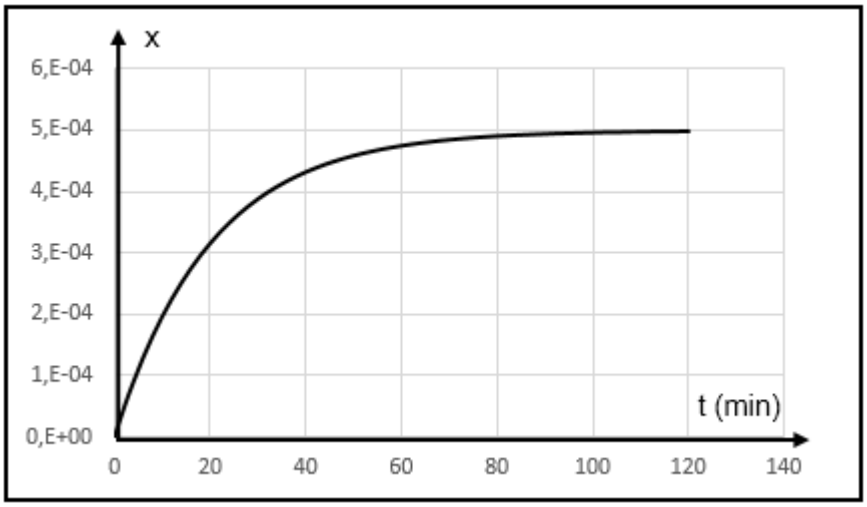
V est le volume total du milieu réactionnel ($V = V_0 + V_1 = 60$ mL)

De plus, $[I_2] = A_\lambda / k_\lambda$

Donc à tout instant t, l'avancement de la réaction est donné par :

$$x(t) = A_\lambda (t) * V / k_\lambda$$

Des mesures d'absorbance de la solution au cours du temps permettent de tracer la courbe suivante :




Observations :

La réaction est bien totale car c'est lorsque $x = x_{MAX}$ que x(t) cesse d'augmenter.

x (t) évolue lentement au cours du temps.

Plus la pente de la courbe est importante, plus x (t) évolue rapidement.

Définition : Le **temps de demi-réaction** $t_{1/2}$ est le temps au bout duquel $x = x_{FINAL}/2$ où $x_{FINAL}$ désigne la valeur de x lorsque la réaction est terminée ($x_{FINAL} = x_{MAX}$ si la réaction est totale, mais lorsque la réaction n'est pas totale - cf. chapitre 7 - $x_{FINAL} \neq x_{MAX}$).

Une réaction est considérée comme **instantanée** lorsque son évolution est trop rapide pour être suivie à l'œil nu.

Une réaction n'est pas instantanée lorsqu'elle est suffisamment lente pour être suivie à l'œil nu.

Exercice : Déterminer graphiquement (à l'aide du graphique ci-dessus) le temps de demi-réaction de la réaction chimique.

**TP**

Suivi cinétique d'une transformation chimique.

Méthodes expérimentales de mesure de x (t)

Lorsque la réaction est suffisamment lente ($t_{1/2}$ est grand), on peut prélever de petites quantités de mélange à intervalles de temps réguliers, et effectuer un titrage. C'est une méthode dite **destructive** dans la mesure où elle consomme une partie du mélange réactionnel dont on suit l'évolution temporelle.

Si la transformation est trop rapide ($t_{1/2}$ est court), on doit utiliser d'autres méthodes d'analyse, telles la spectrophotométrie (i.e. mesure de l'Absorbance au cours du temps), des mesures de pression ou de volume de gaz au cours du temps, ou des mesures de conductivité (cf. chapitre 12 pour la définition de la conductivité) au cours du temps. Ces méthodes sont **non destructives**.

# 9.2. Facteurs cinétiques et catalyse

## 127. Facteurs cinétiques

Influence de la température

La réaction présentée en 9.1 ($S_2O_8^{2-}$ + 2 $I^-$ = 2 $SO_4^{2-}$ + $I_2$) est réalisée à deux températures différentes. Les conditions initiales sont les mêmes :

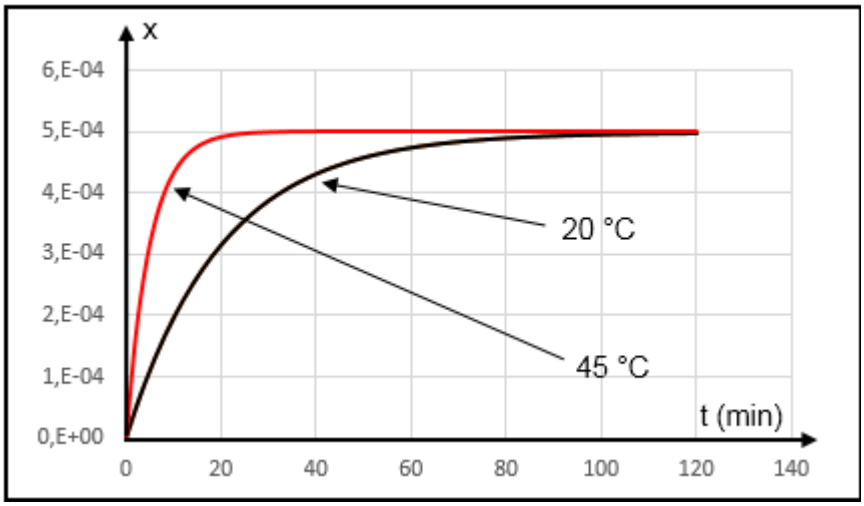
n ($S_2O_8^{2-}$) = 5,00 * $10^{-4}$ mol n ($I^-$) = 4,00 * $10^{-3}$ mol

Si bien que $S_2O_8^{2-}$ est le réactif limitant et que $x_{MAX}$ = 5,00 * $10^{-4}$ mol.

L'évolution de x (t) est présentée ci-contre pour ces deux expériences :

Observation : Plus la température est élevée, plus la réaction est rapide.

Exercice 1 : Déterminer la valeur de $t_{1/2}$ pour les deux réactions dont le suivi cinétique est présenté ci-contre.




Influence de la concentration des réactifs

On reprend la même réaction qu'on réalise avec deux conditions initiales différentes et à même température de 20°C :

Etat initial 1 : n ($S_2O_8^{2-}$) = 5,00 * $10^{-4}$ mol n ($I^-$) = 4,00 * $10^{-3}$ mol

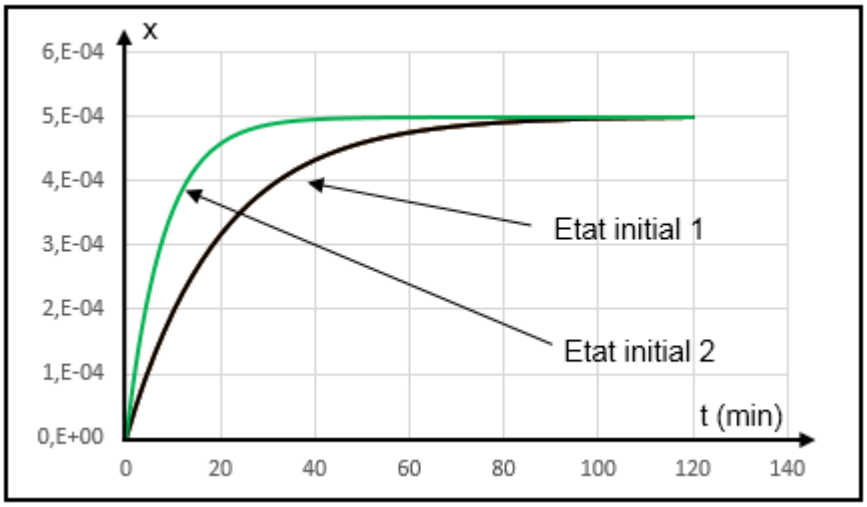
Etat initial 2 : n ($S_2O_8^{2-}$) = 5,00 * $10^{-4}$ mol n ($I^-$) = 1,0 * $10^{-2}$ mol

$S_2O_8^{2-}$ reste le réactif limitant dans les deux cas et $x_{MAX}$ = 5,00 * $10^{-4}$ mol.

L'évolution de x (t) est présentée ci-contre pour ces deux expériences :

Observation : Plus la concentration en $I^-$ est élevée, plus la réaction est rapide.

Exercice 2 : Déterminer la valeur de $t_{1/2}$ pour les deux réactions dont le suivi cinétique est présenté ci-contre.




Propriété : La concentration des réactifs et la température sont des **facteurs cinétiques**, c'est-à-dire des grandeurs physiques qui influencent la durée des réactions chimiques. Lorsque la température augmente, la durée de la réaction diminue et la vitesse de la réaction augmente. Lorsque la concentration en un réactif augmente, la durée de la réaction diminue (si le réactif en question n'est pas le réactif limitant) et la vitesse de la réaction augmente.

**TP**

Facteurs cinétique

### 128. Catalyse

Définition : Un **catalyseur** est une substance chimique que l'on introduit dans le milieu réactionnel afin d'accélérer une réaction (c'est-à-dire diminuer la durée de la réaction chimique) sans en modifier l'équilibre (notion d'équilibre abordée au chapitre 7), c'est-à-dire sans modifier les proportions des réactifs et des produits à l'équilibre.

Propriété : Il suffit d'introduire de très petites quantités de catalyseur dans un milieu réactionnel car la quantité de catalyseur n'évolue pas au cours de la réaction chimique (explication plus loin dans ce chapitre).

Types de catalyse :

Catalyse **homogène** (les réactifs et le catalyseur sont dans la même phase).

Exemples : Les réactifs et le catalyseur sont des gaz

Les réactifs et le catalyseur sont des solutés dissous dans une même solution).

Catalyse **hétérogène** (les réactifs et le catalyseur ne sont pas dans la même phase).

Exemple : Pot d'échappement catalytique (les réactifs sont en phase gaz mais le catalyseur est solide).

Catalyse **enzymatique** (le catalyseur est une enzyme).

Annale de BAC : Chercher sur Labolycée.fr l'exercice: Métropole 2013 Exercice 1 partie 1

## 9.3. Vitesse de réaction

### 129. Vitesse volumique

Considérons la réaction chimique suivante se déroulant dans une solution de volume V :

$$A + 2B = C + 3D$$

Dressons son tableau d'avancement :

| | A | + | 2B | = | C | + | 3D |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Etat initial (t = 0) | $n_0$ | | $n_1$ | | $n_2$ | | $n_3$ |
| Etat intermédiaire (t) | $n_0 - x$ | | $n_1 - 2x$ | | $n_2 + x$ | | $n_3 + 3x$ |

A l'instant t : $n_A(t) = n_0 - x(t)$ $n_B(t) = n_1 - 2x(t)$

$n_C(t) = n_2 + x(t)$ $n_D(t) = n_3 + 3x(t)$

Dans le cas où A, B, C et D sont des solutés (i.e. ils sont dissous dans la solution), on a :

$$[A](t) = \frac{n_0 - x(t)}{V} \qquad [B](t) = \frac{n_1 - 2x(t)}{V} \qquad [C](t) = \frac{n_2 + x(t)}{V} \qquad [D](t) = \frac{n_3 + 3x(t)}{V}$$

Si V est constant, on a :

$$\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{V} * \frac{dx}{dt} \qquad \frac{d[B]}{dt} = -\frac{2}{V} * \frac{dx}{dt} \qquad \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{V} * \frac{dx}{dt} \qquad \frac{d[D]}{dt} = \frac{3}{V} * \frac{dx}{dt}$$

Bilan : $$\frac{1}{V} * \frac{dx}{dt} = \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{3} * \frac{d[D]}{dt} = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} * \frac{d[B]}{dt}$$

Soit un système chimique de volume constant V, siège d'une réaction chimique d'équation bilan aA + bB = cC + dD.

Car A est un réactif — Car C est un produit

$$v = -\frac{1}{a} * \frac{d[A]}{dt} = +\frac{1}{c} * \frac{d[C]}{dt}$$

nombre stœchiométrique de A — nombre stœchiométrique de C

Définitions :

La **vitesse volumique de la réaction** notée v est définie par :

$$v = \frac{1}{V} * \frac{dx}{dt}$$

Pour toutes les espèces dissoutes en solution, cela se traduit par la formule ci-contre.

La vitesse **volumique de disparition d'un réactif** X est définie par : $v_X = -\frac{d[X]}{dt}$

La vitesse **volumique d'apparition d'un produit** Y est définie par : $v_Y = \frac{d[Y]}{dt}$

Unités de v, $v_X$ et $v_Y$ : $mol.L^{-1}.s^{-1}$

Exercice : On considère la réaction suivante : $S_2O_8^{2-} + 2\ I^- = 2\ SO_4^{2-} + I_2$

Toutes les espèces sont dissoutes en solution et le volume de la solution reste constant au cours du temps.

1°/ Déterminer l'expression littérale de la vitesse volumique de réaction en fonction la concentration de chaque réactif et de produit.

2°/ En déduire l'expression littérale de la vitesse d'apparition de $SO_4^{2-}$ et l'expression littérale de la vitesse de disparition de $S_2O_8^{2-}$. Comparer ces deux expressions.

Remarques : La vitesse volumique d'une réaction dépend de nombreux paramètres :

- La température
- La concentration des réactifs et des produits
- Le solvant
- Le mécanisme de réaction (notion définie plus loin dans ce chapitre)
- Etc…

Ainsi, il est impossible de donner une expression générale de la vitesse volumique d'une réaction chimique quelconque. Néanmoins, certaines réactions suivent des lois de vitesses régulières dont nous allons étudier un exemple ci-dessous.

## 130. Loi de vitesse d'ordre 1

Définition : Une réaction chimique suit **une loi de vitesse d'ordre 1 par rapport au réactif A** si la vitesse de disparition de A est proportionnelle à la concentration en A, c'est-à-dire si :

$$-\frac{d[A]}{dt} = k * [A](t)$$

où k est une constante appelée **constante de vitesse** de la réaction (Unités : $s^{-1}$).

Conséquence (cf. section 4.2 pour la résolution mathématique) : $[A](t) = [A]_0 * \exp(-k * t)$

C'est-à-dire $\ln([A]) = \ln([A]_0) - k * t$

Illustration : La réaction étudiée en section 9.1 et 9.2 est une réaction d'ordre 1.

**TD**

Ordre de réaction

Remarques : Plus $t_{1/2}$ est petit, plus la réaction est rapide.

Au bout d'une durée égale à $5t_{1/2}$, on peut considérer que la réaction n'évolue (presque) plus (plus de 99% de la réaction a eu lieu).

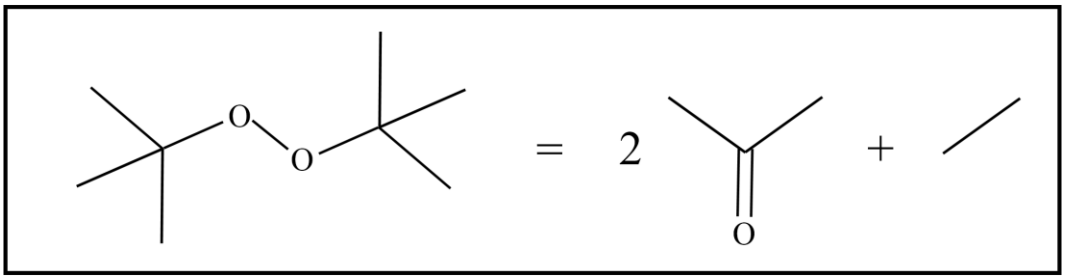
Annale de BAC : Chercher sur Labolycée.fr l'exercice: 2022 Liban J1 Exercice 1 partie 1

# 9.4. Modélisation microscopique

## 131. Mécanisme réactionnel

Equation bilan

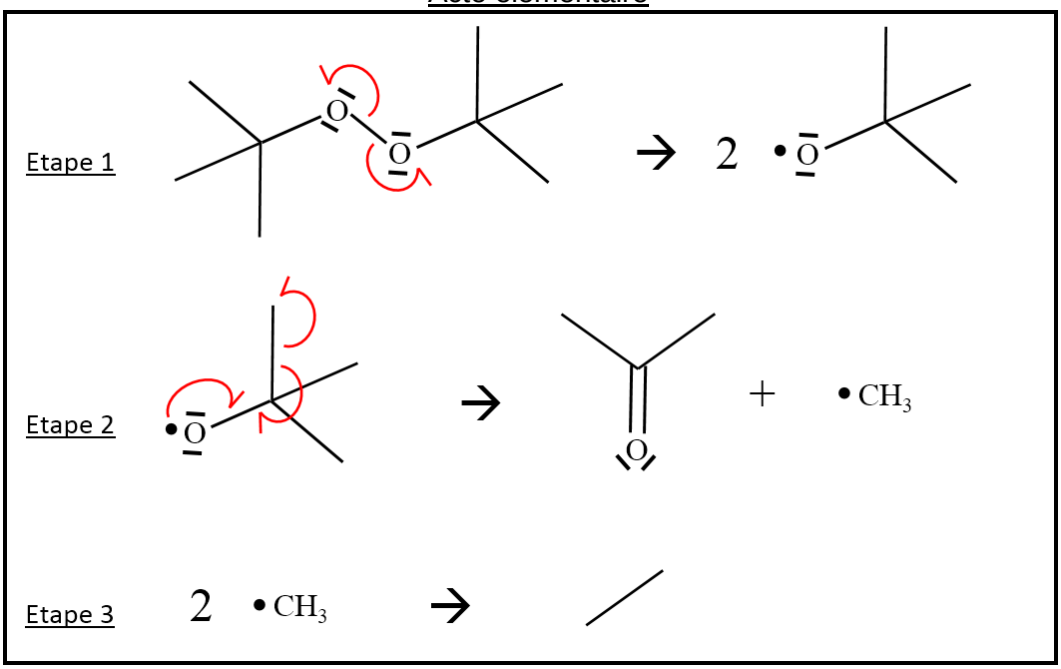
Considérons la réaction chimique dont l'équation bilan est la suivante :




Cette équation est un bilan MACROSCOPIQUE qui exprime des proportions selon lesquelles les réactifs sont consommés et les produits sont formés. Ici, 1 mole de réactif se transforme en 2 moles d'un premier produit et 1 mole d'un second produit.

Cette équation ne dit rien de ce qui se passe au niveau moléculaire en terme de rupture et de formation des liaisons qui se sont produites pour que ce réactif se transforme en ces produits.

Acte élémentaire




La réaction chimique ci-dessus peut être décomposée au niveau MICROSCOPIQUE en trois étapes. Chaque étape, appelée **acte élémentaire** représente ce qui se passe au niveau moléculaire.

Bilan : Chaque acte élémentaire représente un évènement au niveau microscopique.
On appelle **mécanisme de la réaction** l'ensemble des actes élémentaires.
Certaines espèces sont produites qui n'apparaissent pas dans le bilan de la réaction. On les qualifie d'intermédiaires réactionnels (par exemple $\bullet CH_3$).
La combinaison de l'ensemble des actes élémentaires permet d'établir l'équation bilan de la réaction.

Exercice : Déterminer la combinaison des actes élémentaires présentés ci-dessus (étapes 1, 2 et 3) qui permet d'établir l'équation bilan de la réaction.

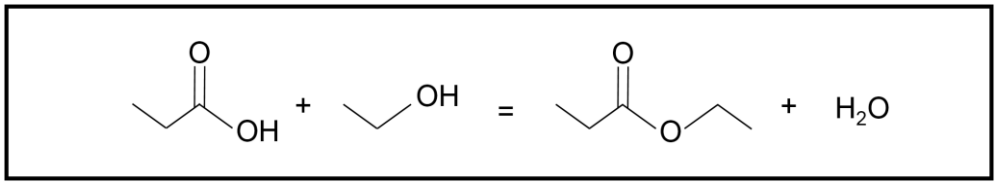
## 132. Action d'un catalyseur

Propriétés d'un catalyseur :

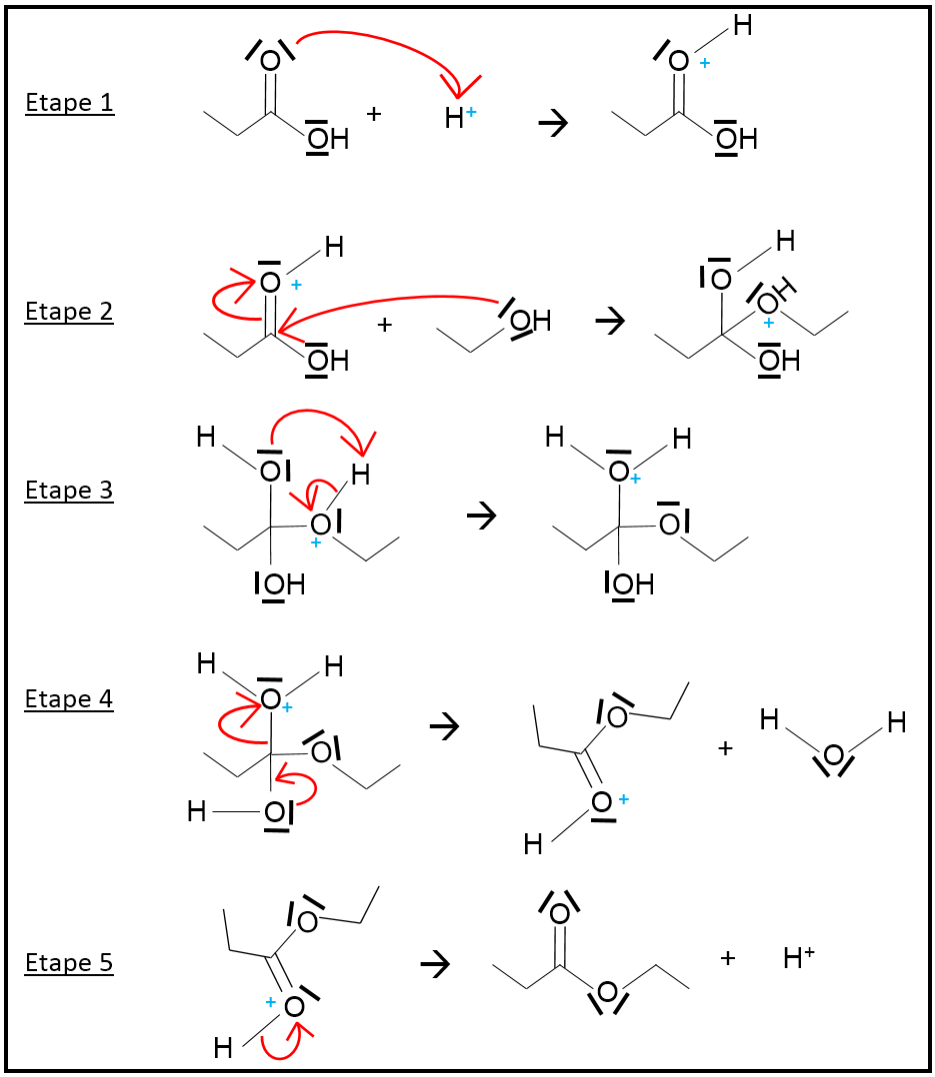
Un catalyseur modifie le mécanisme d'une réaction chimique.

Il est consommé lors d'une étape du mécanisme puis régénéré lors d'une étape ultérieure : il n'est donc pas consommé par la réaction et n'apparaît pas dans l'équation bilan de la réaction.

La réaction suivante entre un acide carboxylique et un alcool s'appelle une estérification




Afin d'accélérer cette réaction, on ajoute une toute petite quantité d'acide fort (des ions $H^+$) qui joue le rôle de catalyseur. En présence des ions $H^+$, le mécanisme de la réaction se déroule en cinq étapes :




Exercice : 1°/ Déterminer la combinaison des actes élémentaires présentés ci-dessus qui permet d'établir l'équation bilan de la réaction.

2°/ Identifier les intermédiaires réactionnels.

3°/ Montrer que $H^+$ joue bien un rôle de catalyseur.

4°/ Compléter les étapes 1 et 4 à l'aide de flèches courbes (UNE flèche courbe représente le déplacement d'UN doublet d'électron).

Annale BAC : Chercher sur Labolycée.fr l'exercice : 2017 AmNord Exercice 3 questions 1.2 et 1.3.

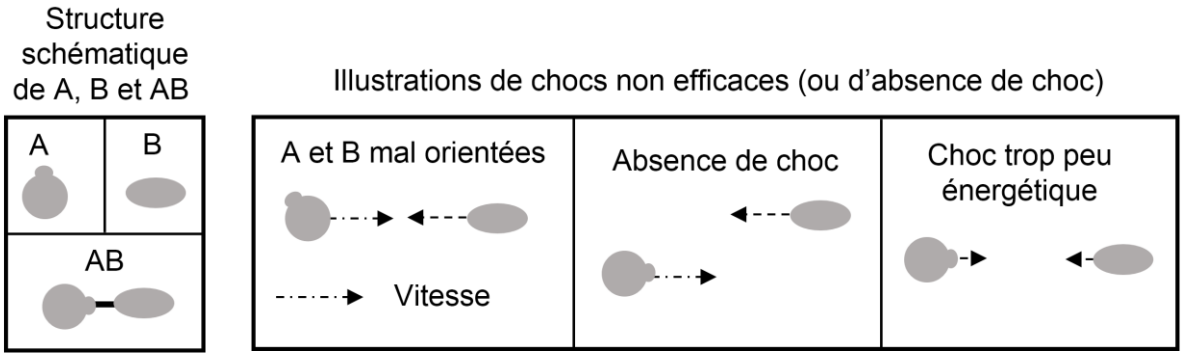
# 133. Interprétation microscopique des facteurs cinétiques

Considérons un acte élémentaire d'une réaction chimique au cours duquel une entité A (molécule, atome ou ion) rencontre une autre entité B (molécule, atome ou ion) pour former une l'espèce A-B :

$$A + B = A\text{-}B$$

Voici quelques considérations sommaires à propos de ce qu'il peut se produire au niveau microscopique entre A et B lors de la réaction :

A doit entrer en collision avec B afin de pouvoir former A-B.
La collision entre A et B n'est pas toujours nécessairement efficace.
Son efficacité dépend de :
1- L'énergie mise en jeu lors de la collision.
2- L'orientation relative entre A et B au moment du choc.




<u>Interprétation microscopique des facteurs cinétiques</u> :

La température étant une mesure de l'agitation moléculaire, plus la température est élevée :

Plus la fréquence des chocs est élevée.
Plus l'énergie mise en jeu dans chaque choc est importante.

Plus la densité en réactif (et donc la concentration en réactif) est importante, plus la fréquence des chocs est importante.

<u>Annale BAC</u> : Chercher sur Labolycée.fr les exercices :
2022 AmSud J2 Exercice A : questions 3.1 à 3.2.3
2022 Métropole J1 Exercice 1 : Q10 à Q12

# 10. Transformation nucléaire

**VU en SECONDE :** Des exemples de transformations nucléaires.

## 10.1. Radioactivité naturelle

### 134. Composition et stabilité d'un noyau atomique

Rappels : Un noyau atomique est constitué de protons (de charge électrique + e) et de neutrons (charge électrique nulle).

La notation $^{A}_{Z}C$ désigne un noyau contenant A nucléons (protons ET neutrons) dont Z protons. Il contient donc A - Z neutrons. A est appelé « nombre de masse » et Z est appelé « nombre de charge » ou « numéro atomique ».

Un élément est défini par la valeur de Z. Par exemple, Z = 6 correspond à l'élément Carbone, et Z = 17 à l'élément Chlore.

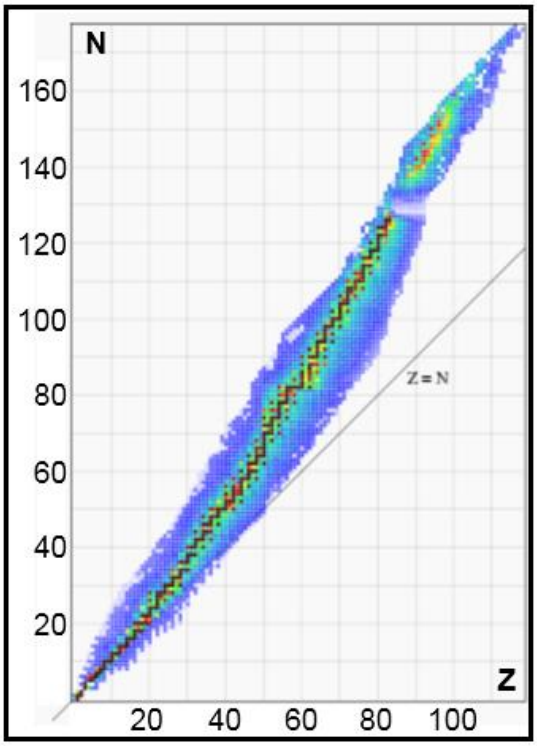
$^{12}_{6}C$ et $^{14}_{6}C$ sont deux isotopes : ils appartiennent au même élément mais n'ont pas le même nombre de neutrons.

**Stabilité**

La cohésion d'un noyau atomique est assurée par l'interaction forte qui relie les nucléons entre eux. Elle compense la force électrostatique répulsive qui s'exerce entre les protons.

Le diagramme (N, Z : où N est le nombre de neutrons) ci-contre montre l'ensemble des isotopes connus. Les cases noires (voire les rouges sombres) représentent les isotopes stables. Les autres représentent les isotopes instables qui subissent des transformations nucléaires. Il existe trois types de transformations nucléaires dites « naturelles » car elles se produisent spontanément :

La radioactivité « alpha » (α).
Les radioactivités « béta » (β).
La radioactivité « gamma » (γ).



Ordre décroissant de stabilité
Noir – Rouge – Jaune – Vert - Bleu

### 135. Types de transformations

**α** : Dans un noyau très gros, il arrive que la portée de l'interaction forte ne suffise plus pour maintenir sa cohésion. Le noyau subit une (ou plusieurs successives) **transformation de type α** dont le modèle est le suivant :

$$^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}Y + {}^{4}_{2}He$$

Illustration: $^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He$

$^{4}_{2}He$ est un noyau d'Hélium (appelé également **particule α**)

**$\beta^-$** : Un noyau contenant trop de neutrons. Il subit une (ou plusieurs successives) **transformation de type $\beta^-$** dont le modèle est le suivant :

$$^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A}_{Z+1}Y + {}^{0}_{-1}e + {}^{0}_{0}\bar{\upsilon}$$

Illustration: $^{14}_{6}C \rightarrow {}^{14}_{7}N + {}^{0}_{-1}e + {}^{0}_{0}\bar{\upsilon}$

$^{0}_{-1}e$ est un électron (appelé également « particule $\beta^-$ »).
$^{0}_{0}\bar{\upsilon}$ est un antineutrino.

**$\beta^+$** : Un noyau contenant trop de protons n'est pas stable car la répulsion électrostatique entre les protons y est trop forte. Il subit une (ou plusieurs successives) **transformation de type $\beta^+$** dont le modèle est le suivant :

$$^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A}_{Z-1}Y + {}^{0}_{1}e + {}^{0}_{0}\upsilon$$

Illustration : $^{22}_{11}Na \rightarrow {}^{22}_{10}Ne + {}^{0}_{1}e + {}^{0}_{0}\upsilon$

$^{0}_{1}e$ est un positron (appelé également « particule $\beta^+$ »).
$^{0}_{0}\upsilon$ est un neutrino

**$\gamma$** : De même que les atomes, les noyaux atomiques possèdent également des niveaux d'énergie. Lorsqu'un noyau se trouve dans un état excité, il retourne vers un état plus stable (plus bas en énergie) en émettant un photon. L'écart entre les niveaux d'énergie nucléaires est tellement important que les photons émis sont très énergétiques. Cette émission d'un photon « gamma » est donc qualifiée de **transformation de type $\gamma$**. En voici le modèle :

$$^{A}_{Z}Y^{*} \rightarrow {}^{A}_{Z}Y + {}^{0}_{0}\gamma$$

<u>Loi de SODDY</u> : Toutes les transformations nucléaires vérifient deux lois de conservation :
Conservation de la charge.
Conservation du nombre de nucléons.

<u>Exercice</u> : 1°/ Dans tous les exemples donnés ci-dessus, montrer que les lois de SODDY sont respectées.

Dans les transformations nucléaires représentées ci-dessous, certaines données n'ont pas été indiquées, et ont été remplacées par des « **?** ».

| | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Transformation 1 | $^{18}_{?}F$ | | $\rightarrow$ | $^{?}_{8}O$ | + | $^{0}_{1}e$ | + | $^{0}_{0}\upsilon$ |
| Transformation 2 | $^{?}_{6}C^{*}$ | | $\rightarrow$ | $^{12}_{6}C$ | + | $^{0}_{0}\gamma$ | | |
| Transformation 3 | $^{226}_{88}Ra$ | | $\rightarrow$ | $^{?}_{86}$**?** | + | $^{4}_{?}He$ | | |
| Transformation 4 | $^{?}_{27}Co$ | | $\rightarrow$ | $^{60}_{?}Ni$ | + | $^{0}_{-1}e$ | + | $^{0}_{0}\bar{\upsilon}$ |
| Transformation 5 | $^{235}_{?}U$ | $+ {}^{1}_{0}n$ | $\rightarrow$ | $^{92}_{?}Kr$ | + | $^{?}_{56}Ba$ | + | $3\ {}^{1}_{0}n$ |

2°/ Remplacer ces « **?** » par la donnée qui convient. Pour chaque transformation, dire s'il s'agit d'une transformation de type $\alpha$, $\beta^-$, $\beta^+$, $\gamma$, ou d'un autre type.
3°/ Selon vous, quelle particule est représentée par $^{1}_{0}n$ ?
4°/ Pensez-vous que le noyau atomique de Baryum formé par la transformation 5 soit stable (justifier) ? Si non, quelle transformation nucléaire serait-il, selon vous, susceptible de subir (justifier) ?

Données:

| Élément | Co | Ni | Ba | Rn | Ra | He | U | Kr |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Nom | Cobalt | Nickel | Baryum | Radon | Radium | Hélium | Uranium | Krypton |
| Z | | | | 86 | | | 92 | |

Isotopes stables du Baryum: $^{134}_{56}Ba$, $^{135}_{56}Ba$, $^{136}_{56}Ba$, $^{137}_{56}Ba$, $^{138}_{56}Ba$.

# 10.2. Loi de décroissance radioactive

## 136. Propriétés d'une transformation nucléaire naturelle

Une transformation nucléaire naturelle :

Se fait de manière aléatoire : il est impossible de prédire quand UN noyau en particulier va subir la transformation.

Ne dépend pas des conditions dans lesquelles elle se déroule (température, pression, temps, nombre de noyaux encore radioactifs, etc…).

Notations : Soit un échantillon contenant N(t) noyaux radioactifs à un instant t.

$\Delta N(t) = N(t) - N(t + \Delta t)$ : Cette quantité est le nombre noyaux radioactifs ayant subi une transformation nucléaire entre les instants t et t + Δt.

## 137. Conséquence de ces propriétés

$\frac{\Delta N(t)}{N(t)}$ représente la proportion des noyaux radioactifs ayant subi une transformation nucléaire entre les instants t et t + Δt. Cette proportion est indépendante des conditions dans lesquelles la transformation se déroule (température, pression, temps, nombre de noyaux encore radioactifs, etc…). Elle est seulement proportionnelle à la durée Δt.

Ainsi : $\frac{\Delta N(t)}{N(t)} = \lambda * \Delta t$ où λ est appelée **constante radioactive**.

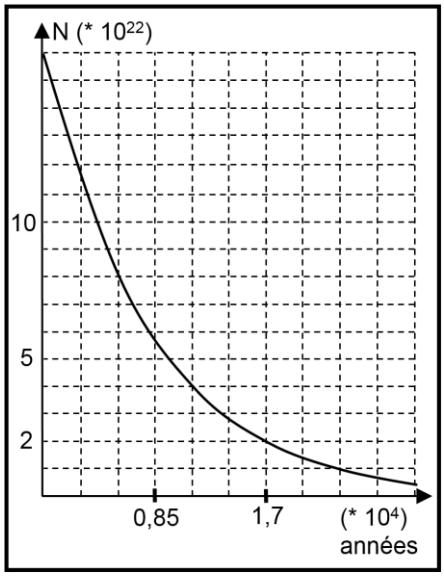
Bilan : $\frac{N(t) - N(t + \Delta t)}{N(t)} = \lambda * \Delta t$ et donc $\frac{N(t + \Delta t) - N(t)}{\Delta t} = - \lambda * N(t)$

En faisant tendre Δt vers 0 on obtient l'équation différentielle: $\frac{dN}{dt}(t) = - \lambda * N(t)$

Résolution de l'équation différentielle (cf. section 4.2) :

$N(t) = N_0 * \exp(-\lambda * t)$ où $N_0$ est le nombre de noyaux radioactifs à t = 0.

La courbe ci-contre représente l'évolution de N(t) en fonction du temps.




Définition : On appelle **temps de demi-vie** (ou **période radioactive**) noté $t_{1/2}$, la durée au bout de laquelle la moitié des noyaux radioactifs d'un échantillon de taille quelconque a subi la transformation nucléaire.

Conséquence : $N(t_{1/2}) = N_0 / 2$

D'où $N_0 * \exp(-\lambda * t_{1/2}) = N_0 / 2$

Et $\exp(\lambda * t_{1/2}) = 2$

Et enfin $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{\lambda}$

Exercice 1 : 1°/ Déterminer l'unité de la constante radioactive.

2°/ Utiliser le graphe ci-dessus pour déterminer le temps de demi-vie du « Carbone 14 ». En déduire la valeur de la constante radioactive correspondant à la transformation de type $\beta^+$ que subit le « Carbone 14 ».

*Considérons l'échantillon dont la courbe est représentée ci-dessus.*

3°/ Déterminer $N_0$ le nombre de noyaux radioactifs à t = 0.

4°/ Déterminer $N_1$ le nombre de noyaux radioactifs à $t = t_{1/2}$.

5°/ A quelle date N est-il égal à $N_1/4$ ?

A quelle date N était-il égal : à $2 N_1$ ? à $8 N_1$ ?

Exercice du manuel : 30 p 127

Définition : On appelle **activité** (notée A(t)) d'un échantillon radioactif le nombre de noyaux radioactifs subissant une transformation par unité de temps :

$$A(t) = -\frac{dN}{dt}(t) = \lambda * N(t)$$

Unité : L'activité s'exprime en Becquerel (Bq).
1 Bq vaut 1 désintégration par seconde.

Remarque : A(t) et N(t) étant proportionnels, toutes les informations extraites de la courbe N(t) en fonction de t peuvent l'être de la courbe représentant A(t) en fonction de t.

Exercice 2 : Utiliser la courbe de décroissance radioactive représentée à la page précédente afin de déterminer l'activité A(0), l'activité de l'échantillon à l'instant t = 0s.

# 10.3. Applications

## 138. Datation à l'aide de noyaux radioactifs

Le principe de la datation à l'aide de noyaux radioactifs repose sur la relation entre l'activité radioactive d'un échantillon et son « âge ».

Illustration : Les organismes vivants sont constitués (entre autre) de carbone. Les principaux isotopes sont le $^{12}_{6}C$ (98,9%) et le $^{13}_{6}C$ (1,1%). Ces isotopes sont stables. Cependant, les organismes vivants contiennent tous une certaine quantité d'un isotope instable : le $^{14}_{6}C$.

Une propriété remarquable de ces organismes est de posséder TOUS la même proportion de $^{14}_{6}C$ tant qu'ils demeurent en vie. En revanche, lorsqu'un organisme vivant meurt, la proportion de $^{14}_{6}C$ se met à décroître au cours du temps ($^{14}_{6}C$ subit une transformation de type $\beta^+$).

Par conséquent, la mesure de l'activité A de l'échantillon d'un organisme mort permet de déterminer la date à laquelle il est mort. Exercices du manuel : 23 p 125, 35 p 128

## 139. Application médicales

Scintigraphie : Injection d'un isotope émetteur de rayonnement γ (par exemple $^{123}_{53}I$) dans un organe (ou un tissu), puis, grâce à l'émission des rayons γ, suivi de la localisation de cet isotope dans l'organe (ou tissu). Cette technique permet de fournir des images de l'organe (ou du tissu) ainsi que d'étudier son fonctionnement. Exercice du manuel : 33 p 128

Radiothérapie : Destruction de cellules cancéreuses par bombardement ciblé de particules issues de transformations nucléaires (α, $\beta^-$, $\beta^+$, γ).

## 140. Protection contre les rayonnements ionisants

Les particules émises par les transformations nucléaires sont hautement énergétiques et interagissent donc fortement avec la matière. Lorsqu'une particule pénètre dans un échantillon de matière, elle coupe les liaisons entre les atomes créant ainsi des paires d'ions. Ce phénomène peut-être très dangereux pour les tissus vivants (destruction d'ADN, etc…). Le pouvoir ionisant, la capacité de pénétration, et les modes de protection contre ces rayonnements ionisants sont synthétisés dans le tableau ci-dessous.

| | α | $\beta^+$ (ou $\beta^-$) | γ |
|---|---|---|---|
| Pouvoir ionisant | Fort ($10^4$ paires/mm) | Modéré (100 paires/mm) | Faible (1 paire/mm) |
| Capacité de pénétration | Faible | Modérée | Forte |
| Protection | Une couche de quelques cm d'air (ou une feuille de papier) | Une couche de quelques mm de métal | Une couche de plusieurs cm de Plomb ou plusieurs m de béton. |

Exercices du manuel : 25, 26 p 125

# 11. Chimie organique

**VU en PREMIERE :** Liaison covalente, liaison ionique, formules de Lewis et de CRAM.
Dipôles, polarité des liaisons et des molécules, solides ioniques et moléculaires, dissolution, liaison hydrogène, micelles.
Nomenclature, quelques fonctions organiques, formule topologique, spectroscopie IR, calculs de rendement.

## 11.1. Structure et propriétés

### 141. Formules

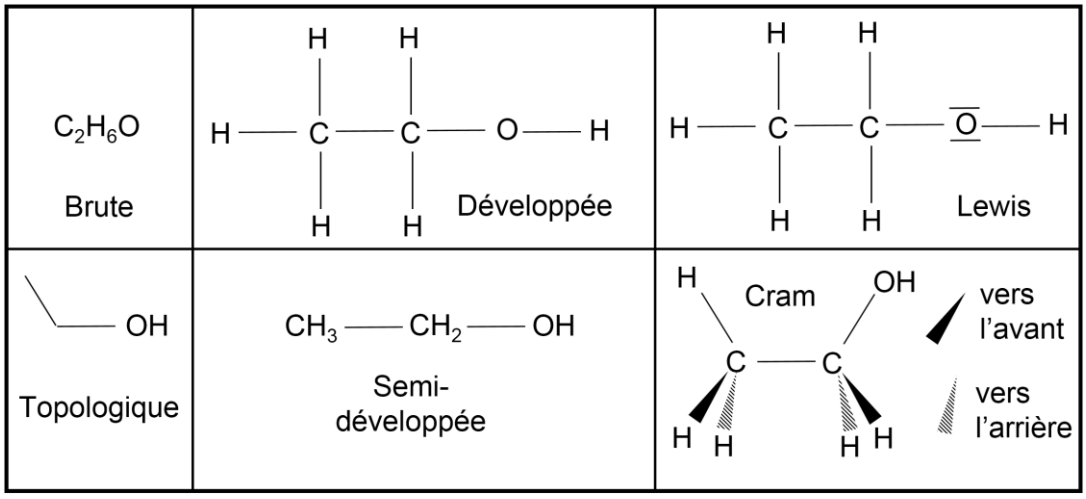
Une **molécule organique** est constituée :

Principalement d'atomes de Carbone et d'Hydrogène (C et H). L'enchaînement des atomes de Carbone constitue le **squelette carboné** de la molécule.

D'éventuellement quelques atomes (O, N, Cl, P….) qui ne sont ni H ni C (on les qualifie d'hétéroatomes) qui sont organisés en groupes caractéristiques.

Il existe plusieurs façons de représenter les molécules organiques

Formule brute : Seuls les éléments et leur nombre apparaissent.
Formule développée : Tous les atomes et toutes les liaisons apparaissent.
Formule semi-développée : Montre seulement quelques liaisons, et regroupe certains atomes.
Formule de Lewis : On ajoute les doublets non liants à la formule développée.
Formule topologique : Seuls les hétéroatomes (O, Cl, N…), les H liés à un hétéroatome et les liaisons apparaissent.
Cram : Permet de représenter la structure 3D des molécules.




Remarques : Il existe d'autres représentations (Newman, Fischer….)
Il arrive fréquemment qu'une molécule soit représentée en utilisant des combinaisons des représentations décrites ci-dessus.

Rappel : tableau de correspondance entre une formule développée et une formule topologique

| Développée | Topologique |
|---|---|
| C — C | — |
| C = C | = |
| C ≡ C | ≡ |
| C — H | Rien |
| C — X | — X |
| C = X | = X |
| C ≡ X | ≡ X |
| X — H | X — H |
| X: hétéroatome | |

## 142. Structure

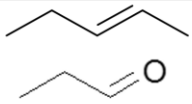
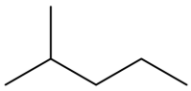
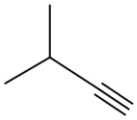
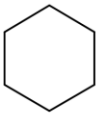
Vocabulaire :

Une molécule organique peut être :

**Saturée** (constituée uniquement de liaisons simples).

**Insaturée** (comporte des liaisons doubles ou triples).

**Linéaire**, **ramifiée** ou **cyclique**.

| | Saturé | Insaturé |
|---|---|---|
| Linéaire | |  |
| Ramifié |  |  |
| Cyclique |  | |

# 143. Familles fonctionnelles

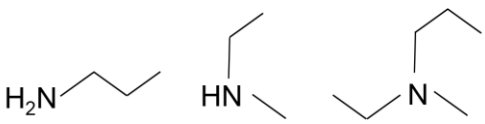
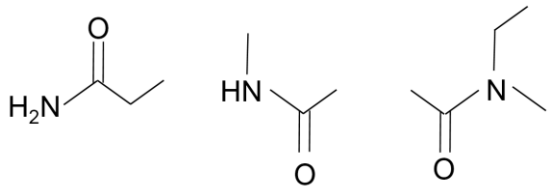
Rappels des fonctions vues en première

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Exemples | | OH | O | O | O OH |
| Famille fonctionnelle | Alcane | Alcool | Aldéhyde | Cétone | Acide carboxylique |
| Groupe (caractéristique ou fonctionnel) | Alkyle | Hydroxyle OH | Carbonyle O | Carbonyle O | Carboxyle O OH |
| Préfixe (substituant) | Alkyl (Ici Pentyl) | Hydroxy | Aldo ou Oxo | Céto ou Oxo | *Jamais* |
| Suffixe (fonction principale) | *Jamais* | ... ol | ... al | ... one | Acide ... oïque |

Nouvelles fonctions

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Exemples | N H | Br Cl F I | | O O | H N O |
| Famille fonctionnelle | Amine | Halogénoalcane | | Ester | Amide |
| Groupe (caractéristique ou fonctionnel) | Amino N H | Bromo Br Chloro Cl Fluoro F Iodo I | | Ester O O | Amide H N O |
| Préfixe (substituant) | Amino | Bromo Chloro Fluoro Iodo | | *Hors Prog* | *Hors Prog* |
| Suffixe (fonction principale) | ... amine | *Jamais* | | ...oate.... de... yle | .... amide |

Pour les fonctions amine et amide, l'atome d'azote peut être lié à 1, 2, ou 3 atomes de Carbone. Dans le cas des amines, on parle alors d'amines primaire, secondaire et tertiaire.

| AMINE | AMIDE |
|---|---|
|   Primaire Secondaire Tertiaire |   |

<u>Remarque 1</u> : Au BAC, l'intitulé des questions peut être :
Identifier/nommer les familles fonctionnelles (ou fonctions).
Identifier/Nommer les groupes caractéristiques.
Entourer les groupes caractéristiques.

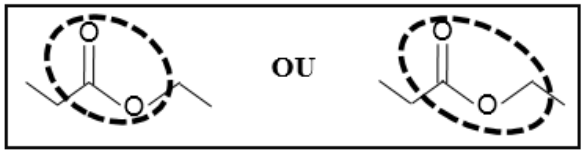
<u>Remarque 2</u> : Dans un acide carboxylique on rencontre le « motif » C=O, et le « motif » OH. Dans certains manuels de chimie organique on trouve même des phrases du type « un groupe hydroxyle attaché au carbone d'un groupe carbonyle forme un autre groupe caractéristique appelé carboxyle ». Ce type d'énoncé, s'il n'est pas faux, prête à confusion car les propriétés chimiques d'un acide carboxylique ne consistent pas en la réunion de celles des alcools et des aldéhydes ou cétones. Au bac, on se gardera donc d'écrire ce genre de chose !!! Par conséquent, pour un acide carboxylique :
On n'entoure jamais séparément C=O et OH.
On ne les désigne jamais comme groupe carbonyle ou groupe hydroxyle.

<u>Remarque 3</u> : Dans un amide, on rencontre le « motif » NH ou $NH_2$. Cependant :
On ne l'entoure jamais séparément.
On ne le désigne jamais comme groupe amino.

<u>Remarque 4</u> : Pour qu'une fonction soit considérée comme un alcool, le groupe hydroxyle doit être attaché à un atome de carbone (et celui-ci ne doit pas être engagé dans une autre fonction, comme par exemple une fonction acide carboxylique). Cependant, si on demande d'entourer le groupe caractéristique, seul OH (le groupe hydroxyle) doit être entouré.

<u>Remarque 5</u> : De même, seul N, NH ou $NH_2$, selon que l'amine est tertiaire, secondaire, ou primaire doivent être entourés dans le cas du groupe amino.

<u>Remarque 6</u> : L'étude des sujets de BAC (et des corrigés) montre que pour le groupe ester, il y a deux réponses possibles à la question « entourer les groupes caractéristiques ».



# 144. Nomenclature (rappels de Première)

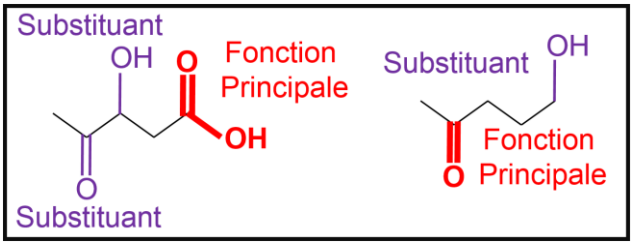
Une molécule organique contient :

Une ou plusieurs chaînes carbonées dont l'une est qualifiée de **chaîne principale**.
D'éventuelles fonctions dont l'une est qualifiée de **fonction principale**.
D'éventuelles insaturations.

**MÉTHODE** : Les étapes de la détermination du nom d'une molécule organique sont présentées dans les grandes lignes ci-dessous.

**ÉTAPE 1** : Détermination de la FONCTION principale

Règle : Lorsqu'une molécule organique comporte plusieurs fonctions, l'une d'entre elle est arbitrairement (selon l'ordre de priorité suivant : Acide carboxylique > Amide > Aldéhyde > Cétone > Alcool > Amine) qualifiée de « fonction principale ».

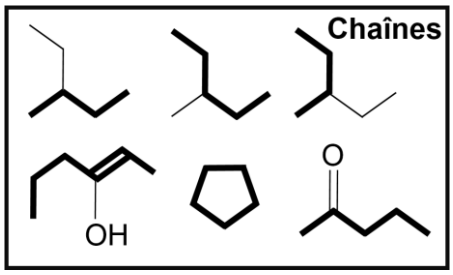



Les autres fonctions (fonctions secondaires) sont qualifiées de substituants.

Remarque : Le qualificatif « principale » ne signifie pas que la fonction joue un rôle plus important que les autres fonctions dans la molécule.

**ÉTAPE 2** : Détermination de la CHAÎNE principale

Une chaîne d'atomes de Carbone est une succession d'atomes de Carbone reliés entre eux par des liaisons covalentes simples, doubles ou triples. Une chaîne non cyclique possède à ses deux extrémités un atome de Carbone qui n'est lié qu'à un seul autre atome de Carbone. Une molécule dont le squelette carboné est ramifié possède chaînes carbonées. L'identification de sa chaîne principale d'atomes de Carbone se fait en respectant, dans l'ordre, les critères suivants :

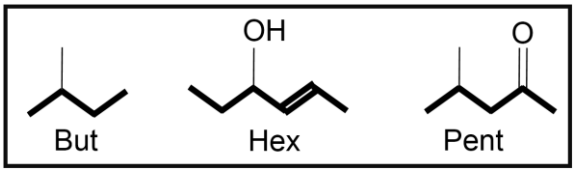



1- Elle doit contenir la fonction principale.
2- Elle doit contenir le maximum d'insaturations (liaisons doubles ou triples) entre atomes de Carbone.
3- Elle doit être la chaîne la plus longue.
4- Elle doit contenir le maximum de substituants (fonctions secondaires ou ramifications).

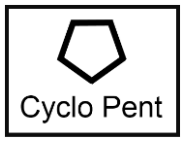
Le nombre de Carbones de la chaîne principale détermine la racine du nom :

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Meth | Eth | Prop | But | Pent | Hex | Hept | Oct | Non |

Exemples : La chaîne principale est représentée en gras



Remarque 1 : Si la molécule est cyclique on fait précéder le nom de la chaîne principale par CYCLO.




Remarque 2 : Le qualificatif « principale » ne signifie pas que la chaîne joue un rôle plus important que les autres chaînes dans la molécule.

**ÉTAPE 3** : Détermination du suffixe (i.e. la fin du nom) de la molécule

Règle 1 : La fonction principale donne le suffixe du nom de la molécule.

| Fonction | Alcool | Aldéhyde | Cétone | Acide carboxylique |
|---|---|---|---|---|
| Suffixe | ol | al | one | Acide ... oïque |

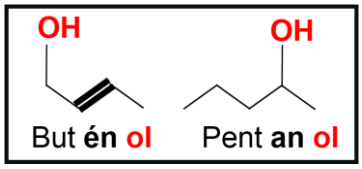
Règle 2 :

Si la chaîne principale ne comporte aucune liaison multiple entre atomes de Carbone le suffixe est précédé de ANE (ou AN).

Sinon, le suffixe est précédé de :

ENE (ou EN) pour indiquer la présence d'une double liaison entre deux atomes de Carbone.

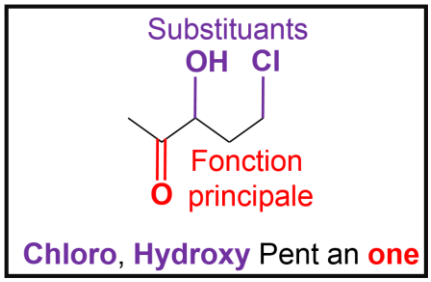
YNE (ou YN) pour indiquer la présence d'une triple liaison entre deux atomes de Carbone.

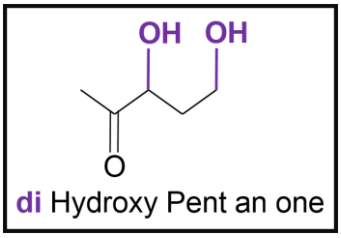



**ÉTAPE 4** : Détermination du préfixe (i.e. le début du nom) de la molécule

Règle : La présence de substituants greffés sur la chaîne principale (fonctions secondaires, ramifications) est indiquée en début de nom.

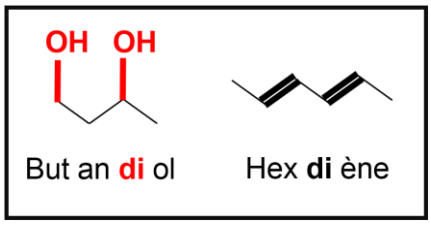
On les positionne par ordre alphabétique.

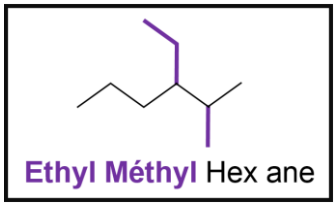



Remarque 1 : Lorsqu' un substituant apparaît plusieurs fois, on fait précéder son nom des préfixes di, tri ou tétra (qui n'entrent pas en compte dans l'ordre alphabétique).

De même, lorsque la fonction principale, une liaison double ou une liaison triple apparaissent plusieurs fois.




Remarque 2 : Lorsque le substituant est une chaîne carbonée, on utilise les mêmes racines que pour la chaîne principale pour indiquer sa présence, suivi de YL (Methyl, Pentyl, etc...).

## **ÉTAPE 5** : Numérotation de la chaîne

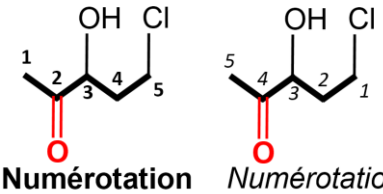
Règle : On numérote les atomes de Carbone de la chaîne principale à partir d'une de ses deux extrémités, de façon à donner, dans l'ordre, le plus petit numéro :

1- A la fonction principale
2- Aux insaturations
3- Aux substituants

**Chaîne principale**

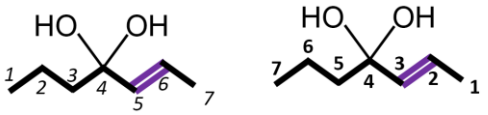
Fonction Principale

Insaturation




**Numérotation correcte** *Numérotation incorrecte*

**5** Chloro, **3** Hydroxy, pentan **2** one



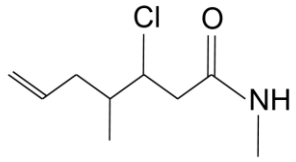

*Numérotation incorrecte* **Numérotation correcte**

Hept **2** ène **4**, **4** di ol

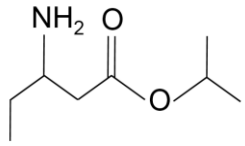
Remarques : Dans le cas d'une liaison double ou triple, on indique le plus petit des deux numéros portés par les atomes de la liaison.

Lorsqu'une fonction, un substituant ou une liaison multiple est répétée plusieurs fois, le numéro de chacun d'entre eux est indiqué dans le nom de la molécule.

**EXEMPLES** :



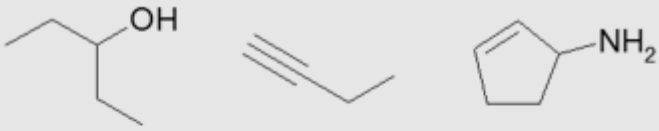

3 chloro 4, N di méthyl hept 6 en amide




3 amino pent an oate d'isopropyle

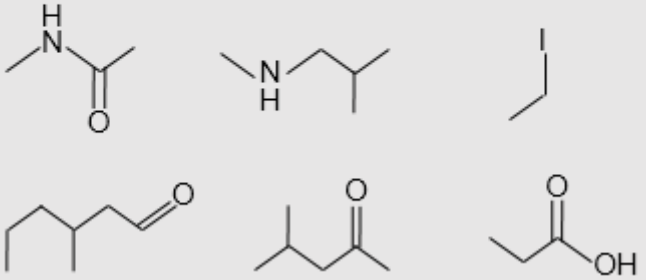
Exercice :

1°/ Déterminer le nom des molécules ci-contre :




2°/ Représenter la notation topologique des molécules suivantes :

Propanoate d'éthyle
N isopropyle Butanamide
3 bromo pentane
1, 3 dichloro hexane 2 amine

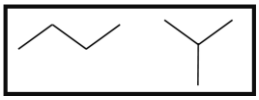


## 145. Isomérie de constitution

Définition : Deux molécules sont **isomères de constitution** lorsqu'elles ont même formule brute mais pas même formule développée.

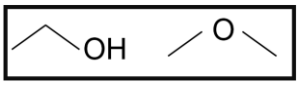
Isomérie de chaîne :

Butane : température d'ébullition $T_{eb}$ = - 0,5 °C à $P_{ambiante}$.
Méthyl propane : $T_{eb}$ = - 11,7 °C à $P_{ambiante}$.



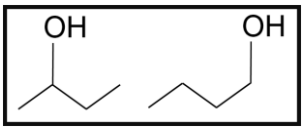
Isomérie de fonction :

Ethanol : Alcool des boissons alcoolisées
Liquide (à T, P ordinaires)
Ether diméthylique : Gaz (a T, P ordinaires)
Peut être utilisé comme carburant.




Isomérie de position :

Butan 1 ol $T_{eb}$ = 118°C à $P_{ambiante}$.
Butan 2 ol $T_{eb}$ = 100°C à $P_{ambiante}$.




Exercice : Représenter en formule topologique l'ensemble des isomères de constitution :
De formule brute $C_5H_{12}$
De formule brute $C_4H_8$
De formule brute $C_3H_6O$
De formule brute $C_4H_7Cl$

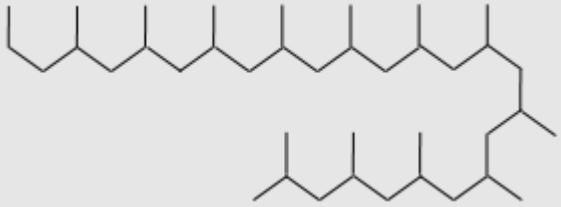
## 146. Polymères

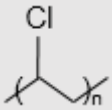
Définition : Un polymère est une grande (souvent très grande) molécule constituée d'un ou de plusieurs motifs identiques appelés monomères, liés entre eux par des liaisons covalentes.

Exercice :

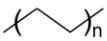
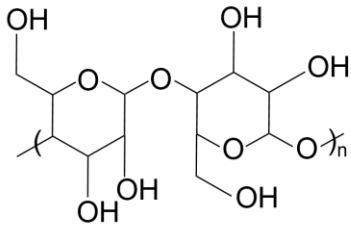
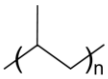
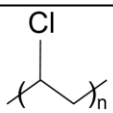
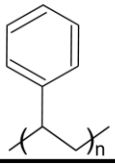
1°/ Identifier le monomère qui est l'unité de base du polymère ci-contre.
Combien d'atomes de C et de H possède-t-il ?

2°/ Identifier le motif du polymère dont la formule est donnée ci-dessous (n un entier)





Quelques exemples

| Polymères synthétiques | | Polymères naturels | |
|---|---|---|---|
| Polyéthylène (PE) |  | Cellulose |  |
| Polypropylène (PP) |  | | |
| Polychlorure de vinyle (PVC) |  | Amidon | |
| Polystyrène (PS) |  | Protéine | |
| | | ADN et ARN | |

Utilisations courantes

| | |
|---|---|
| PVC, polyesters : | Vêtements |
| PVC : | Tuyau canalisation |
| Cellulose (transformée en éthanol) : | Biocarburant |
| PS : | Isolation thermique, emballage |

# 11.2. Réactions organiques

## 147. Types de modification

Certaines réactions ne font que modifier les groupes caractéristiques d'une molécule.

Exemple : Oxydation d'un alcool en acide carboxylique par $MnO_4^-$.

$$CH_3CH_2OH \xrightarrow{MnO_4^-} CH_3COOH$$

Certaines réactions modifient la chaîne carbonée elle-même.

Exemple : Ozonolyse d'un alcène.

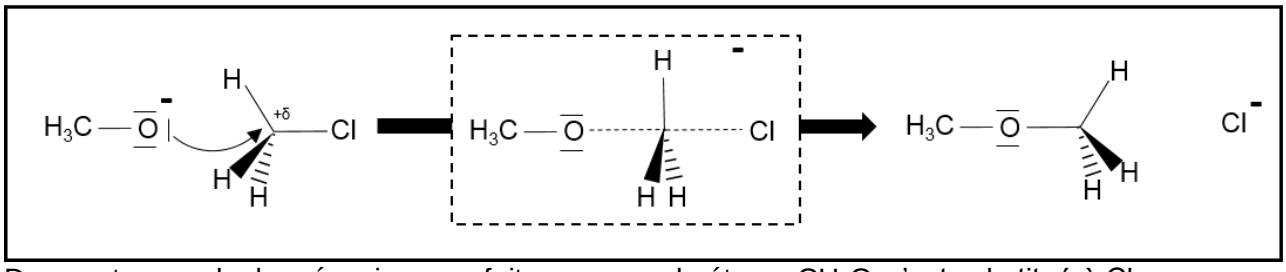
$$CH_3CH{=}CH_2 \xrightarrow{O_3} CH_3CHO + H_2CO$$

## 148. Réaction de substitution

Sur une molécule, un groupe caractéristique (qualifié de **nucléophile**) vient en remplacer un autre (qualifié de **nucléofuge**).

Exemple : $CH_3Cl + CH_3O^- \rightarrow CH_3OCH_3 + Cl^-$

Mécanisme :




Dans cet exemple, le mécanisme se fait en une seule étape. $CH_3O^-$ s'est substitué à $Cl^-$.

| | |
|---|---|
| Exercice : | Identifier le nucléophile et le nucléofuge de la réaction étudiée ci-dessus. |

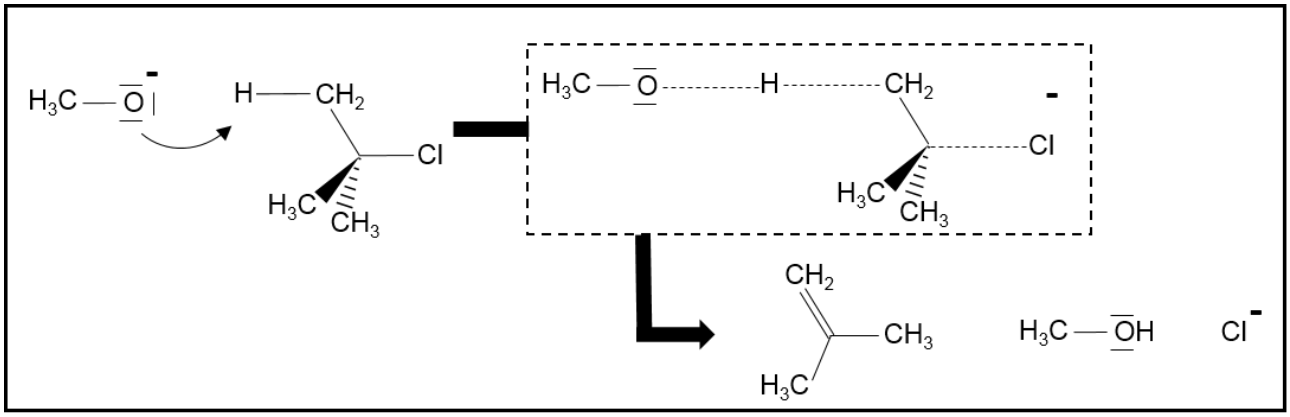
Remarque : Il existe d'autres nucléophiles : $HO^-$, $F^-$, etc…
Il existe d'autres nucléofuges : $HO^-$, $I^-$, etc…

## 149. Réaction d'élimination

Un (ou plusieurs) groupe(s) caractéristique(s) est (sont) retiré(s) d'une molécule sans être remplacé(s) par d'autre(s).

Exemple : $CCl(CH_3)_3$ + $CH_3O^-$ → $CH_2{=}C(CH_3)_2$ + $CH_3OH$ + $Cl^-$

Mécanisme :




H et Cl ont été retirés de la molécule $CCl(CH_3)_3$, faisant apparaître une double liaison.

## 150. Réaction d'addition

Un (ou plusieurs) groupe(s) caractéristique(s) est (sont) ajouté(s) sur une molécule sans qu'il(s) soi(en)t venu(s) en remplacer d'autre(s).

Exemple : HBr + propène → 1bromo propane + 2 bromo propane

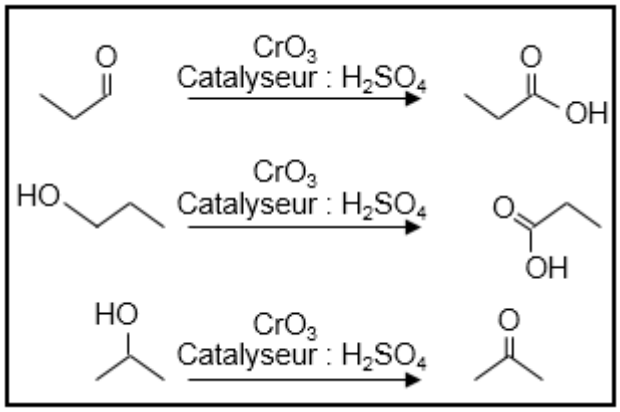
| | | |
|---|---|---|
| Exercice : | 1°/ | Réécrire la réaction en utilisant la notation topologique. |
| | 2°/ | Représenter la première étape du mécanisme à l'aide de flèches courbes. |

Un H et un Br ont été ajoutés, respectivement sur chaque atome C de la double liaison de la molécule de propène.

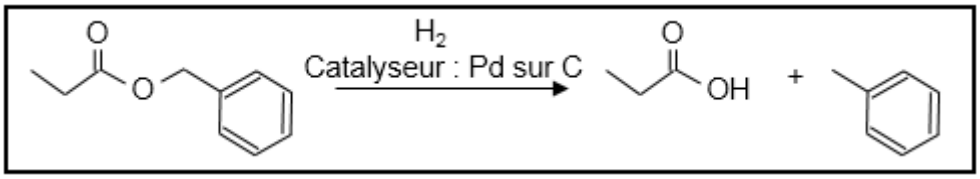
## 151. Banque de réactions

On présente ici quelques autres types de réactions fréquemment utilisées en chimie organique

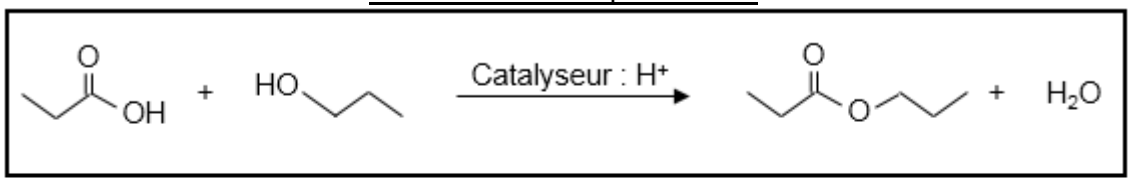
Réactions d'oxydation



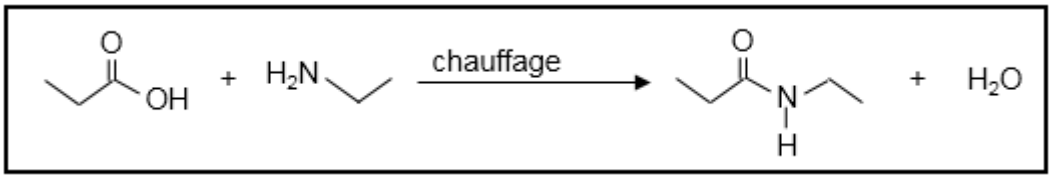

Coupure de chaîne par de catalyse hétérogène




Estérification et saponification



Synthèse d'amide



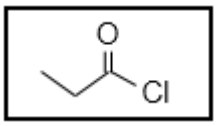

Exercice : 1°/ Identifier les fonctions mises en jeu dans les molécules ci-dessus.
2°/ Connaissant le couple $CrO_3/Cr^{3+}$, écrire l'équation bilan de la première réaction d'oxydation.
3°/ Identifier l'estérification et la saponification. Dans le cas de la saponification, comment procéder pour récupérer la forme acide carboxylique du produit formé ?
4°/ Proposer une suite de réaction permettant transformer la molécule de 1 Chloro pentane en pentanamide. Pour chaque étape, dites s'il s'agit d'une réaction d'oxydo-réduction, acide-base, de substitution, d'addition ou d'élimination.

**TP**
Synthèse

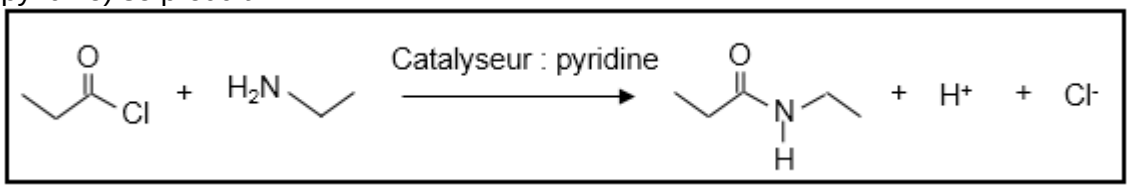
## 152. Réaction de polymérisation

Etudions le principe de la polymérisation à travers l'exemple de la synthèse du nylon (appelé nylon 6,6).

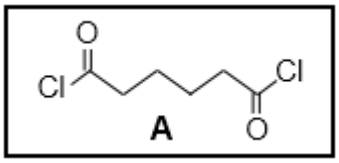
Remarque : L'équation bilan de la réaction de synthèse d'un amide est donnée dans le point précédent « Banque de réactions ». Cependant, il existe une réaction beaucoup plus rapide et d'un bien meilleure rendement utilisant une fonction que nous n'avons pas encore rencontrée, le chlorure d'acyle (ci-contre).

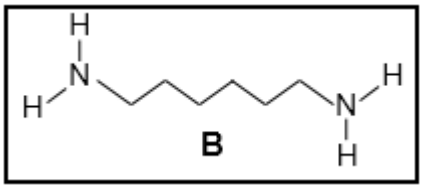



En présence d'une amine une réaction de synthèse d'amide (catalysée par la pyridine) se produit :

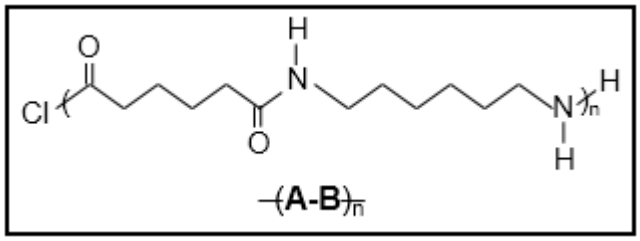



La synthèse du nylon 6,6 utilise cette réaction. Elle met en présence les deux composés A et B suivants.




Les deux extrémités du composé A peuvent réagir avec les deux extrémités du composé B. Ainsi, de nombreuses réactions se succèdent où un premier A se lie à un B qui se lie à un autre A et ainsi de suite dans ce qu'on appelle une réaction en chaîne. De nombreuses chaînes de polymères, de longueurs n variables, se forment. C'est le nylon 6,6.




Exercice : 1°/ Ecrire l'équation bilan équilibrée de la synthèse du nylon 6,6.
2°/ Représenter le nylon 6,6 en représentation semi développée.
La synthèse du nylon peut également se faire à partir d'un diacide carboxylique plutôt qu'à partir de la molécule A.
3°/ Donner la formule topologique de ce diacide.
Reprendre les questions 1°/ et 2°/ en remplaçant A par ce diacide.

**Manipulation**

Faire la synthèse du nylon 6,6

# 11.3. Optimisation d'une étape de synthèse

## 153. Optimisation de la vitesse

Nous avons déjà étudié cette année différentes méthodes pour augmenter la vitesse d'une réaction chimique. Ces méthodes sont très utilisées en chimie organique car chaque synthèse comporte en général de nombreuses étapes. Pour rappel, il est possible de :

Augmenter la température ou la concentration d'un réactif (facteur cinétique)
Introduire un catalyseur

Exercice du manuel : 32 p 214, et 34 p 216

## 154. Optimisation du rendement

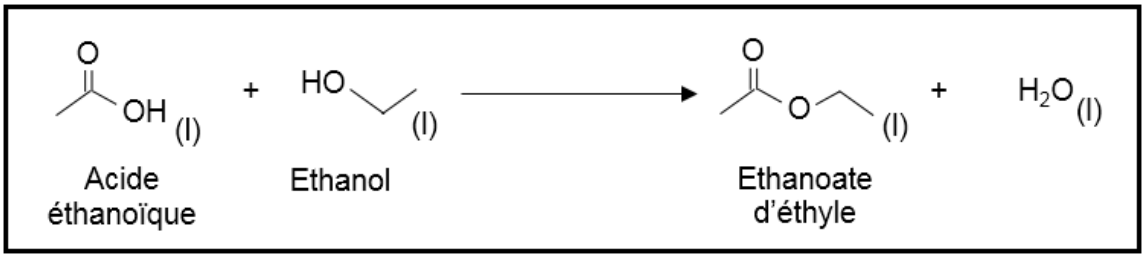
Rappel : Le rendement d'une réaction chimique est défini, pour n'importe quel réactif ou produit de la réaction, par :

$$\rho = n_{REACTIF\ consommé}/n_{REACTIF\ consommé\ MAX}$$

ou $$\rho = n_{PRODUIT\ formé}/n_{PRODUIT\ formé\ MAX}$$

$n_{REACTIF\ consommé}$ et $n_{PRODUIT\ formé}$ sont les quantités de matières déterminées expérimentalement. $n_{REACTIF\ consommé\ MAX}$, $n_{PRODUIT\ formé\ MAX}$ sont des quantités de matières que l'on obtiendrait SANS perte d'aucune sorte, ET en considérant la réaction comme TOTALE.

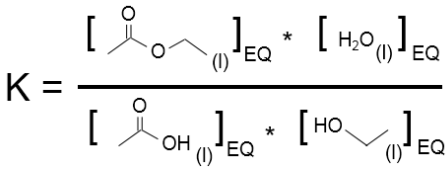
Etudions la réaction d'estérification suivante :




Supposons que l'éthanol soit le réactif limitant. Le rendement de la réaction s'écrit donc :

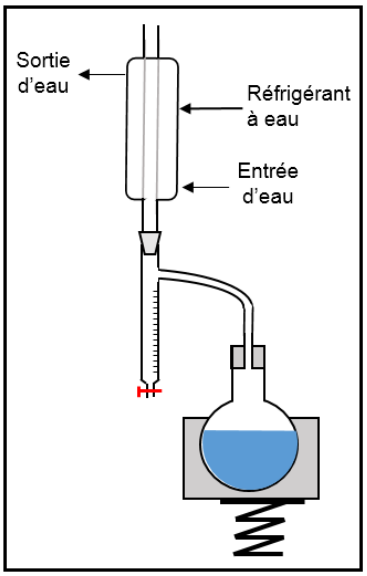
$$\rho = [Ethanol]_{EQ}/[Ethanol]_{MAX}.$$

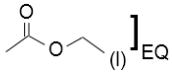
C'est une réaction équilibrée dont la constante d'équilibre s'écrit :

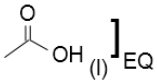
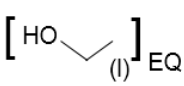


Dispositif expérimental 1 : La réaction se déroule dans un dispositif classique de chauffage à reflux (cf. 11.5). Les concentrations des réactifs et des produits finissent par se stabiliser, en accord avec la valeur de la constante d'équilibre de la réaction.
Il en résulte une valeur du rendement égale à $\rho = [Ethanol]_{EQ}/[Ethanol]_{MAX}$.

Dispositif expérimental 2 : La même réaction, avec les mêmes quantités de réactifs à l'état initial, se déroule à présent dans un dispositif de « Dean-Stark » (schéma ci-contre). Au fur et à mesure que les produits sont formés, l'eau est éliminée du milieu réactionnel. Ainsi, $[H_2O]$ est maintenue à une faible valeur dans le milieu réactionnel. Par conséquent, l'équilibre de la réaction ne pourra être atteint que si :




$[$  $]_{EQ}$ est plus grande que celle obtenue avec le dispositif 1.

$[$  $]_{EQ}$ et $[$  $]_{EQ}$ sont plus petites que celles obtenues avec le dispositif 1.

Bilan : Le dispositif 2 (« Dean-Stark ») permet d'augmenter le rendement de cette réaction d'estérification.

Exercice 1 : Expliquer comment le dispositif de Dean-Stark permet d'éliminer l'eau du milieu réactionnel et pas l'éthanoate d'éthyle.

Données :

| Masses | Eau | Ethanoate d'éthyle | Ethanol | Acide éthanoïque |
|---|---|---|---|---|
| Masse volumique ($kg.L^{-1}$ | 1,00 | 0,92 | 0,79 | 1,05 |
| Solubilité avec l'eau | / | Assez bonne | Très bonne | Très bonne |
| Température d'ébullition (°C) | 100 | 77 | 79 | 118 |

Remarque :

Il existe d'autres procédés pour augmenter le rendement d'une réaction.

Elimination d'un produit du milieu réactionnel en le faisant réagir chimiquement.

Introduction d'un réactif en très grand excès.

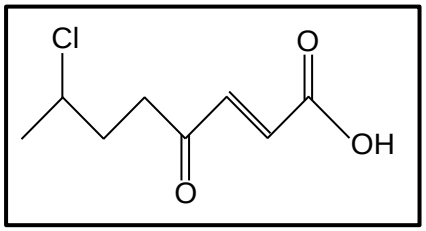
Etc…

Exercices du manuel : 23 p 211 et 35 p 216

# 11.4. Stratégie de synthèse

## 155. Principe

Lorsqu'une molécule possède plusieurs groupes (la molécule est dite polyfonctionnelle) sur lesquels un réactif peut agir, il est nécessaire de mettre au point des stratégies chimiosélectives afin de favoriser la réaction sur un groupe plutôt que sur un autre.




Stratégies possibles :

Choix d'un *solvant* qui favorise la réaction d'un groupe, ou freine celle d'un autre.

Choix d'un réactif *chimiosélectif* qui ne réagit qu'avec un seul des groupes caractéristiques de la molécule polyfonctionnelle.

Protection/déprotection d'un groupe caractéristique (cf. paragraphe suivant).

Lors d'une synthèse organique, de nombreux facteurs entrent en compte dans le choix du mode opératoire. Exemples :

Le rendement (nombre d'étapes, rendement de chaque étape, pertes entre chaque étape en raison de l'extraction, de la purification des produits intermédiaires…).
Le coût (chauffage, coût des réactifs…).
La durée.
La dangerosité des produits ou des réactions.

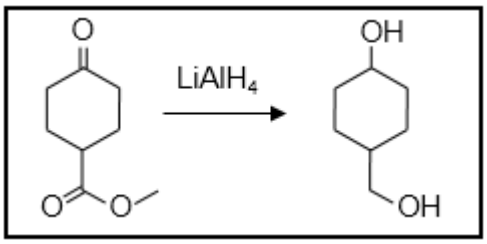
Remarque : Une démarche écoresponsable permettrait de réduire l'impact environnemental de l'industrie chimique. Plusieurs stratégies pourraient être mises en œuvre :

Choix du protocole le moins gourmand en énergie.
Traitement ou valorisation des sous-produits formés au cours de la synthèse.
Etc…

## 156. Protection/déprotection d'un groupe caractéristique.

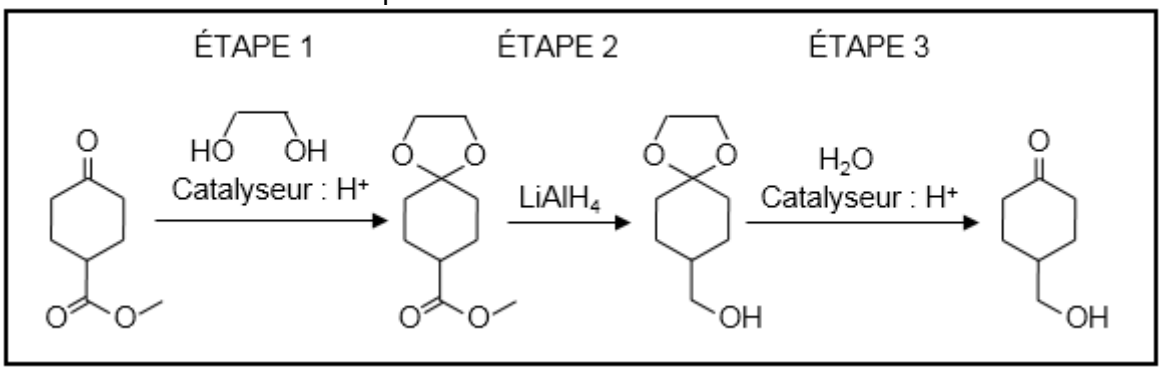
Dans la molécule ci-contre, il y a deux fonctions organiques qui peuvent subir une réaction de réduction grâce à un réducteur très puissant, $LiAlH_4$.

Le bilan de cette réaction est présenté ci-contre.

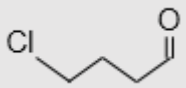
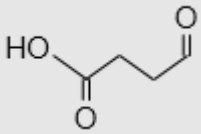



Si nous souhaitons réduire la fonction ester, mais conserver la fonction cétone, il faut mettre en œuvre une stratégie de protection/déprotection de la fonction cétone :

ÉTAPE 1 : Protection de la fonction cétone.
ÉTAPE 2 : Réduction de la fonction ester.
ÉTAPE 3 : Déprotection de la fonction cétone.




Exercice : Proposer une suite de réaction permettant transformer la molécule

A  en la molécule B 

# 11.5. Pratiques expérimentales

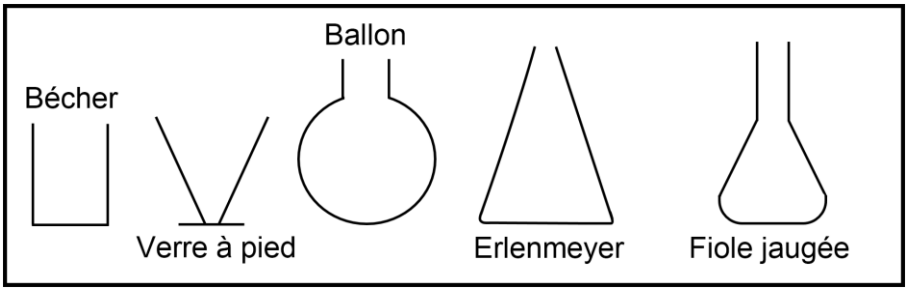
## 157. Pictogrammes de sécurité

| | | |
|---|---|---|
| **Corrosif**<br>ronge métaux, peau, yeux<br>*HCl, NaOH, javel…* | **Nocif ou irritant**<br>contact cutané, ingestion, inhalation<br>*Acétone, $KMnO_4$ …* | **Toxique**<br>contact cutané, ingestion, inhalation<br>*$NO_2$, $SO_2$…* |
| **Danger pour la santé**<br>cancérogène, mutagène ou reprotoxique<br>*Benzène, cyclohexane* | **Inflammable**<br>*$H_2$, $CH_4$ …* | **Comburant**<br>Provoque ou aggrave un incendie<br>*$O_2$, $H_2O_2$ …* |
| **Gaz sous pression**<br>ou gaz réfrigéré: peut exploser<br>*$O_2$, $H_2$ …* | **Explosif**<br>*TNT…* | **Dangereux pour l'environnement**<br>*$KMnO_4$, $I_2$ …* |

## 158. Verrerie

Les outils de verrerie utilisés en laboratoire sont multiples.

Les récipients les plus courants sont les béchers, les erlenmeyers, les ballons ou les verres à pied. Certains de ces contenants sont gradués, mais les indications de volume sont très peu précises.

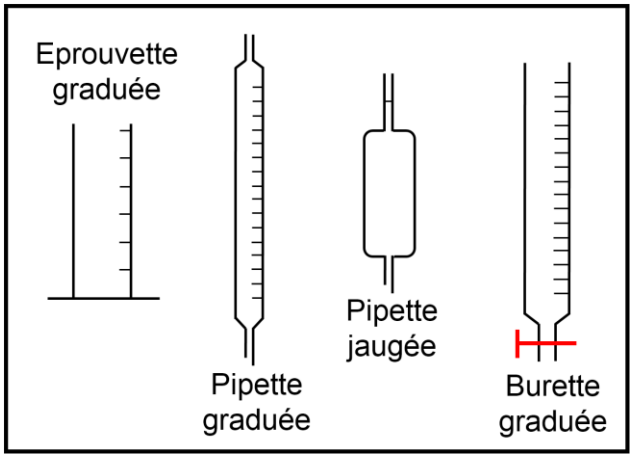



Les instruments de mesures ou de prélèvement les plus courants sont :

Les éprouvettes graduées (précision maximale de 1 mL)

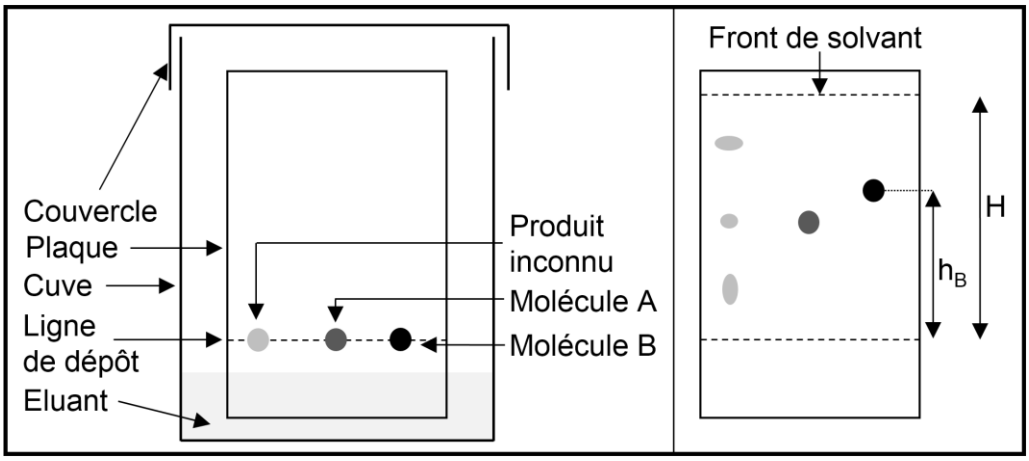
Les pipettes graduées (précision entre 0,1 et 1 mL)

Les pipettes jaugées (elles ne peuvent mesurer qu'un seul volume mais avec une très grande précision, bien souvent inférieure à 0,1 mL).




Enfin, les burettes graduées servent à verser des quantités précisément contrôlées de liquide. La précision de lecture est généralement de l'ordre de 0,1 mL, mais on peut contrôler le versement du liquide à la goutte près.

## 159. Chromatographie




Définition : Le *rapport frontal* pour la molécule B est défini par $R_F = h_B/H$

Interprétation du chromatogramme :

L'échantillon à analyser contient trois espèces différentes, dont deux espèces inconnues et de l'espèce A. En revanche, il ne contient pas de B.

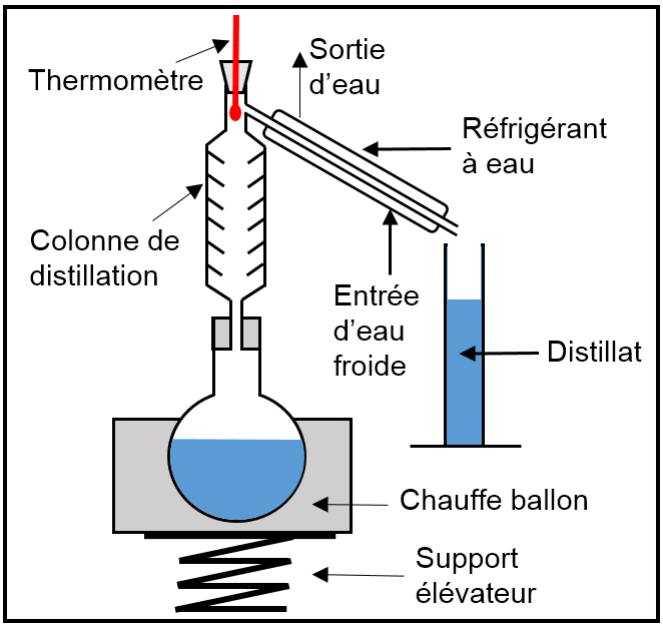
Remarques : La chromatographie est une technique d'analyse et de séparation.

Lorsque les produits déposés sur la plaque de chromatographie ne sont pas directement visibles, il est nécessaire de procéder à la *révélation* de la plaque avant de l'analyser. Ce procédé a pour but de rendre visibles les tâches du chromatogramme.

## 160. Distillation fractionnée

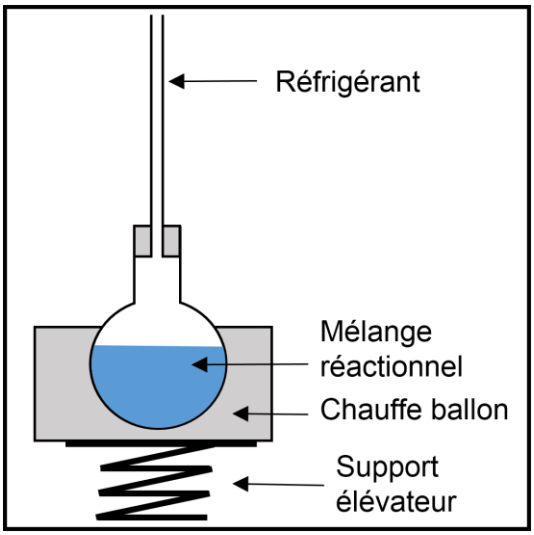
La distillation est une technique de séparation de liquides miscibles. Pour les séparer, elle utilise le fait que les deux liquides ne possèdent pas la même température d'ébullition.

Exemple : séparation d'un mélange d'eau et d'éthanol, deux liquides totalement miscibles.



## 161. Chauffage à reflux

Dans certaines circonstances, il peut être intéressant de chauffer le mélange réactionnel afin d'accélérer la réaction qui s'y déroule.




La technique du chauffage à reflux permet de chauffer un mélange réactionnel dans lequel se trouvent des liquides volatiles (réactifs ou produits de la réaction) sans qu'ils ne s'évaporent hors du récipient où se déroule la réaction. Un réfrigérant (à eau, à air…) est placé en sortie du ballon. Il permet de condenser les vapeurs qui se forment lors du chauffage et qui retombent alors dans le mélange réactionnel.

Afin de limiter la taille des bulles formées lors de l'ébullition, on introduit parfois quelques grains de pierre ponce, un solide poreux, dans le mélange réactionnel.

## 162. Récupération et purification d'une phase solide

**Formation de la phase solide**

Une fois la réaction terminée, l'espèce solide X que l'on souhaite récupérer est (plus ou moins) partiellement dissoute dans la phase liquide du mélange réactionnel. En effet :

X peut avoir été obtenue sous une forme ionique (par exemple, la base conjuguée d'un acide carboxylique ne possédant pas de charge électrique lorsqu'il est sous sa forme acide), particulièrement soluble dans un solvant aqueux. Dans ce cas, il convient d'ajouter un réactif à l'issue de la réaction (un acide fort dans le cas de la formation de la base conjuguée) qui fera précipiter X.

Le mélange réactionnel est chaud à la fin de la réaction. Or la plupart des solides sont d'autant plus solubles que la température du solvant est élevée. Il convient donc de refroidir le mélange réactionnel afin de récupérer un maximum de X sous forme solide.

**Relargage**

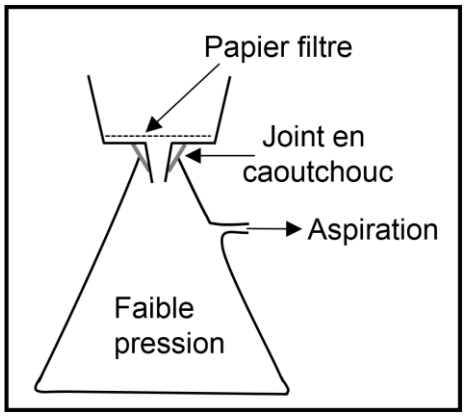
Cette technique sert à récupérer de petites quantités d'un solide (ou d'un liquide) peu soluble dans un solvant. Elle consiste à saturer le solvant d'une espèce très soluble afin d'en expulser l'espèce que l'on souhaite récupérer.

Exemple : une huile essentielle est peu soluble dans l'eau

Afin de récupérer la faible quantité d'huile essentielle dissoute dans l'eau, on sature l'eau d'espèces ioniques (des sels). Ainsi, la faible quantité d'huile essentielle se trouve expulsée de l'eau est peut-être récupérée.

**Filtration sous vide à l'aide d'un Büchner**

La filtration sous vide à l'aide d'un Büchner maintient la fiole de récupération du liquide à une pression inférieure à la pression du laboratoire afin d'accélérer l'écoulement du liquide, et d'obtenir un solide contenant un très faible résidu de liquide.




Une filtration peut servir à récupérer :

Un solide (sur le papier filtre)

Un liquide appelée filtrat (dans la fiole de récupération)

**Recristallisation**

Le solide obtenu lors des étapes précédentes contient souvent des impuretés solides, c'est-à-dire des traces d'autres solides (réactif initial, autres produit de la réaction…) dont il faut se débarrasser. La méthode de recristallisation consiste à dissoudre le solide obtenu dans un solvant dans lequel :

Les impuretés sont très solubles à chaud et à froid

Le solide X que l'on souhaite récupérer est très soluble à chaud et très peu soluble à froid.

Ainsi, la totalité du solide (X et les impuretés) sera dissout dans le solvant à chaud, mais en refroidissant le solvant, seul X se formera (processus de recristallisation), les impuretés étant fortement solubles dans le solvant froid. Une filtration permet alors de récupérer le solide X pur.

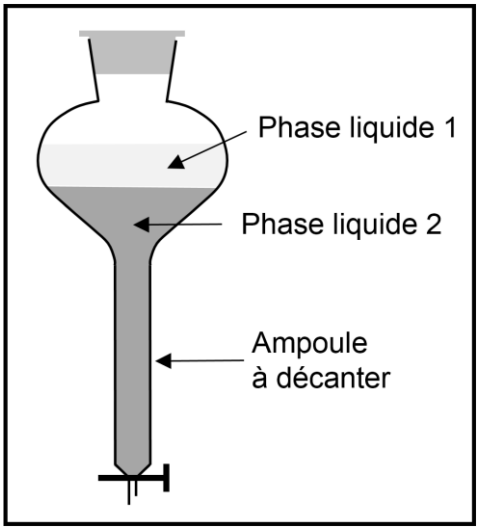
## 163. Séchage d'une phase organique

Les solides obtenus à l'issue de l'ensemble des étapes précédentes sont souvent légèrement imbibés de liquide. On les place alors dans une étuve afin de les sécher par évaporation lente du liquide. On récupère alors un solide pur et sec dont la pesée permet de calculer le rendement global de la réaction.

Lorsque le produit organique formé par la réaction est un liquide, il est bien souvent peu miscible avec l'eau. Néanmoins, des traces d'eau peuvent s'y trouver, donnant ainsi à la phase organique un aspect trouble. Afin de le purifier en éliminant toute trace d'eau, on ajoute à la phase organique de petites quantités d'un solide très hydrophile ($MgSO_{4(s)}$ anhydre…), qui en se gonflant d'eau permet de l'ôter de la phase organique et de la rendre limpide.

## 164. Extraction liquide-liquide

Cette technique sert à transférer un soluté d'un solvant d'où il est difficile de l'extraire vers un autre solvant d'où son extraction sera plus aisée.




Exemple : Du diiode ($I_2$) est dissout dans de l'eau. L'eau ayant une température d'ébullition élevée, il est difficile d'en extraire le diiode. Son transfert dans du cyclohexane (dans lequel il est beaucoup plus soluble) qui possède une température d'ébullition plus basse que celle de l'eau permet ensuite de l'en extraire plus facilement.

Exercices : Exercice 1, partie 1 du sujet de Bac de Métropole 2019.
Bac 2015 Polynésie Exercice 1 partie 3
Bac 2015 Asie Exercice 2 partie 3
Bac 2015 Métropole Exercice 2 partie 2

# 12. Techniques d'analyse

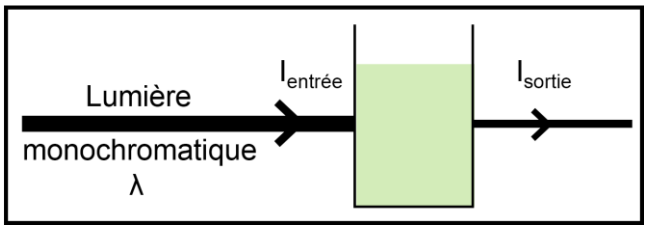
**VU en PREMIERE :** Dosage par étalonnage (Beer Lambert), titrage par repérage de l'équivalence (titrage colorimétrique).

## 12.1. Méthodes physiques

### 165. Absorbance : loi de Beer Lambert

**Dispositif expérimental**

Une onde électromagnétique monochromatique (i.e. une lumière de longueur d'onde unique notée λ) est envoyée vers une solution transparente. L'intensité lumineuse est mesurée juste avant que la lumière n'entre dans la solution ($I_{entrée}$), et juste après ($I_{sortie}$).




Remarques : « Transparent » signifie « qui peut laisser passer la lumière » ce qui ne veut pas dire « incolore ». L'eau pure (incolore) est transparente. Une menthe à l'eau (verte) est également transparente (évidemment, plus il y a de sirop de menthe, plus la boisson est foncée, et moins la lumière est capable de la traverser).

Le mot « transparent » s'oppose au mot « opaque ». Le lait est opaque.

Observations : La proportion de la lumière qui traverse la solution dépend :

De la longueur d'onde de la lumière (une même menthe à l'eau laisse davantage passer une lumière verte - de longueur d'onde égale à 530 nm par exemple - qu'une lumière rouge - de longueur d'onde égale à 650 nm par exemple.)

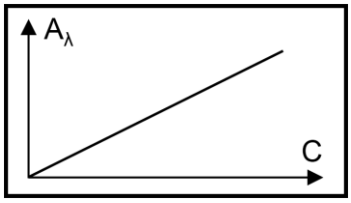
Des espèces chimiques présentes dans la solution (les colorants présents dans une grenadine à l'eau laissent davantage passer une lumière rouge qu'une lumière verte, alors que les colorants présents dans une menthe à l'eau laissent davantage passer une lumière verte qu'une lumière rouge).

De la concentration des espèces chimiques dissoutes en solution (une menthe à l'eau très diluée laisse passer beaucoup plus de lumière qu'une menthe à l'eau très concentrée).

Définition : L'**absorbance** (notée $\mathbf{A_\lambda}$) d'une solution mesure la capacité de la solution à absorber une onde électromagnétique monochromatique de longueur d'onde λ. Sa définition mathématique ($A_\lambda = \text{Log}\,(I_{entrée}/I_{sortie})$) n'est pas à connaître en classe de Terminale.

## Loi de Beer Lambert

Soit une solution contient un soluté (à la concentration C) capable d'absorber (une partie) d'une lumière de longueur d'onde λ.




Loi : Lorsque C n'est pas trop importante (en gros, pour des concentrations inférieures à 0,1 mol.L$^{-1}$), l'absorbance de la solution pour cette lumière est proportionnelle à C.

$$A_\lambda = k * C$$

Remarques :

k est le coefficient directeur de la droite ci-contre.

k dépend de la quantité de solution traversée par la lumière.

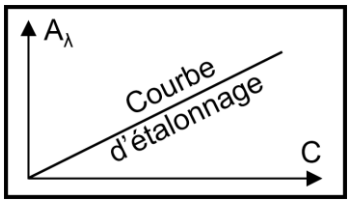
Lorsque l'absorbance (ou la concentration) est trop élevée, la relation entre $A_\lambda$ et C cesse d'être linéaire.

Propriété : Si une solution contient plusieurs solutés absorbant la radiation de longueur d'onde λ, alors l'absorbance totale de la solution ($A_\lambda$) est la somme de l'absorbance de chacun des solutés ($A_{1,\lambda}$ : absorbance due au soluté 1, etc…).

$$A_\lambda = A_{1,\lambda} + A_{2,\lambda} + A_{3,\lambda} + \ldots.$$

## Titrage spectrophotométrique

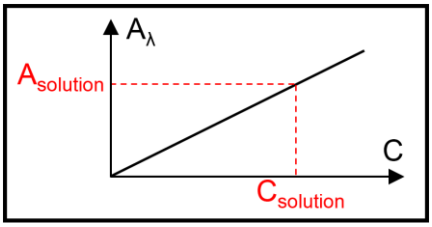
But : On cherche à déterminer la concentration d'une solution en une espèce X (par exemple le colorant responsable de la couleur du sirop de menthe).




Etape 1 : On fabrique plusieurs solutions de concentrations connues en un soluté X.
On sélectionne une longueur d'onde λ à laquelle ces solutions ont une absorbance non négligeable (par exemple λ = 650 nm).
Pour chaque solution, on mesure l'absorbance de la solution à cette longueur d'onde λ.
On trace un graphique, appelé **courbe d'étalonnage** (ci-contre), portant :

En ordonnée : L'absorbance

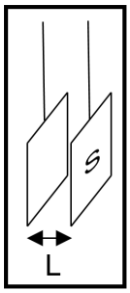
En abscisse : La concentration de la solution en X




Etape 2 : On mesure l'absorbance ($A_{solution}$) de la solution dont on désire connaitre la concentration en X ($C_{solution}$), à la même longueur d'onde (λ) que celle utilisée dans l'étape 1. On porte en ordonnée sur le graphique de la courbe d'étalonnage la valeur de $A_{solution}$ et on utilise la courbe d'étalonnage pour en déduire sur l'axe des abscisses la concentration en X de la solution ($C_{solution}$).

# 166. Conductivité : loi de Kohlrausch

Rappel : La conduction du courant électrique est assurée :
Par les électrons de conduction au sein des matériaux conducteurs (métaux…).
Par les ions dans les solutions.




Une cellule de conductimétrie est constituée de deux plaques métalliques de surface S, distantes de L. Lorsqu'on applique une tension électrique alternative U aux bornes d'une cellule de conductimétrie plongée dans une solution aqueuse, un courant électrique alternatif I apparaît. On constate que la loi d'Ohm se vérifie :

$$U = R * I$$

R : Résistance électrique de la solution aqueuse (en Ohm : Ω).

Définitions : On appelle :
Constante de cellule la grandeur $k_{CELL} = S/L$
**Conductance** : G définie par G = 1/R Unités : $\Omega^{-1}$ (ou S pour Siemens).
**Conductivité** de la solution : $\sigma = G/k_{CELL}$ Unités : $S.m^{-1}$

Propriété : La loi de Kohlrausch exprime la conductivité d'une solution en fonction de la concentration des ions présents en solution :

$$\sigma = \lambda_1 * C_1 + \lambda_2 * C_2 + \lambda_3 * C_3 + ...$$

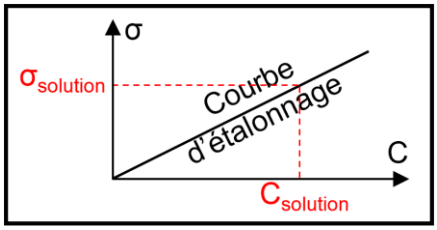
$\lambda_1$ **Conductivité molaire ionique** de l'ion 1 Unités : $S.m^2.mol^{-1}$ ou $mS.m^2.mol^{-1}$.
Caractérise l'aptitude de chaque ion à conduire le courant électrique.
Dépend de T
$C_1$ : Concentration molaire en l'ion 1 dans la solution Unités : $mol.m^{-3}$ ou $mol.L^{-1}$

Conductivités molaires ioniques de quelques ions (en $mS.m^2.mol^{-1}$) en solution aqueuse :

| $H_3O^+$ | $HO^-$ | $Cl^-$ | $NH_4^+$ | $K^+$ | $NO_3^-$ | $Na^+$ | $HCO_3^-$ | $Ag^+$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 35,0 | 19,8 | 7,6 | 7,4 | 7,4 | 7,1 | 5,0 | 4,4 | 6,2 |

Remarques : La loi de Kohlrausch n'est valable que pour des solutions diluées (en gros les concentrations des ions doivent être inférieures à 0,1 $mol.L^{-1}$)
Les conductivités molaires ioniques des ions $H_3O^+_{(aq)}$ et $HO^-_{(aq)}$ sont bien supérieures à celles de n'importe quel autre ion en solution aqueuse.

**Dosage par mesure de conductance/conductivité**




Cette technique n'est valable que pour une solution aqueuse ne contenant qu'un seul électrolyte (par exemple uniquement NaCl, c'est-à-dire des ions $Na^+$ et $Cl^-$ à concentrations égales notées C). Elle ressemble dans son principe à celle du titrage spectrophotométrique.
On fabrique des solutions de concentrations connues dont on mesure la conductance G (ou conductivité σ).
On trace la courbe d'étalonnage G = f (C) ou σ = f (C).
On mesure la valeur de $G_{solution}$ ou de $\sigma_{solution}$ de la solution dont on cherche la concentration.
On en déduit graphiquement la valeur de $C_{solution}$.

**TP**
Mesure de conductance

Exercice : Montrer qu'une mesure de pression dans un milieu de volume et de température constants permet de déterminer la quantité de matière d'un gaz (on se place dans le cadre de l'approximation des gaz parfaits).

# 12.2. Dosages

## 167. Quelques définitions

Considérons une solution aqueuse contenant un soluté à la concentration molaire C.

Notations :

| | | |
|---|---|---|
| Masse de soluté dissout : | $m_{soluté}$ | (g) |
| Nombre de mole de soluté dissout : | $n_{soluté}$ | (mol) |
| Masse molaire du soluté : | $M_{soluté}$ | ($g.mol^{-1}$) |
| Volume de la solution : | $V_{solution}$ | (L) |
| Masse volumique de la solution : | $\rho_{solution}$ | ($g.L^{-1}$) |

Définitions : La **densité** de la solution est définie par

$d_{solution} = \rho_{solution}/\rho_{eau\ liquide}$ (sans dimension)

Où $\rho_{eau\ liquide} = 1{,}00 * 10^3\ g.L^{-1}$

La **concentration massique** de la solution en soluté est définie par

$C_m = m_{soluté}/V_{solution}$ ($g.L^{-1}$)

Le **titre massique** de la solution en soluté est défini par

$t = m_{soluté}/m_{solution}$ (sans dimension)

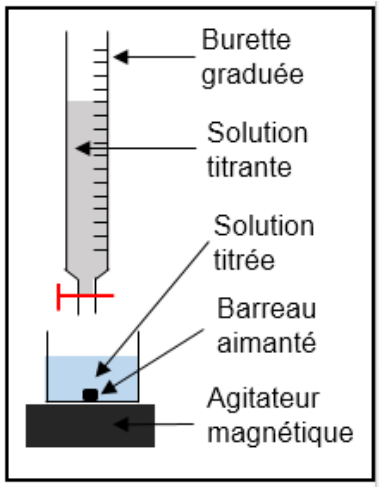
Exercice : On considère 120 mL d'une eau salée dont le titre massique en NaCl vaut t = 0,048. Elle possède une densité d = 1,04.

Déterminer la valeur de la concentration massique et de la concentration molaire de cette solution.

# 168. Dosage par Titrage : détermination de l'équivalence

Le principe du titrage a été présenté dans le détail dans le cours de Première SPE (Section 1.5). Un rapide bilan en est fait dans le paragraphe qui suit.

On utilise une réaction chimique qui transforme X, au cours de laquelle un réactif (Y) est ajouté très progressivement à la solution contenant l'espèce X, jusqu'à sa transformation totale.




Définition : La solution contenant X et dont on veut connaître la concentration en X s'appelle la **solution titrée**.

La solution contenant Y que l'on ajoute progressivement à la solution contenant X et qui permet à la réaction chimique de se produire, s'appelle la **solution titrante**.

L'**équivalence** du titrage est la situation dans laquelle le réactif de la solution titrée X et celui de la solution titrante Y ont été ajoutés en proportions stœchiométriques. Elle peut également être définie comme le point de « changement de réactif limitant ».

Remarques :

Cette méthode repose sur deux conditions :

La réaction chimique doit être rapide et totale.

L'équivalence doit être repérable.

Il existe plusieurs façons de repérer l'équivalence :

Changement de couleur de la solution

Modification particulière d'une grandeur mesurable (pH, conductivité…)

…

Relation à l'équivalence :

Si $a\,X + b\,Y = .....$ est l'équation bilan support du titrage où X est l'espèce titrée et Y l'espèce titrante

Alors $n_X$ le nombre de mole de X présent initialement dans la solution titrée, et $n_Y$ le nombre de mole de Y versé à l'équivalence vérifient :

$$\frac{n_X}{a} = \frac{n_Y}{b}$$

## 169. Titrage pH métrique

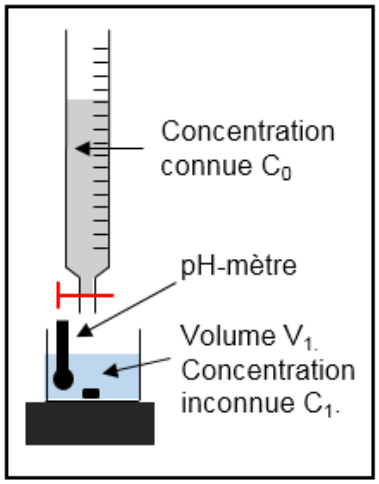
Lorsque l'espèce X est un acide ou une base, on peut effectuer un titrage pH métrique.

Si X est un acide, la solution titrante est une base forte (soude NaOH, potasse KOH…)
Si X est une base, la solution titrante est un acide fort (acide chlorhydrique HCl…)

**Titrage d'une solution d'acide AH**

Réaction chimique support du titrage : $AH + OH^- = A^- + H_2O$

Mode opératoire :




On place dans la burette graduée la solution titrante de concentration connue en $OH^-$ notée $C_0$.

On prélève un volume précis de solution titrée à l'aide d'une pipette jaugée :
Volume prélevé (connu) : $V_1$
Concentration inconnue de la solution titrée en AH : $C_1$

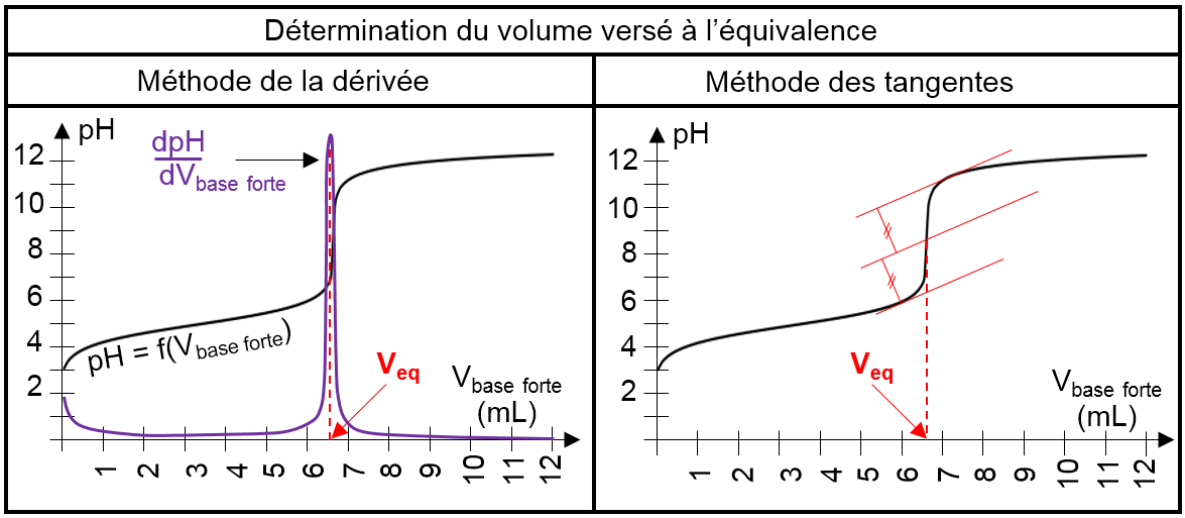
On verse la solution titrée dans un bécher que l'on place sous la burette en maintenant une agitation raisonnable.

On place un pH-mètre dans le bécher.

On ajoute progressivement la solution titrante dans le bécher, et à chaque ajout, on mesure la valeur du pH.

On trace un graphique portant :
En ordonnée : le pH de la solution
En abscisse : le volume versé de la solution titrante.

Détermination de l'équivalence :
La courbe permet de déterminer le volume de solution titrante versé à l'équivalence ($V_{eq}$).




Détermination de la concentration inconnue : A l'équivalence, $OH^-$ et AH ont été ajoutée en proportions stœchiométriques. Ainsi, compte tenu des coefficients stœchiométriques de la réaction, on a la relation : $\frac{C_1 * V_1}{1} = \frac{C_0 * V_{eq}}{1}$

La concentration inconnue $C_1$ en est donc déduite : $C_1 = \frac{C_0 * V_{eq}}{V_1}$

Exercice :
Les courbes de la page précédente ont été obtenues en titrant un volume $V_1$ = 10,0 mL d'une solution aqueuse d'un acide faible (l'acide éthanoïque : $CH_3COOH$) par une solution aqueuse d'une base forte (l'hydroxyde de sodium : NaOH) à la concentration $C_0 = 3,0 * 10^{-2}$ mol.L$^{-1}$.

1°/ Ecrire l'équation bilan support du titrage.

2°/ Déterminer graphiquement le volume versé à l'équivalence (noté $V_{eq}$).
En déduire la concentration en acide éthanoïque de la solution titrée.

3°/ Montrer que lorsque le volume versé de la solution titrante est égal à $V_{eq}/2$, le pH de la solution en train d'être titrée est égal au pKa du couple $CH_3COOH/CH_3COO^-$.
En déduire la valeur du pKa du couple $CH_3COOH/CH_3COO^-$

4°/ Déterminer l'équation bilan de la réaction chimique support du titrage d'une base faible (par exemple $NH_3$) par un acide fort.
Représenter l'allure de la courbe pH = f($V_{acide\ fort\ versé}$).

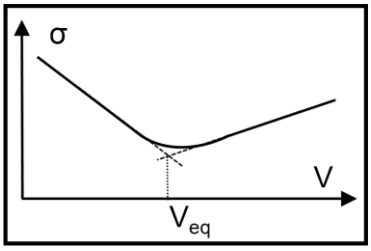
**TP**

Définition : On appelle **demi-équivalence** la situation où $V_{titrante\ versé} = V_{eq}/2$.

Propriété : Dans le cas du titrage d'un acide faible par une base forte, la demi-équivalence est caractérisée par la relation pH = pKa (cette relation n'est pas une relation pouvant être utilisée telle quelle mais plutôt une relation dont on peut demander la démonstration).

## 170. Titrage conductimétrique

Comme pour un titrage pH métrique, une solution titrante réagit avec la solution titrée contenant l'espèce X dont on veut déterminer la concentration. Le dispositif expérimental est le même (le pH-mètre étant remplacé par un conductimètre).




On trace la courbe σ = f($V_{solution\ titrante\ versé}$). Elle présente en général deux parties affines de pentes différentes.

L'équivalence du titrage est repérée par l'intersection de ces deux parties affines.

Exercice : La courbe de titrage conductimétrique présentée ci-dessus est obtenue par le titrage d'un acide fort (par exemple HCl) par une base forte (par exemple NaOH). Justifier l'allure de cette courbe.

**TP**

## 171. Titrage colorimétrique

Un titrage colorimétrique consiste à repérer l'équivalence grâce à un changement de couleur de la solution qui peut être dû :

A la disparition ou à l'apparition d'une espèce colorée à l'équivalence.

Au changement de couleur d'une espèce colorée à l'équivalence.

Exemple 1 :

On veut déterminer la concentration d'une solution aqueuse en $I_2$

La réaction support de ce titrage est : $I_{2(aq)} + 2\ S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} = S_4O_6^{2-}{}_{(aq)} + 2\ I^-{}_{(aq)}$

La solution titrée est la solution contenant $I_2$.

La solution titrante est une solution contenant des ions thiosulfate ($S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$).

$I_2$ est la seule espèce colorée (brun, et même noire en présence d'empois d'amidon).

L'équivalence de ce titrage est repérée par la disparition de la coloration brune de la solution.

Exemple 2 :

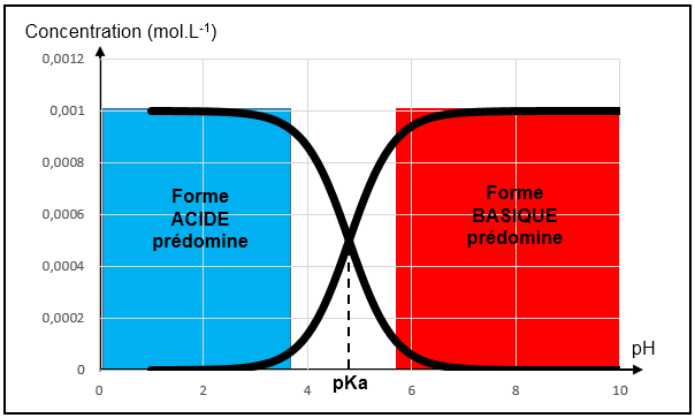
On veut déterminer la concentration d'une solution acide AH. On utilise une base forte pour effectuer ce titrage.

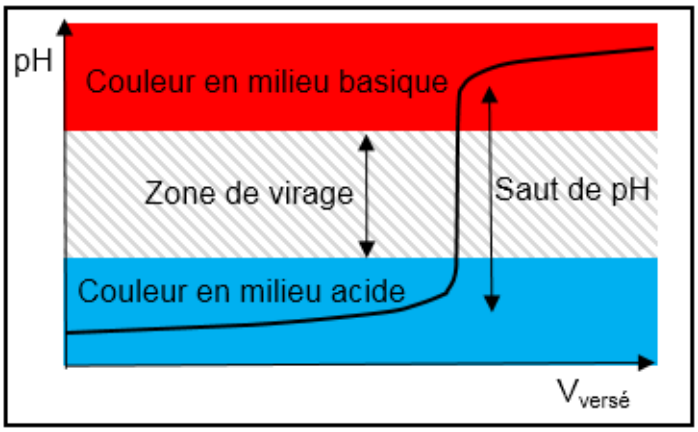
La réaction support de ce titrage est : $AH + OH^- = A^- + H_2O$

Un indicateur coloré est un acide faible (parfois un polyacide). Sa forme acide AH n'a pas la même couleur que sa forme basique $A^-$. Ainsi, lorsque le pH d'une solution contenant cette espèce varie, la couleur de la solution change :

Pour un pH bien inférieur au pKa du couple, la couleur est celle de la forme acide.

Pour un pH bien supérieur au pKa du couple, la couleur est celle de la forme basique.




On verse dans le bécher contenant la solution titrée quelques gouttes d'un **indicateur coloré** acido-basique.

L'équivalence de ce titrage étant caractérisée par un saut de pH, elle est repérée par le changement de couleur de l'indicateur coloré (l'intervalle de pH où l'indicateur coloré change de couleur, appelée **zone de virage**, doit être inclus dans le saut de pH).

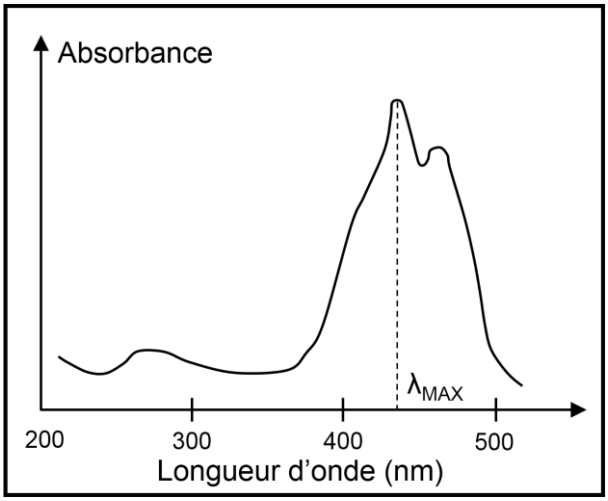
Dans l'exemple développé ci-contre, lorsque $V_{versé}$ approche puis dépasse la valeur de $V_{eq}$, le couleur de la solution bascule rapidement du bleu au rouge.

# 12.3. Spectroscopie

Remarque préalable : Les techniques spectroscopiques ont pour but de déterminer la composition et la structure d'une espèce chimique. Elles sont complémentaires entre elles car chacune apporte des informations partielles qu'il est nécessaire de combiner afin de parvenir à identifier totalement la molécule étudiée.

## 172. Spectroscopie UV-visible

Une espèce chimique B est présente dans une solution. On obtient le spectre d'absorption de B en envoyant sur la solution l'ensemble des radiations visibles et UV (Ultraviolet) afin de déterminer celles qui sont préférentiellement absorbées par B.




L'**absorbance** d'une solution $A_\lambda$, mesure sa capacité à absorber la lumière de longueur d'onde λ. Plus $A_\lambda$ est grande, plus la solution absorbe cette lumière (cf. section 12.1).

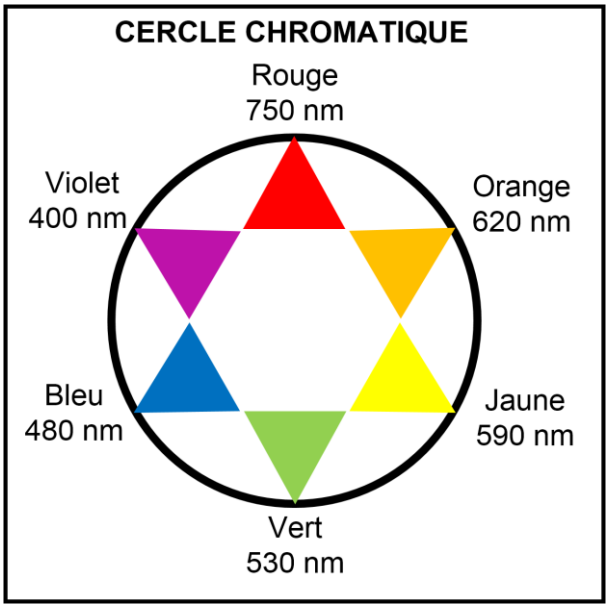
$\lambda_{MAX}$ est la longueur d'onde pour laquelle l'absorbance de la solution est maximale.

Aide : animation « Absorption »

Quelques exemples

| | |
|---|---|
| Ethène | $\lambda_{MAX}$ = 171 nm |
| Buta - 1, 3 - diène | $\lambda_{MAX}$ = 220 nm |
| Hexa - 1, 3, 5 - triène | $\lambda_{MAX}$ = 257 nm |
| β-carotène | $\lambda_{MAX}$ = 470 nm |

Pour une solution colorée, le cercle chromatique ci-contre permet de déterminer dans les grandes lignes la gamme de radiations qu'elle absorbe principalement. Par exemple, lorsqu'une solution éclairée avec de la lumière blanche apparait orange, elle absorbe principalement dans le bleu. Lorsqu'une solution éclairée avec de la lumière blanche apparaît rouge, elle absorbe principalement dans le vert.



# 173. Spectroscopie Infra-Rouge

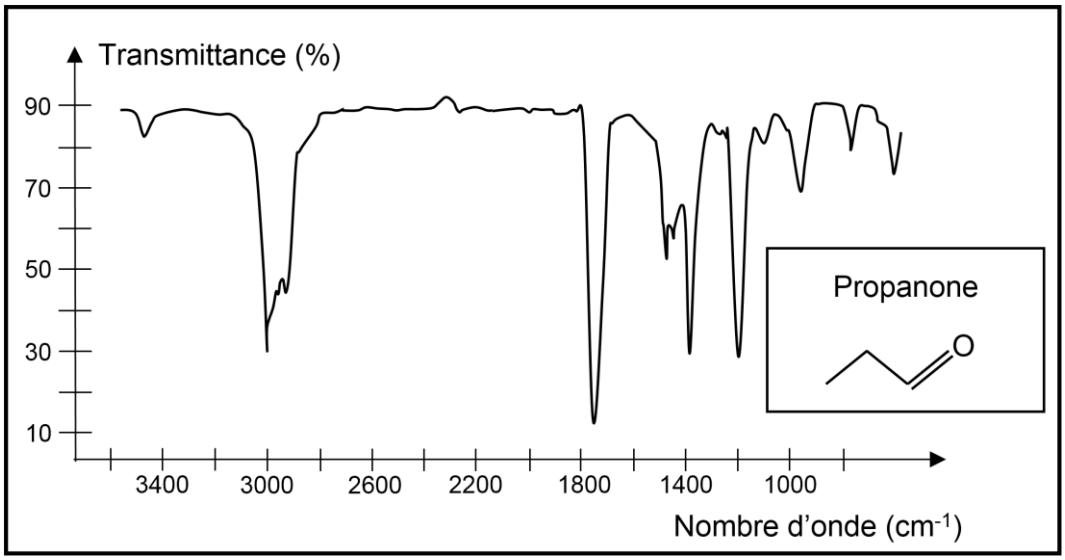
Principe

La spectroscopie Infra-Rouge (IR) consiste à envoyer des ondes électromagnétiques qui correspondent aux transitions de vibrations d'une molécule (voir section 4.2). Une onde est absorbée par la molécule lorsqu'elle fournit précisément l'énergie permettant de faire vibrer une liaison particulière de la molécule.

Exemple du Propanal

Une onde électromagnétique de fréquence $f_0$ précisément égale à $5{,}34 * 10^{13}$ Hz (ou de longueur d'onde dans le vide $\lambda = 5{,}62 * 10^{-6}$ m) est requise pour faire entrer en résonnance (vibration) la double liaison C=O au sein de la molécule de propanal. Toute onde de fréquence plus petite ou plus grande que $f_0$ ne permet pas de faire vibrer cette liaison et ne sera donc pas absorbée par cette partie du propanal.

L'analyse du spectre IR permet donc de déduire la nature des liaisons qui composent la molécule.




Remarques : Chaque pic est dû à l'absorption d'une radiation de longueur d'onde λ par une liaison.

L'axe des abscisses des spectres IR repère traditionnellement les nombres d'ondes σ des ondes absorbées.

Par définition, $\sigma = 1/\lambda$. L'unité la plus utilisée pour σ est le $cm^{-1}$.

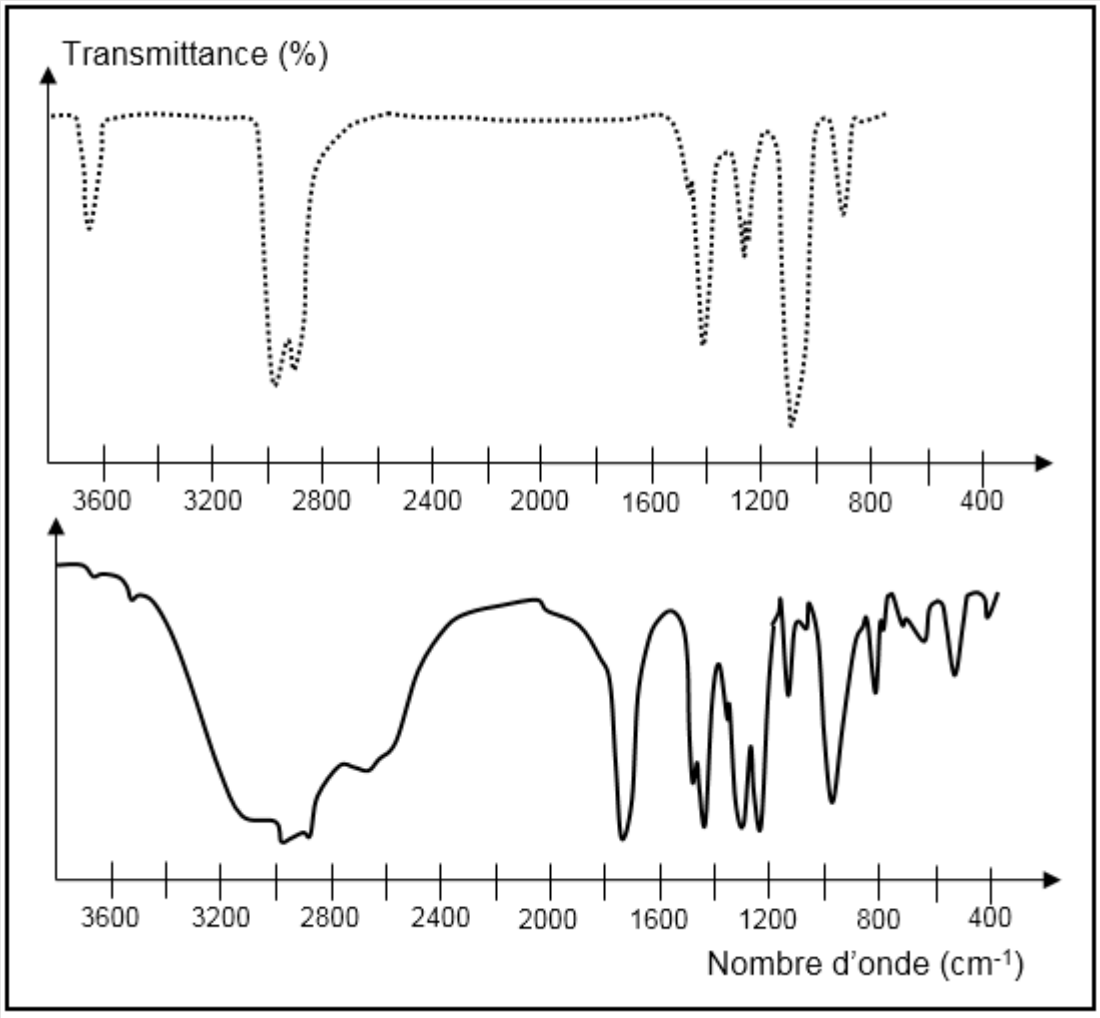
Table

| Nombre d'onde ($cm^{-1}$) | Liaisons | Commentaires | Types de molécule |
|---|---|---|---|
| 3300 | O — H<br>N — H | Pic souvent large<br>à cause des liaisons Hydrogène | Alcool<br>Amine, etc … |
| 3000 | O — H | Pic large<br>à cause des liaisons Hydrogène | Acide carboxylique |
| | C — H | Pic fin (juste inférieur à 3000 $cm^{-1}$) | Alcane |
| | C — H | Pic fin (juste supérieur à 3000 $cm^{-1}$) | Alcène |
| 1750 | C = O | Pic assez fin.<br>Des légères différences selon les groupes caractéristiques | Acide carboxylique<br>Aldéhyde<br>Cétone, etc... |
| 1660 | C = C | | Alcène |

Exercice :

1°/ Les spectres IR de l'éthanol gazeux et de l'acide butanoïque liquide sont présentés ci-dessous. Identifier chaque spectre.

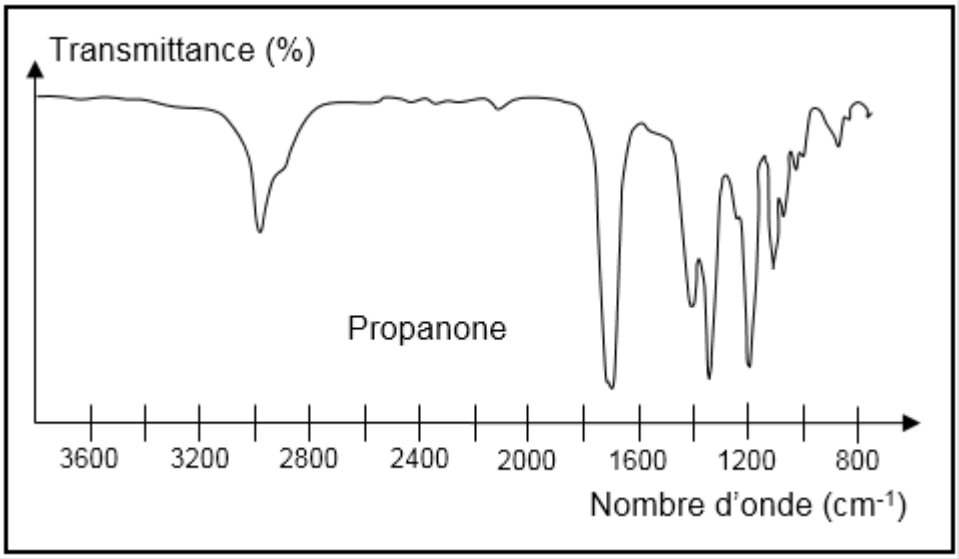
Identifier les liaisons correspondant aux pics apparaissant sur ces spectres.




2°/ Le spectre IR de la propanone est présenté ci-dessous.

Identifier les liaisons correspondant aux pics apparaissant sur ce spectre.

Comparer avec le spectre du propanal (cf. plus haut dans le cours). Peut-on les distinguer ? Discuter de l'intérêt et des limites de la technique de l'analyse IR.



# 13. LA MESURE

**VU en SECONDE et en PREMIÈRE** : Valeur moyenne, écart relatif, justesse, incertitude absolue, incertitude relative, précision, chiffres significatifs (CS), notation scientifique, ordres de grandeur, approches de type A et écart type, approche de type B.

## 13.1. Incertitude et types d'erreurs

### 174. Incertitude

Aucune mesure expérimentale d'une grandeur physique x (une masse, une tension électrique, une force, une durée, une concentration molaire…) n'est une valeur exacte. En effet, lorsque l'on effectue plusieurs mesures de la même grandeur, on tombe rarement sur la même valeur. Les causes de ces variations sont diverses et complexes mais on peut les regrouper selon les trois catégories suivantes :

*Fluctuation* de la mesure due à la complexité du phénomène étudié, ou à la difficulté d'effectuer la mesure (difficulté de contrôler certains paramètres comme la Température, la Pression, etc…)

*Erreurs* de manipulation de l'expérimentateur.

*Imprécision* des appareils de mesure utilisés.

Il résulte de ces variations que toute mesure est entachée d'une **incertitude**.

### 175. Erreurs

Lors des mesures, deux types d'**erreurs** peuvent être commises :

Les erreurs systématiques : Lors de chaque mesure, la même erreur est commise. Par exemple : Une balance est mal calibrée et enlève toujours 3 g à chaque valeur mesurée.

Le volume d'un liquide est lu en haut du ménisque alors qu'il faudrait le lire en bas du ménisque.

Les erreurs aléatoires : Lors de chaque mesure une erreur aléatoire est commise. Par exemple : A cause de l'imprécision de l'*appareil de mesure* :

Une règle graduée a une précision de 1 mm

Un pied à coulisse a une précision de 0,1 mm

A cause de l'imprécision liée à la *difficulté d'effectuer la mesure* :

Les extrémités d'une tâche centrale de diffraction sont difficiles à cerner.

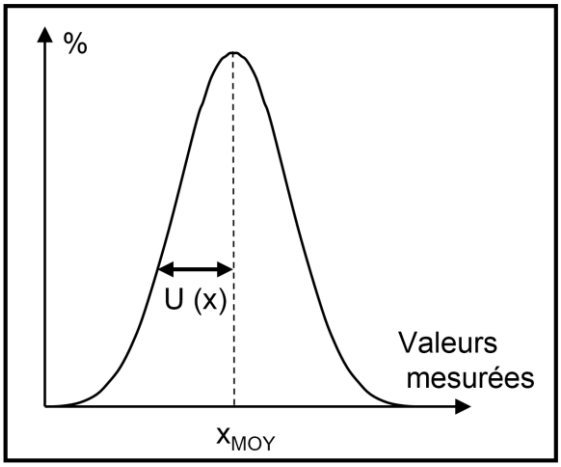
Imprécision liée à la reproductibilité d'une mesure (plusieurs mesures d'une même grandeur ne donnent pas le même résultat)

### 176. Illustration

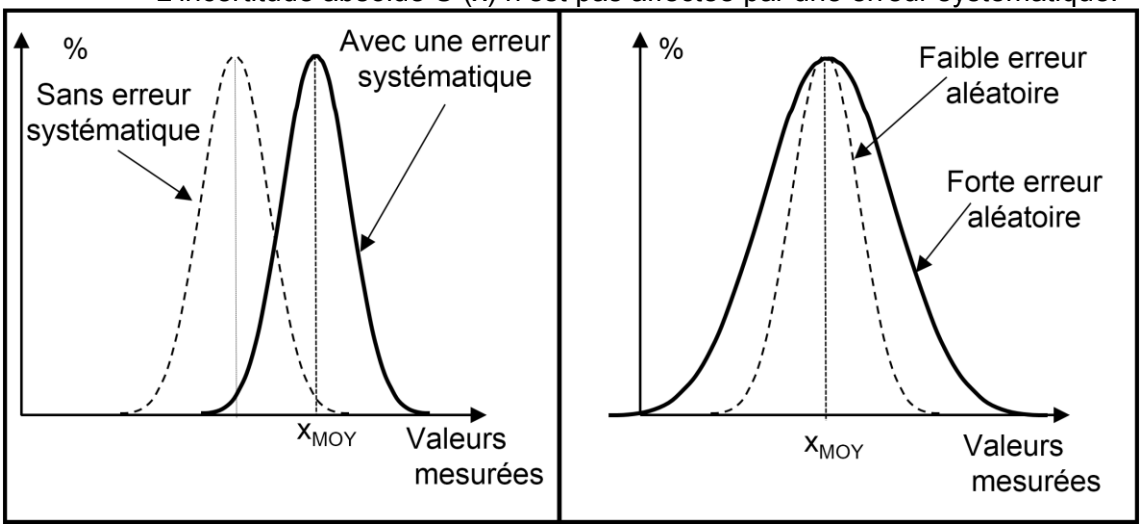
On effectue un grand nombre de mesure d'une même grandeur.

L'approche statistique (dite de type A) étudiée en classe de Première SPE permet de déterminer une valeur moyenne $x_{MOY}$, un écart type σ et une incertitude absolue U (x).

La courbe représentant la distribution des valeurs obtenues a l'allure suivante. On peut la présenter sous la forme d'un histogramme.



Remarque 1 : Une erreur systématique décale toutes les mesures d'une même quantité. Par conséquent : La valeur moyenne $x_{MOY}$ est décalée de cette même quantité.
L'incertitude absolue U (x) n'est pas affectée par une erreur systématique.




Remarque 2 : En revanche, la multiplication d'erreurs aléatoires augmente l'incertitude absolue U (x) mais n'affecte par la valeur moyenne $x_{MOY}$.

Exercice : 1°/ La longueur d'une feuille A4 mesurée à l'aide d'une règle graduée peut s'écrire L = 29,7 cm ± 0,1 cm. Déterminer l'incertitude absolue et relative associée à L.
2°/ La longueur d'un post-it s'écrit L = 7,5 cm ± 0,05 cm. Déterminer l'incertitude absolue et relative associée à L.
3°/ Laquelle des deux mesures est la plus précise ?

# 13.2. Objectif BAC

## 177. Présentation

Au bac (épreuve écrite et ECE) on rencontre plusieurs types de questions liées aux notions d'incertitudes :

1- Estimation de l'incertitude d'une mesure effectuée (aux ECE).
2- Calculs statistiques de l'incertitude (valeur moyenne, écart type, incertitude absolue, incertitude relative) : approche dite de « type A ».
3- Estimation de l'incertitude dans le cas d'une mesure unique à partir des notices des appareils de mesure fournies par les fabricants : approche dite de « type B ».
4- Composition des incertitudes.
5- Estimation de la compatibilité d'une méthode expérimentale avec une valeur de référence.

Les questions de type 1- ont été fréquemment abordées en TP et les questions de type 2- et 3- ont été étudiées classe de Première SPE. On peut donc se reporter au cours de Première SPE et faire des exercices d'entrainement (par exemple sur labolycee.org).

Les questions de type 4- et 5- sont abordées dans les deux paragraphes suivants.

## 178. Composition des incertitudes

En science, il est souvent nécessaire de calculer de nouvelles grandeurs à partir d'autres grandeurs mesurées (ou calculées) au préalable, comme lorsque l'on calcule une vitesse v à partir des mesures de distance d et de durée t, ou que l'on détermine l'aire A d'un rectangle à partir des mesures de sa largeur l et de sa longueur L.

Les calculs à effectuer peuvent mettre en jeu toutes sortes d'opérations : des divisions, des multiplications, des additions, des soustractions, des racines carrées, des puissances, des logarithmes, etc... Dans ce cours, nous limiterons notre étude aux opérations de multiplication et de division.

Exemple d'expression de A

$$A = \frac{B * C}{D}$$

Chaque grandeur de départ étant associée à une incertitude absolue, la grandeur calculée doit l'être également.

Valeurs de B, C et D

$B = B_{MOY} \pm U(B)$

$C = C_{MOY} \pm U(C)$

$D = D_{MOY} \pm U(D)$

Plusieurs formules permettent de calculer cette incertitude mais celle qui est le plus fréquemment utilisée est présentée ci-dessous (la plupart du temps, cette formule est rappelée dans les énoncés). B, C et D sont des grandeurs dont on connait la valeur (moyenne) et l'incertitude absolue, et A une grandeur que l'on calcule à partir de celles de B, C et D.

Calcul de $A_{MOY}$

$$A_{MOY} = \frac{B_{MOY} * C_{MOY}}{D_{MOY}}$$

Calcul de U (A)

$$U(A) = A_{MOY} * \sqrt{\left(\frac{U(B)}{B_{MOY}}\right)^2 + \left(\frac{U(C)}{C_{MOY}}\right)^2 + \left(\frac{U(D)}{D_{MOY}}\right)^2}$$

Exercice 1 : Une feuille A4 possède :

Une longueur L = 29,7 cm ± 0,1 cm

Une largeur l = 21,0 cm ± 0,1 cm

Déterminer l'incertitude relative puis absolue de l'aire A de la feuille A4.

Exprimer A sous la forme $A = A_{MOY} \pm U(A)$.

Exercice 2 : Un cycliste parcourt une distance D pendant une durée T à vitesse v constante:

D = 40 m ± 1 m

T = 2,54 s ± 0,01 s

Déterminer l'incertitude relative puis absolue de v.

Exprimer v sous la forme $v = v_{MOY} \pm U(v)$.

Exercice 3 : Une solution aqueuse de volume V contient une masse m de sel (NaCl) :

V = 50,00 mL ± 0,05 mL

m = 2,74 g ± 0,01 g

$M_{NaCl} = 58,4\ g.mol^{-1} \pm 0,1\ g.mol^{-1}$

Déterminer l'incertitude relative puis absolue de la concentration molaire C en sel (NaCl) de cette solution.

Exprimer C sous la forme $C = C_{MOY} \pm U(C)$.

Annale : Centre Etrangers J1 2023 Ex 1 (biberon) : incertitude relative, composition des incertitudes.

## 179. Compatibilité d'une mesure avec une référence

Lorsqu'on dispose d'une valeur de référence $x_{REF}$ de la grandeur que l'on a mesurée $x_{MOY}$ (une seule mesure, ou plusieurs mesures suivies du calcul de la valeur moyenne) ou que l'on a calculé à partir d'autres grandeurs mesurées, on estime la **compatibilité** de la méthode expérimentale avec la référence en calculant la quantité suivante (appelée z-score) :

$$\left| x_{MOY} - x_{REF} / U(x) \right|$$

Où U (x) est l'incertitude absolue sur la mesure de x

Règle : il y a compatibilité si $\left| x_{MOY} - x_{REF} / U(x) \right| < 2$

Exercice : En TP, un élève mesure 80 fois la masse de 50,0 mL d'eau liquide. Il présente ses résultats de la manière suivante :

$m_{MOY}$ = 50,7 g.
U (m) = 0,2 g.

1°/ Quelle est la valeur attendue $m_{REF}$ pour cette mesure ?
2°/ Calculer l'incertitude relative pour cette série de mesure.
3°/ La méthode expérimentale et la valeur de référence sont-elles compatibles ?

Donnée : Masse volumique de l'eau liquide : $\rho = 1{,}00\ kg.L^{-1}$

Annale : Centre Etrangers J1 2022 Ex A (spiruline) : valeur moyenne, écart type, incertitude absolue, compatibilité (z-score).

# 14. Enoncés TP

**TP 1 : Interférences - Diffraction**

**BUT** : Manipuler les dispositifs d'interférence et de diffraction.
Estimer les incertitudes liées aux mesures, et liées aux calculs utilisant ces mesures.

**Remarque** : Il est conseillé de réaliser des schémas des dispositifs, ainsi que des figures observées.

**Interférences :** rappel ($i = \lambda D/d$)

Disposer le laser sur un support élévateur.

Placer les fentes d'Young horizontalement, très proches du laser.

Placer l'écran d'observation de la figure d'interférence à environ 2 m des fentes.

Mesurer la distance **D** entre les fentes et l'écran (estimer l'incertitude notée **ΔD** ou $\mathbf{U_D}$).

Pour chaque couple de fentes (il y en a 3 en tout), mesurer l'interfrange **i** :
Il est conseillé de mesurer (au moins) 10i
Estimer l'incertitude de votre mesure de (au moins) 10i
En déduire la valeur de i ainsi que l'incertitude sur la valeur de i (notée **Δi** ou $\mathbf{U_i}$)

Utiliser la valeur de la longueur d'onde du laser (dont on négligera l'incertitude absolue devant celle des autres grandeurs mesurées) pour déterminer, pour chaque couple de fentes, la valeur de la distance **d** séparant les fentes (ainsi que l'incertitude liée à cette valeur, **Δd** ou $\mathbf{U_d}$)

**CR** : Schémas, mesures et incertitudes (présentées dans un tableau), détermination de d avec son incertitude (montrer un calcul et présenter l'ensemble des résultats dans un tableau).

**Diffraction** : rappel ($\theta = \lambda/a$)

Remplacer les fentes d'Young par la diapositive contenant les fentes de diffraction de différentes largeurs, et conserver le reste du dispositif.

Mesurer la distance **D** entre les fentes et l'écran (estimer l'incertitude, notée **ΔD** ou $\mathbf{U_D}$).

Pour chaque fente (il y en a 5 ou 6), mesurer la largeur de la tâche centrale de diffraction **d** (et estimer l'incertitude de cette mesure, notée **Δd** ou $\mathbf{U_d}$).

Utiliser les valeurs des largeurs **a** (dont on négligera l'incertitude absolue devant celle des autres grandeurs mesurées) des fentes afin de tracer la courbe représentant d/2D en fonction de 1/a.

Déterminer la valeur de la longueur d'onde du laser **λ** à partir de cette courbe.

**CR** : Schémas, mesures et incertitudes (présentées dans un tableau), calcul des valeurs de d/2D et de 1/a et présentation de ces valeurs dans un tableau, courbe sur papier millimétré (une courbe par élève) et détermination graphique de λ (faite par chaque élève sur la feuille de papier millimétré ou au dos)

## TP 2 : Etude vidéo de la chute d'une balle

### ENREGISTREMENT DE LA VIDEO

Lire attentivement **AVANT** d'enregistrer une vidéo :

1- Réfléchir à la distance entre la caméra et la balle (ni trop proche afin de filmer une portion suffisante de la trajectoire, ni trop grande afin de pouvoir bien visualiser la position de la balle).
2- Faire en sorte qu'au cours de son mouvement, la balle reste à une distance constante de la caméra.
3- Veiller à insérer une échelle des distances dans la vidéo (dans le même plan que celui de la trajectoire : ni en avant, ni en arrière).

CONSEILS :

On peut poser l'ordinateur (webcam) sur un tabouret.

On peut se servir d'un mur comme plan de la trajectoire (et faire en sorte que la balle frôle le mur au cours de son mouvement).

TRAVAIL A FAIRE :

Enregistrer avec la webcam de l'ordinateur (à partir de Logger Pro) :

La vidéo de la chute d'une balle de tennis lâchée sans vitesse initiale.

La vidéo de la chute d'une balle de tennis lancée de telle sorte que la trajectoire soit parabolique.

### TRAITEMENT DE LA VIDEO

TRAVAIL A FAIRE (pour chaque vidéo) :

Effectuer un pointage des positions de la balle à l'aide de Logger Pro (cf. Fiches d'utilisation)

Sur Excel (cf. fiches d'utilisation) ET sur Logger Pro :

Déterminer et tracer $v_x$ et $v_y$ (en fonction de t)

Déterminer et tracer $a_y$ en fonction de t.

Déterminer $E_c$ et $E_{pp}$ en fonction de t

En déduire $E_m$ en fonction de t

**CR** : Pour la trajectoire rectiligne :

Tracer $v_y$ (t)

En faisant l'hypothèse d'une chute libre et à l'aide de la courbe, déterminer (détailler le raisonnement en utilisant la seconde loi de Newton) la valeur de g. Commenter le résultat.

**CR** : Pour la trajectoire parabolique :

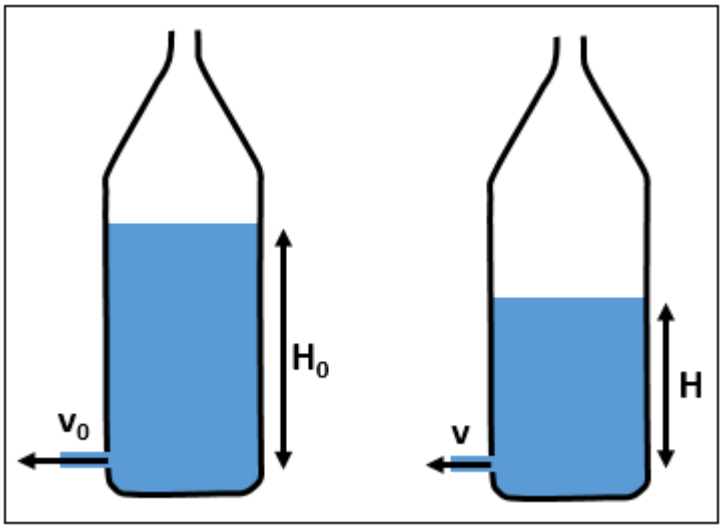
Tracer sur un même graphique Ec (t), Epp (t), et Em (t).

Peut-on considérer la chute de la balle comme une chute libre ? Justifier.

# TP 3 : Ecoulement Fluide

Une bouteille en plastique est percée d'un petit trou, proche de sa base. Lorsque de l'eau liquide est versée dans la bouteille jusqu'à une hauteur initiale $H_0$, l'eau s'échappe par le trou à une vitesse $v_0$. Petit à petit, la hauteur H de l'eau liquide dans la bouteille diminue, ainsi que la vitesse de sortie de l'eau notée v, conformément à la relation établie au chapitre 3 (exercice du cours) :

$$v = (2\ g\ H)^{1/2}$$




Hypothèses :

$H_1$ : Le liquide étant supposé incompressible, le débit volumique d'eau est constant.

$H_2$ : Lorsque qu'une « goutte » d'eau sort de la bouteille par le trou, on peut considérer que sa trajectoire est celle d'une chute libre.

**BUT du TP**: Vérifier expérimentalement la formule établie dans le cours.
En déduire la superficie puis le rayon du trou.

Travail à faire :

Proposer un protocole expérimental simple permettant de déterminer la valeur de v au niveau du trou en sortie de bouteille (utiliser l'hypothèse $H_2$) au cours du temps.

Proposer un protocole expérimental simple permettant de déterminer l'évolution de H au cours du temps.

Mettre en œuvre ces protocoles pour aboutir à une série de valeurs dez v à des valeurs de H différentes.

Confronter les données récoltées à la relation $v = (2\ g\ H)^{1/2}$ et dire si elle est vérifiée.

Utiliser les mêmes données pour calculer la superficie puis le rayon du trou (utiliser l'hypothèse $H_1$).

Matériel : Une bouteille déjà percée.
Un support élévateur
Une grande règle
Un chronomètre
Une feuille de papier millimétré ou un tableur (type Excel)
Du scotch, des marqueurs, du sopalin....

**CR** : Schémas clairs et légendés.
Présentation des valeurs de v et de H dans un tableau.
Vérification de la relation $v = (2\ g\ H)^{1/2}$ :
Tracé d'une courbe appropriée.
Utilisation de la courbe et raisonnement permettant de valider (ou non) la relation
Calcul de la valeur du rayon du trou (et raisonnement)

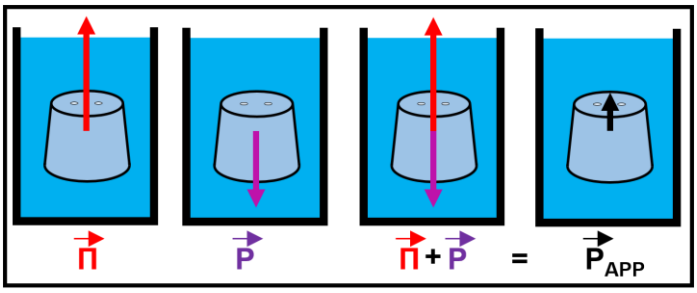
## TP 4 : Détermination de la masse volumique d'un objet

Le but de ce TP est de déterminer la masse volumique d'un objet, un bouchon en plastique percé de 2 trous, par deux méthodes différentes.

**Méthode 1 : méthode indirecte**.

Lorsque le bouchon est immergé dans un fluide, il subit de la part du fluide une force verticale dirigée vers le haut dont la norme est égale au poids du fluide déplacé par le bouchon immergé. Cette force s'appelle la poussée d'Archimède $\vec{\Pi}$

Notons : $\rho_B$ et $V_B$ la masse volumique et le volume du bouchon.
$\rho$ la masse volumique du fluide.

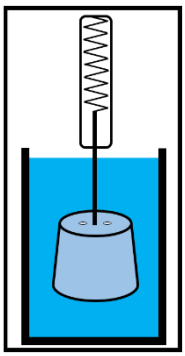



Le poids du bouchon $\vec{P}$ est vertical vers le bas. Sa norme vaut :

$$P = \rho_B * V_B * g$$

Lorsque le bouchon est totalement immergé, le volume de fluide déplacé est égal au volume de l'objet. Ainsi, la poussée d'Archimède exercée sur le bouchon par le fluide est verticale vers le haut et sa norme vaut :

$$\Pi = \rho * V_B * g$$

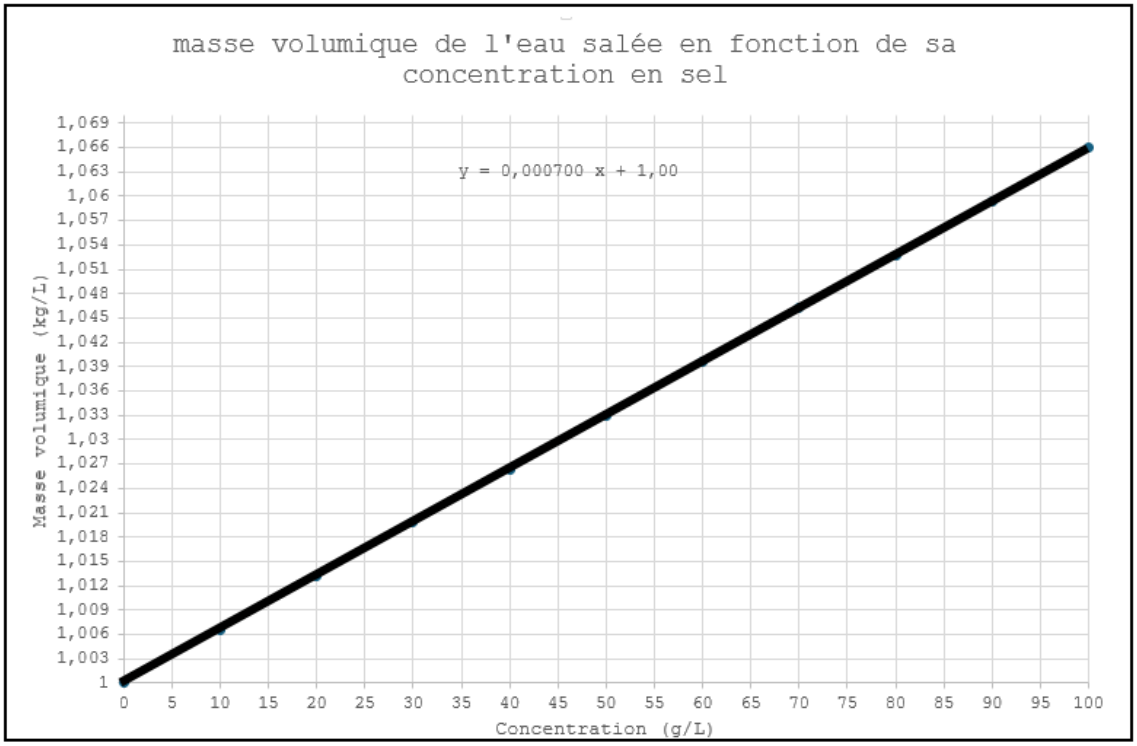


Lorsqu'on plonge le bouchon dans un liquide dont la masse volumique $\rho$ est inférieure à celle du bouchon $\rho_B$, il coule. La résultante des forces verticales qui s'exerce alors sur lui s'appelle le poids apparent du bouchon : $\vec{P}_{APP}$

$$\vec{P}_{APP} = \vec{\Pi} + \vec{P}$$

La norme de $\vec{P}_{APP}$ vaut donc $P_{APP} = \rho * V_B * g - \rho_B * V_B * g$.

Lorsqu'on suspend le bouchon à un dynamomètre jusqu'à ce qu'il soit immobile, la force exercée par le dynamomètre compense $P_{APP}$. La force lue sur le dynamomètre est donc égale à $P_{APP}$




Expérience 1 :

A l'aide de la fiole jaugée de 200,0 mL et de sel solide, fabriquer 200,0 mL d'eau salée de concentration massique en sel égale à 100 $g.L^{-1}$. Cette solution s'appelle $S_0$.

Utiliser la courbe fournie ci-dessus pour déterminer la valeur de la masse volumique ρ de $S_0$.

Verser $S_0$ dans un bécher de 250 mL.

Plonger le bouchon dans la solution et l'accrocher au dynamomètre à l'aide d'une ficelle. Mesurer la valeur de $P_{APP.}$

Expérience 2 :

A l'aide d'une éprouvette graduée de 250 mL d'eau distillée et de $S_0$, fabriquer 200 mL d'eau salée de concentration massique en sel égale à 75 $g.L^{-1}$. Cette solution s'appelle $S_1$.

Utiliser la courbe fournie ci-dessus pour déterminer la valeur de la masse volumique ρ de $S_1$.

Verser $S_1$ dans le bécher de 250 mL.

Plonger le bouchon dans la solution et l'accrocher au dynamomètre à l'aide d'une ficelle. Mesurer la valeur de $P_{APP.}$

Expérience 3 :

A l'aide d'une éprouvette graduée de 250 mL d'eau distillée et de $S_1$, fabriquer 200 mL d'eau salée de concentration massique en sel égale à 50 $g.L^{-1}$. Cette solution s'appelle $S_2$.

Utiliser la courbe fournie ci-dessus pour déterminer la valeur de la masse volumique ρ de $S_2$.

Verser $S_2$ dans le bécher de 250 mL.

Plonger le bouchon dans la solution et l'accrocher au dynamomètre à l'aide d'une ficelle. Mesurer la valeur de $P_{APP.}$

Expérience 4 :

Verser 200 mL d'eau distillée (masse volumique égale à 1,000 kg.L$^{-1}$) dans le bécher de 250 mL

Plonger le bouchon dans la solution et l'accrocher au dynamomètre à l'aide d'une ficelle. Mesurer la valeur de $P_{APP}$.

**CR** : Remplir le tableau récapitulatif ci-dessous avec les mesures récoltées.

| | $S_0$ | $S_1$ | $S_2$ | Eau distillée |
|---|---|---|---|---|
| Concentration massique en sel en g.L$^{-1}$ | | | | |
| Masse volumique ρ en kg.L$^{-1}$ | | | | |
| Poids apparent $P_{APP}$ en N | | | | |

**CR** : Tracer sur Excel $P_{AA}$ en fonction de ρ.
Tracer la courbe de tendance adaptée et afficher son équation.
Imprimer le graphe et donner l'équation de la courbe de tendance.
Utiliser l'expression littérale de $P_{APP}$ puis déduire de l'équation de la courbe la valeur de la masse volumique du bouchon ($\rho_B$).

**Méthode 2** : **méthode directe.**

Mesurer à la règle avec le maximum de précision :
Le diamètre des deux faces circulaires du bouchon ($D_1$ et $D_2$)
Le diamètre des trous percés dans le bouchon (d).
La hauteur du bouchon (H).
Donner l'expression littérale du volume V du bouchon en fonction de $D_1$, $D_2$, H et d.
Calculer la valeur de V.
Mesurer la masse du bouchon m.
En déduire la valeur de la masse volumique du bouchon ($\rho_B$).

**CR** : Donner les valeurs mesurées de $D_1$, $D_2$, H et d.
Donner la valeur de m
Montrer le calcul de V puis donner sa valeur.
Montrer le calcul de $\rho_B$ puis donner sa valeur.
Comparer les valeurs de obtenues pour $\rho_B$ par les deux méthodes.

# TP 5 : Lunette Astronomique

**MATERIEL :**

1 Banc optique
1 Kit lentille (objet lumineux, support lentilles...)
1 petite lampe
1 Petit miroir
4 lentilles minces convergentes (à vous de les choisir judicieusement)
Papier et scotch

**BUT** : Réaliser une lunette astronomique afocale (cf. 5.2).

**ATTENTION**

Il faut bien réfléchir au **choix** des **vergences** des lentilles dans ce TP.

**Manipulation introductive** : Déterminer la distance focale d'une des lentilles que vous aurez sélectionnée par la méthode d'auto-collimation (demande au professeur si vous avez oublié la méthode). Comparer la valeur obtenue à celle indiquée par le constructeur.

**Construction de la lunette astronomique :**

**Etape préliminaire** :

Placer l'objet lumineux à l'extrémité du banc optique et réaliser à l'aide d'une première lentille son image à l'infini.

**Réalisation de la lunette :**

Choisir les deux lentilles, l'objectif et l'oculaire, et les placer correctement sur le banc optique.

**Obtention de l'image :**

Choisir une quatrième lentille et faire en sorte d'obtenir sur l'écran (ou sur le mur) l'image de l'objet lumineux initial.

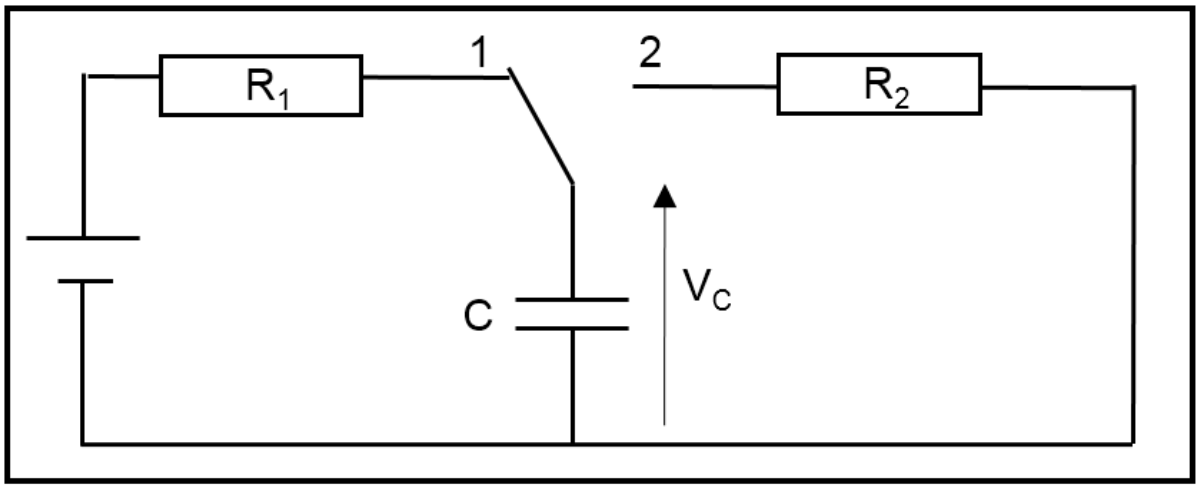
**Mesures :** Dimensions de l'objet lumineux et de l'image.

**Calculs :** Grossissement de la lunette :
Calcul théorique à l'aide des vergences des lentilles choisies.
Calcul à l'aide des mesures réalisées**.**

**CR :** Valeurs des vergences des 4 lentilles.
Dimensions de l'objet lumineux et de l'image.
Grossissement :
Calcul théorique à l'aide des vergences des lentilles choisies.
Calcul à l'aide des mesures réalisées**.**
Comparaison des deux valeurs

# TP 6 : charge et décharge d'un condensateur

ATTENTION : les choix des valeurs de $R_1$, $R_2$ et C sont déterminantes. Bien réfléchir avant de réaliser votre montage.
Le circuit représenté ci-dessous présente deux parties.
Le générateur délivre une tension continue E = 6 V




Question préalable :

1°/ Lorsque le commutateur est en position 1, quelle est la valeur de la tension aux bornes du condensateur si on attend suffisamment longtemps ? Expliquer pourquoi cette partie du circuit est appelée « circuit de charge » du condensateur.

Lorsque le commutateur est en position 2, quelle est la valeur de la tension aux bornes du condensateur si on attend suffisamment longtemps ? Expliquer pourquoi cette partie du circuit est appelée « circuit de décharge » du condensateur.

2°/ Lorsque le commutateur est en position 1, donner l'expression de la constante de temps caractéristique de charge $\tau_1$ du condensateur en fonction de $R_1$ et de C.

Lorsque le commutateur est en position 2, donner l'expression de la constante de temps caractéristique de décharge $\tau_2$ du condensateur en fonction de $R_2$ et de C.

Manipulation :

Réaliser le circuit électrique représenté sur le schéma (on placera sur la paillasse les dipôles selon le même positionnement que celui du schéma) : le choix des valeurs de $R_1$, $R_2$ et C doit être fait de telle sorte que les constantes $\tau_1$, et $\tau_2$, soient de l'ordre de grandeur de quelques secondes.

Brancher un tensiomètre dans le circuit afin de mesurer la tension électrique aux bornes du condensateur ($V_C$ (t)).

Mettre le commutateur en position 2 et attendre 1 minute.

Démarrer l'acquisition de $V_C$ (t) (sur Logger pro), et basculer le commutateur en position 1.

Lorsque $V_C$ (t) cesse de varier rebasculer le commutateur en position 2.

Arrêter l'acquisition lorsque $V_C$ (t) cesse à nouveau de varier.

**CR :** Valeurs de $R_1$, $R_2$ et C.

Expression littérales et valeurs de $\tau_1$ et $\tau_2$

Exploitation de la courbe :

Tracer (i.e. imprimer) $V_C$ (t) et déterminer graphiquement $\tau_1$ et $\tau_2$.

Les valeurs obtenues sont-elles en accord avec les valeurs théoriques déterminées à la question 2°/ ?

# TP 7 : Facteurs cinétiques

BLOUSE GANTS LUNETTES

Matériel:

| | |
|---|---|
| 2 béchers de 200 mL | 6 béchers de 50 mL |
| 2 éprouvettes graduées de 20 mL | 1 Chronomètre |
| Des pipettes en plastique | 1 Feuille A4 (avec ou sans croix) |
| 1 marqueur sur verre | 1 pissette d'eau distillée |

## Expérience n°1 :

Manipulation :

Tracer sur une feuille A4 une croix au marqueur (environ 5 cm).

Vous disposez d'environ 120 mL d'une solution thiosulfate de sodium ($2Na^+$, $S_2O_3^{2-}$) de concentration 0,10 mol.L$^{-1}$ et d'environ 120 mL d'une solution d'acide Chlorhydrique (HCl) à 1 mol.L$^{-1}$.

Verser 20 mL de la solution thiosulfate de sodium dans un bécher de 50 mL.

Poser le bécher sur la croix.

Ajouter 20 mL de la solution d'acide Chlorhydrique à ce même bécher.

**CR :** Qu'observe-t-on ?

Sachant que l'on forme S et $SO_2$, établir l'équation bilan de la réaction qui se produit.

Cette réaction est-elle rapide ou lente ?

## Expériences n°2:

Manipulation :

Dans 4 béchers de 50 mL, on introduit respectivement :

Bécher 1, 2, 3 :

20 mL de la solution thiosulfate de sodium (C = 0,10 mol.L$^{-1}$)

Bécher 4 :

10 mL de la solution thiosulfate de sodium (C = 0,10 mol.L$^{-1}$) et 10 mL d'eau distillée.

On place pendant 10 minutes environ :

Le bécher 1 dans de la glace (bassine commune à tous les élèves).

Le bécher 3 dans de l'eau chaude (bassine commune à tous les élèves).

Pour chaque bécher (1 à 4) on réalise les manipulations suivantes :

Placer le bécher sur la croix.

Verser 20 mL de la solution d'acide Chlorhydrique dans le bécher et déclencher le chronomètre exactement au moment de l'ajout.

Mesurer le temps T au bout duquel la croix n'est plus visible à travers la solution.

Mesurer les valeurs de $T_1$, $T_2$, $T_3$ et $T_4$ correspondant aux 4 expériences

**CR :** Reporter les valeurs de $T_1$, $T_2$, $T_3$ et $T_4$ dans un tableau récapitulant les conditions de chaque expérience.

Classer $T_1$, $T_2$ et $T_3$ dans l'ordre croissant et interpréter en proposant une explication.

Classer $T_2$ et $T_4$ dans l'ordre croissant et interpréter en proposant une explication.

Données : Couples rédox $S_2O_3^{2-}/S$ $SO_2/S_2O_3^{2-}$

## TP 8 : Suivi spectrophotométrique d'une transformation chimique lente

*La transformation chimique ne fait intervenir qu'une réaction chimique : l'oxydation des ions iodure ($I^-$) par le peroxyde d'hydrogène ($H_2O_2$, ou eau oxygénée) en milieu acide (acide sulfurique).*
*Pour cette transformation en solution aqueuse, le diiode ($I_2$) est la seule espèce colorée. Sa formation au cours du temps peut-être suivie par spectrophotométrie et ainsi permettre d'effectuer un suivi temporel de la transformation.*

BLOUSE GANTS LUNETTES

Données : Couples rédox : $H_2O_{2\,aq}$ / $H_2O_{(l)}$ $I_{2\,aq}$ /$I^-_{aq}$
Solutions utilisées :
Deux solutions aqueuses proposées d'acide sulfurique ($H_2SO_4$) :
Solution 1 : $[H^+] = 8{,}0 * 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$
Solution 2 : $[H^+] = 4{,}0 . 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$
Eau oxygénée : $[H_2O_2] = 3{,}0\ 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$
Iodure de Potassium (KI) : $[I^-] = 2{,}0\ 10^{-1}$ mol.L$^{-1}$

Mode opératoire de l'expérience :
Régler le colorimètre à la longueur d'onde $\lambda$ = 565nm. Faire le blanc.
Régler l'enregistrement pour avoir A en fonction de t (régler environ la durée d'enregistrement à 2000 s).
Dans un bécher (Bécher 1) de 50 mL verser les solutions de volumes $V_1$, $V_2$ et $V_3$ (préparées à l'aide d'une éprouvette graduée OU d'une pipette en plastique, pour $V_1$).
Dans un second bécher (Bécher 2) de 50 mL verser l'eau oxygénée ($V_4$), à l'aide d'une pipette graduée.
Verser le contenu du bécher 1 dans le bécher 2 et déclencher *en même temps* l'enregistrement sur Logger pro.
Remplir une cuve avec cette solution (pipette en plastique), la placer dans le colorimètre et enregistrer l'absorbance au cours du temps à l'aide du logiciel.

| Eau distillée $V_1$ | Iodure de potassium $V_2$ | Acide sulfurique $V_3$ | Eau oxygénée $V_4$ |
|---|---|---|---|
| 1 mL | 18 mL | 10 mL | 1,0 mL |

Pendant que la réaction se déroule :

**CR** : Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique considérée, et construire le tableau d'avancement de la réaction
Déterminer $x_{max}$
Déterminer $[I_2]$ en fin de réaction, notée $[I_2]_{max}$

Une fois la réaction terminée :

Créer une colonne supplémentaire dans logger Pro calculant la valeur de $[I_2]$ (on utilisera la Loi de Beer Lambert : k = 70L/mol ici)
Tracer sur Logger pro la courbe $[I_2] = f(t)$
La valeur de $[I_2]_{max}$ obtenue est elle cohérente avec vos calculs ?

**CR** : Tracer (i.e. imprimer) la courbe $[I_2] = f(t)$.
Déterminer graphiquement le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.
Décrire et commenter l'évolution de la vitesse volumique de la réaction en fonction du temps.
Déterminer en vous aidant de la courbe, la valeur de la vitesse volumique de réaction à l'instant $t = 2\ t_{1/2}$.
Collecter les valeurs de $t_{1/2}$ des groupes qui ont utilisé des solutions initiales différentes, et les comparer à votre valeur de $t_{1/2}$. Commenter les différences observées.

## TP 9 : Titrages colorimétrique et pH-métrique

On cherche à déterminer la concentration $C_A$ en acide éthanoïque ($CH_3COOH$) d'une solution aqueuse (appelée solution titrée) d'acide éthanoïque de volume $V_A$ = 20,0 mL. Pour cela, on fait réagir sur cette solution une solution aqueuse (appelée solution titrante) d'hydroxyde de Sodium (NaOH) de concentration $C_B = 1{,}00\ 10^{-1}$ mol. $L^{-1}$. L'équation bilan de la réaction support du titrage est :

$$CH_3COOH + OH^- = CH_3COO^- + H_2O$$

Manipuler avec des **GANTS** et des **LUNETTES**.

**Méthode 1 : Titrage colorimétrique**

Installation du dispositif de titrage (schéma au point **168** du cours)

Mesurer très soigneusement un volume $V_A$ égal à 20,0 mL de solution d'acide éthanoïque avec une pipette jaugée de 20,0 mL.
Verser $V_A$ dans un bécher d'environ 200 mL (appelé bécher 1).
Placer quelques gouttes (3 au maximum) d'un indicateur coloré (celui qui vous est fourni) dans le bécher 1.
Rincer et remplir la burette avec la solution d'hydroxyde de sodium, puis ajuster au zéro (placer un « bécher poubelle » sous la burette pendant cette opération).
Placer un barreau aimanté dans le bécher 1, puis installer ce bécher sur l'agitateur magnétique.
Déclencher une agitation douce (raisonnable).
Placer un bout de papier blanc sous le bécher 1.

Réalisation du titrage

Verser la solution titrante petit à petit (1 mL par 1 mL) dans le bécher 1 et guetter le changement de couleur de la solution.
Lorsqu'on approche la zone de changement de couleur, verser la solution titrante très progressivement (0,2 mL par 0,2 mL, voire goutte par goutte).
Lorsque le changement de couleur se produit, arrêter de verser la solution titrante et noter le volume versé : c'est le « volume versé à équivalence » noté $V_{EQ,\,1}$.

**Méthode 2 : Titrage pH métrique**

Installation du dispositif de titrage (schéma au point **169** du cours)

Refaire exactement la même chose que précédemment avec DEUX modifications :

Ne PAS ajouter d'indicateur coloré dans la solution titrée.

Plonger un pH-mètre dans la solution relié à Labquest lui-même relié à un ordinateur. La partie sphérique du pH-mètre doit être totalement immergée mais ne doit pas risquer d'être percutée par le barreau aimanté. Afin d'y parvenir, il est sans doute nécessaire de rajouter de l'eau distillée dans le bécher 1 avant de procéder au titrage.

Réalisation du titrage

A l'aide du logiciel d'acquisition (Logger pro) :

1- Enregistrer la valeur du pH
2- Verser 1 mL de solution titrante et attendre 10 s.
3- Enregistrer la nouvelle valeur du pH.
4- Répéter les étapes 2- et 3- jusqu'à $V = V_{EQ} - 2$ mL
5- Répéter les étapes 2- et 3- mais en ajoutant 0,2 mL à chaque fois (jusqu'à 2 mL après le « saut de pH »).
6- Répéter les étapes 2- et 3- encore deux fois.

**CR** **1°/** Noter la valeur de $V_{EQ,\,1}$

**2°/** Imprimer la courbe pH = f($V_{versé}$).

Déterminer graphiquement le volume d'Hydroxyde de Sodium versé à l'équivalence ($V_{EQ,\,2}$). Les traits de construction doivent figurer sur votre courbe.

**3°/** Comparer $V_{EQ,\,2}$ à $V_{EQ,\,1}$.

**4°/** En déduire la concentration $C_A$ de la solution en Acide éthanoïque (expression littérale puis application numérique).

**TP 10 : Titrage d'une solution d'acide chlorhydrique à l'aide d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium**

*On cherche à déterminer la concentration $C_A$ en ion $H_3O^+$ d'une solution aqueuse (appelée solution titrée) d'acide chlorhydrique (HCl) de volume $V_A$ = 20,0 mL.*

Pour cela, on fait réagir sur cette solution une solution aqueuse (appelée solution titrante) d'hydroxyde de Sodium (NaOH) de concentration $C_B = 1{,}00\ 10^{-1}$ mol. $L^{-1}$.
L'équation bilan de la réaction support du titrage est :

$$H_3O^+ + OH^- = 2\ H_2O$$

Manipuler avec des **GANTS** et des **LUNETTES**.

**Méthode 3 : Dosage conductimétrique**

Installation du dispositif de Dosage (schéma au point **169** du cours)

Refaire exactement la même chose qu'au TP 9 en remplaçant le pH-mètre par un conductimètre relié à Labquest relié à un ordinateur, et l'acide éthanoïque par l'acide chlorhydrique.

Réalisation du Dosage

A l'aide du logiciel d'acquisition (Logger pro) :

1- Enregistrer la valeur de la conductivité σ.
2- Verser 1 mL de solution titrante et attendre 10 s.
3- Enregistrer la nouvelle valeur de σ.
4- Répéter les étapes 2- et 3- jusqu'à $V = V_{EQ} + 6$ mL

**CR** **1°/** Imprimer la courbe $\sigma = f(V_{versé})$.

**2°/** Déterminer graphiquement le volume d'Hydroxyde de Sodium versé à l'équivalence ($V_{EQ,\ 3}$). Les traits de construction doivent figurer sur votre courbe.
Expliquer l'allure de la courbe.

**3°/** En déduire $C_A$, la concentration en $H_3O^+$ de la solution d'acide chlorhydrique (expression littérale puis application numérique).

**Données :**

Tableau de conductivités ioniques molaires de quelques ions (en $mS.m^2.mol^{-1}$)

| $H_3O^+_{(aq)}$ | $HO^-_{(aq)}$ | $Cl^-_{(aq)}$ | $NH^+_{4(aq)}$ | $K^+_{(aq)}$ | $NO^-_{3(aq)}$ | $Na^+_{(aq)}$ | $HCO^-_{3(aq)}$ | $Ag^+_{(aq)}$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 35,0 | 19,8 | 7,6 | 7,4 | 7,4 | 7,1 | 5,0 | 4,4 | 6,2 |

## TP 11 : Dosage par mesure de conductivité

MATERIEL : 1 Fiole jaugée de 100,0 mL
1 Pipette jaugée de 25,0 mL
1 Pro-pipette
1 Balance
1 Coupelle
1 Entonnoir
1 Spatule
1 Pissette d'eau distillée
1 Marqueur sur verre
6 béchers de 50 mL

A partir de Chlorure de Sodium solide et d'eau distillée, préparer 100 mL d'une solution aqueuse de Chlorure de Sodium (NaCl) appelée $S_0$ de concentration massique égale à $C_0 = 2,0\ g.L^{-1}$.

Préparer par dilution 100 mL de deux solutions aqueuses $S_1$ et $S_2$ de concentrations respectives en chlorure de Sodium égales à :

$C_1 = 1,0\ g.L^{-1}$
$C_2 = 0,50\ g.L^{-1}$

Dans un bécher numéroté 0, verser environ 40 mL de la solution 0.
Dans un bécher numéroté 1, verser environ 40 mL de la solution 1.
Dans un bécher numéroté 2, verser environ 40 mL de la solution 2.
Dans un dernier bécher, verser environ 40 mL d'eau distillée.

Mesurer la conductivité de l'eau distillée, puis celle des solutions 2, 1 et 0 (dans cet ordre). Le conductimètre doit être réglé sur le calibre 0 – 20 000 µS/cm. Entre chaque mesure, il vaut rincer la sonde à l'eau distillée et la sécher avec du papier absorbant.

**CR** : Présenter le résultat des mesures dans un tableau (concentration et conductivité).

**CR** : Tracer la courbe représentant la conductivité d'une solution aqueuse de Chlorure de Sodium en fonction de sa concentration.

Le professeur verse dans un bécher propre une solution aqueuse de Chlorure de Sodium de concentration C inconnue.

Mesurer la conductivité de cette solution.

**CR** : Donner la valeur de la conductivité de cette solution.

**CR** : Déterminer la valeur de la concentration massique en Chlorure de Sodium de cette solution en utilisant la courbe tracée plus haut. La méthode de détermination doit être apparente dans le CR.

# 15. FICHES ECE

## LOGGER PRO

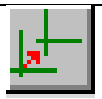
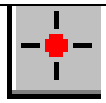
Enregistrement d'une vidéo :

Insert → « video capture »
Puis cliquer sur « start video capture » pour lancer l'enregistrement

Utilisation d'une vidéo :

Pour afficher la vidéo dans logger pro : Insert →movie

Fonctionnalités vidéo :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Ouvrir la barre de menu. | | Insérer une échelle (*Attention, les décimales doivent être séparée par un point (.) et non par une virgule (,)* | |
| Choisir une origine, des axes ainsi que l'orientation des axes | | Déplacer l'origine des axes et l'orientation des axes |  |
| Effectuer le pointage |  | Sélectionner un point | |

Réglages avant acquisition (pH, conductimétrie, cinétique…) :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Effectuer les réglages préalables | | Créer une abscisse | Mode: Events With Entry |
| Lancer l'acquisition | | Stocker chaque nouvelle entrée | |
| Arrêter l'acquisition | | | |

Traitement des données :

Calculer une colonne supplémentaire :
data → new calculated column
→ écrire directement l'équation de la fonction (avec les variables déjà définies)

Tracer une asymptote :
Sélectionner une partie de la courbe et cliquer sur :

Transférer les données sous Excel :
Copier les colonnes
Coller les colonnes dans un fichier Excel

# EXCEL

Remplacer les points (3.235) en virgules (3,235) de la manière suivante :

Ctrl + F (ou Ctrl + H) → Rechercher …. → Remplacer

Appliquer une formule :

| | F | G |
|---|---|---|
| 1 | 0,25 | 2 |
| 2 | 0,4 | 5 |
| 3 | 2,25 | 2 |
| 4 | 4 | 2 |
| 5 | 2,5 | 5 |
| 6 | 2 | 9 |
| 7 | 4,9 | 5 |
| 8 | 4 | 8 |

Deux colonnes F et G contiennent des données.
On souhaite calculer (dans une colonne H) pour chaque couple de données la grandeur F * G.

**1/** Taper la formule dans la case adéquate (précédée du signe =)

| | F | G | H |
|---|---|---|---|
| 1 | 0,25 | 2 | =F1*G1 |

Résultat :

| | F | G | H |
|---|---|---|---|
| 1 | 0,25 | 2 | 0,5 |

| |
|---|
| 0,5 |
| 2 |
| 4,5 |
| 8 |
| 12,5 |
| 18 |
| 24,5 |
| 32 |

**2°/** Appliquer la formule à l'ensemble des cellules de la colonne H en :

Sélectionnant la cellule dans laquelle la formule a été entrée.

Cliquant sur le coin en bas à droite de la cellule (et garder le doigt appuyé sur la souris).

Faisant glisser la souris vers le bas (cf. résultat à gauche)

Tracer une courbe :

Sélectionner l'axe des abscisses puis l'axe des ordonnées

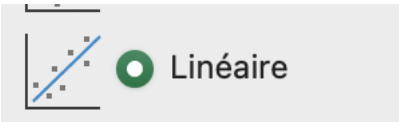
Puis aller dans : Graphiques

Puis afficher une courbe de tendance :

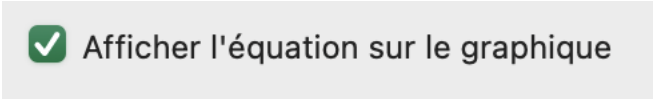
Sélectionner les points sur le graphe

Clic droit (Ctrl + « clic ») Ajouter une courbe de tendance...

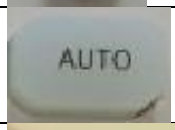
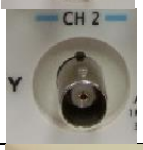
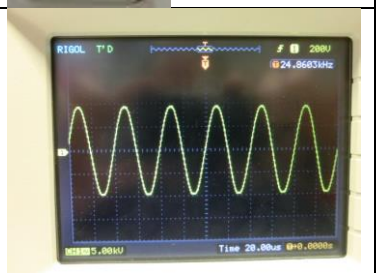
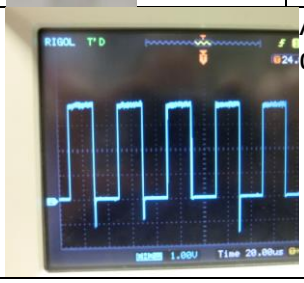
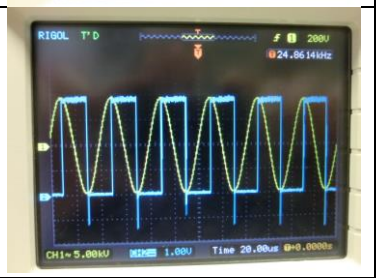
Puis choix du type de courbe (linéaire …)




Puis



# OSCILLOSCOPE

| | | | |
|---|---|---|---|
| Réglage de la sensibilité horizontale (base de temps) | | Décaler les courbes à horizontalement | |
| Réglage de l'échelle verticale (tension en V) | | Décaler les courbes verticalement | |
| Figer une courbe/ redémarrer l'acquisition | | Réglage automatique |   |
| Branchement des voies 1 et 2 |   | Affichage de la voie 1 (couleur jaune) |   |
| Affichage de la voie 2 (couleur bleue) |   | Affichage des deux voies |   |

# Emetteur et Récepteur à Ultra Son

Alimenter l'Emetteur (E) à l'aide du GBF :

Signal carré, fréquence de 100 Hz, amplitude la plus grande possible

Connecter l'Emetteur (E) à une voie de l'oscilloscope

Connecter le Récepteur (R) à l'autre voie de l'oscilloscope

# GBF

La sortie que l'on utilise sur le GBF est la sortie MAIN

Le GBF permet de produire :

Des tensions de formes différentes (carré, sinusoïde, triangle).

Des tensions de fréquences différentes.

Des tensions d'amplitudes différentes