

Cours de seconde

Pierre-Henry SUET

4 août 2020



1 Description macroscopique de la matière	7
I Espèces chimiques, corps purs et mélanges	7
1 Corps purs et mélange	7
II Identification d'une espèce chimique	8
1 Solubilité	8
2 Masse volumique ρ	8
3 Densité	8
4 Températures de changement d'état	9
5 Tests chimiques	10
6 Chromatographie sur couche mince	10
III Composition d'un mélange	11
IV Extraction et séparation	11
2 Solution, dissolution et dilution	13
I Notion de solution	13
II Sur la paillasse	15
1 Préparation par dissolution d'un solide	15
2 Dilution d'un solution	15
III Dosage par étalonnage	16
3 Le modèle de l'atome	17
I Structure de l'atome	17
1 Histoire du modèle atomique	17
2 Le noyau	18
3 Les électrons	19
4 Symbole d'un atome	19
II Masse et dimension de l'atome	19
1 Masse de l'atome	19
2 Dimensions de l'atome	20
4 Le cortège électronique et la classification périodique	21
I Cortège électronique	21
1 Configuration électronique d'un atome	21
II La classification périodique	22
1 Description	22
2 Notion de famille chimique	22
3 Stabilité des éléments	23
4 Différentes familles d'éléments	23
5 Les molécules	25
I La formation des molécules	25
II Représentation des molécules	26
1 Formule brute	26
2 Représentation de Lewis	26
3 Formules développées et semi-développées	27
III Notion d'isomérisation	27
IV Groupe caractéristique dans une espèce chimique	28
1 Définition d'une espèce chimique	28
2 Définition d'un groupe caractéristique	28
3 Exemple de groupe caractéristique	28
4 Les polymères	29
V Energie de liaison	29

6 La mole	30
I Quantité de matière	30
II Masse molaire	31
1 Masse molaire atomique	31
2 Masse molaire moléculaire	31
III Calcul de quantité de matière	31
1 Solide	31
2 Liquide	32
3 Gaz	32
4 Solution	33
a Concentration molaire	33
b Concentration massique	33
7 Transformation chimique	34
I Le système chimique	34
1 Définitions	34
2 Représentation d'une transformation chimique	34
3 Réaction chimique entre le nitrate d'argent et le cuivre	34
II La réaction chimique	35
1 Définitions	35
2 Lois de conservation au cours des réactions chimiques	35
3 Signification des nombres stœchiométriques	36
III Effet thermique des transformations chimiques	36
1 La bougie brûle !	36
2 Les deux effets thermiques possibles	36
8 Synthèse chimique	38
I Pourquoi synthétiser des espèces chimiques ?	38
1 Définition de la synthèse	38
II Comment réaliser une synthèse ?	38
1 Etape 1 : la transformation des réactifs en produits	38
2 Etape 2 : le traitement du mélange réactionnel	40
3 Etape 3 : étape d'identification	40
III Rappel : masse volumique et densité	40
1 Masse volumique	40
2 Densité	41
9 Transformation physique	42
I Etats de la matière.	42
1 L'état solide.	42
2 L'état liquide.	42
3 L'état gazeux.	42
II Les changements d'état	42
1 Transformations physiques	42
2 Ecriture symbolique	43
III Energie de changement d'état	43
1 Changement d'état et transfert thermique	43
2 Energie massique de changement d'état	44
10 Transformation nucléaire	45
I Pourquoi un noyau peut-il être radioactif ?	45
1 Cohésion du noyau, diagramme (N,Z)	45
II Différents types de radioactivité	46
1 Lois de conservation (lois de Soddy)	46
2 Transformation nucléaires spontanées	46
3 La radioactivité α	46

4	La radioactivité β	46
a	La radioactivité γ	47
5	Réactions nucléaires provoquées	47
a	Fusion nucléaire	47
b	La fission nucléaire	47

11 Description des mouvements 48

I	Système étudié	48
II	Référentiels	48
III	Types de mouvements	49
IV	Vecteur vitesse	50

12 Force et Mouvement 51

I	Les actions mécaniques	51
1	Actions de contact	51
2	Actions à distance	51
II	Modélisation d'une action par une force	52
1	Modélisation d'une action par une force	52
2	Exemple de vecteur force : le vecteur poids	52
III	Effets d'une force sur le mouvement	52
1	Modification de la valeur de la vitesse	52
2	Modification de la trajectoire	52
3	Influence de la masse du corps	53
IV	Le principe d'inertie	53
1	Expérience sur la table à coussin d'air	53
2	Enoncé du principe d'inertie	53
V	Applications du principe d'inertie	54
1	Forces exercées sur un projectile dans l'air	54
2	Le curling	54
3	Mouvement de la Lune autour de la Terre	55
VI	Chute libre verticale.	55

13 Gravitation 56

I	L'interaction gravitationnelle	56
II	La loi de la gravitation universelle	56
III	Le poids d'un corps	57
IV	Chute d'un corps	58

14 Emission, réception et perception des ondes sonores 59

I	Ondes sonores	59
1	Définition d'une onde sonore	59
2	Destination	60
II	Perception sonore de notre oreille	60
1	Aigu ou grave ?	60
2	Timbre d'un instrument	61
3	Intensité et niveau sonore	61

15 Spectres 62

I	Nature de la lumière blanche	62
1	Décomposition de la lumière blanche par un prisme	62
2	Le laser	63
3	Longueur d'onde	63
II	Les spectres d'émission	63
1	Spectres d'émission continus	63
2	Spectre de raies d'émission	65
III	Les spectres de raies d'absorption	66

1	Montage	66
2	Spectre d'absorption	66
3	Interprétation	66
IV	Application à l'astrophysique	67
1	Analyse de la lumière des étoiles	67
2	Spectre d'une étoile	67

16 Notions d'optique géométrique **68**

I	Réflexion et réfraction de la lumière	68
----------	--	-----------

17 Vision et images **71**

I	La lentille convergente	71
1	Définition	71
2	Points et rayons particuliers pour une lentille convergente	71
a	Centre optique O	71
b	Foyers principaux objet F et image F'	72
c	Plans focaux	72
3	Distance focale image f' et vergence V	72
II	Image et objet	73
1	Définition	73
2	Construction graphique de l'image $A'B'$ d'un objet AB	73
3	Relations de conjugaison et de grandissement	73
4	Caractéristiques de l'image observée	74

18 Notions d'électricité **75**

I	Un peu d'histoire	75
II	Qu'est ce que l'électricité ?	75
III	Conducteurs et isolants	75
IV	Circuits électriques	75
1	Circuits	75
2	Types de circuits.	76
V	Courant et tension électriques.	76
1	Le courant électrique	76
2	L'intensité du courant électrique	77
3	La tension électrique	77
VI	Quelques lois de l'électricité.	77
1	Loi d'Ohm	77
2	Loi des nœuds	77
3	Loi des mailles	78
4	Puissance électrique	79

19 Les signaux périodiques **80**

I	Qu'est-ce qu'un phénomène périodique ?	80
1	Notion de temps	80
2	Définition d'un phénomène périodique	80
3	Période T d'un phénomène périodique	81
4	Fréquence f d'un phénomène périodique	81
II	La tension électrique périodique	81
1	Définition de la tension	81
2	Période et fréquence f d'une tension périodique $u(t)$	82
3	Tensions U_{max} et U_{min} d'une tension périodique	83
III	Exemples d'application	83
1	Oscillogramme d'une tension triangulaire	83
2	Le rythme cardiaque	84
3	Echographie	84

20 Les capteurs électriques **85**

I Définition et étalonnage d'un capteur 85
II Exemples 86

Description macroscopique de la matière

I Espèces chimiques, corps purs et mélanges

1 Corps purs et mélange

Définition

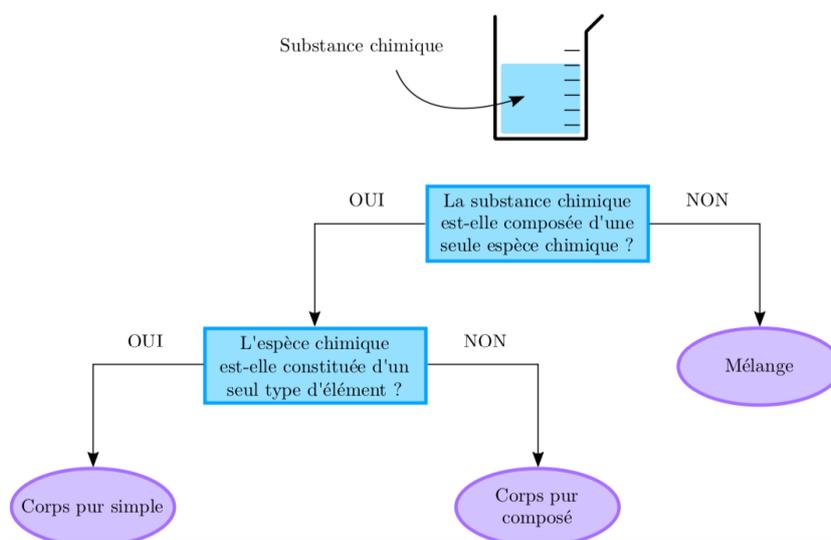
Une substance constituée d'une seule espèce chimique est un **corps pur**.

Une substance constitué de plusieurs espèces chimiques est un **mélange**.

Un mélange est **homogène** si on ne peut pas distinguer ses constituants à l'œil nu ; dans le cas contraire il est **hétérogène**.

Exemples :

- le corps pur simple diazote est constitué de molécule gazeuse de diazote de formule N_2 ne contenant que l'élément chimique azote de symbole N. Le corps pur simple hélium n'est constitué que d'une seule espèce chimique le gaz hélium contenant un seul élément chimique l'hélium de formule He.
- le corps pur composé oxyde d'aluminium est constitué uniquement de l'espèce chimique de formule Al_2O_3 . Cette espèce chimique contient 2 éléments chimiques, l'aluminium de symbole Al et l'oxygène de symbole O.
- la bauxite est un mélange contenant plusieurs espèces chimiques : de l'oxyde d'aluminium (Al_2O_3) et de l'oxyde de fer (Fe_2O_3). C'est un minéral dont on extrait l'aluminium.



II Identification d'une espèce chimique

1 Solubilité

Définition

La solubilité d'un corps correspond à la masse maximale m de corps pouvant être dissoute dans 1 litre de solvant. La solubilité est notée s .

La solubilité est aussi une caractéristique de chaque espèce chimique.

Unité : masse en gramme (g), volume de solution en litre (L), solubilité en gramme par litre (g.L^{-1}).
La solubilité dépend de la température de la pression et du type de solvant.

Exemple : la solubilité du sel dans l'eau à température $t = 0\text{ }^\circ\text{C}$ est $s = 347\text{ g.L}^{-1}$
Cela signifie qu'on peut dissoudre au maximum 347 g de sel dans un litre d'eau. Si on essaie d'en dissoudre plus le surplus se retrouvera sous forme solide au fond du récipient.

2 Masse volumique ρ

- Masse volumique :

Définition

La **masse volumique** ρ d'un corps est le rapport de la **masse** de ce corps et le **volume** de ce corps.

Son expression littérale est :

$$\rho_{\text{corps}} = \frac{m_{\text{corps}}}{V_{\text{corps}}}$$

Masse (kg)

Masse volumique (kg.m^{-3})

Volume (m^3)

3 Densité

La densité d d'un corps solide ou liquide est égale au rapport de sa masse volumique ρ sur celle de l'eau :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

Masse volumique du liquide kg/m^3

Densité (sans)

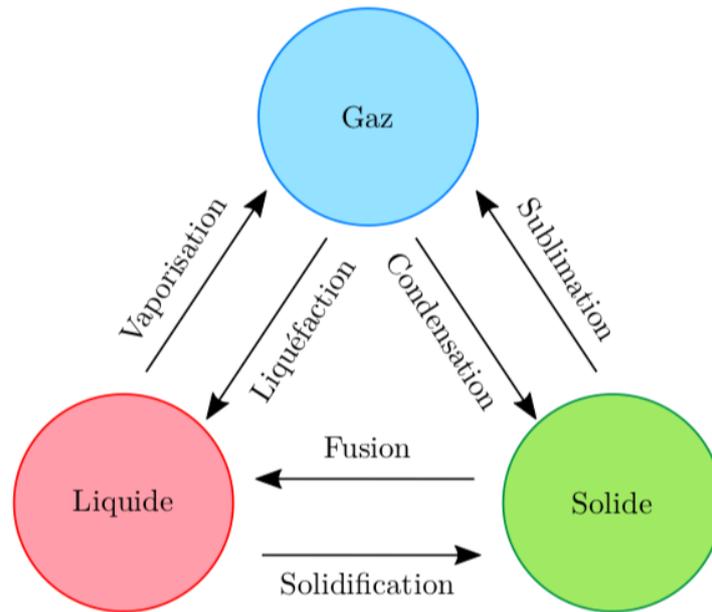
Masse volumique de l'eau (kg/m^3)

Comme tout rapport de même unité, la densité n'a pas d'unité.

Exemple : la masse volumique du plomb est $\rho(\text{Pb}) = 11,3 \times 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$. La densité du plomb $d(\text{Pb})$ est 11,3

4 Températures de changement d'état

La matière peut se trouver sous trois états : liquide solide et gazeux.



Pour un corps pur, à une pression donnée, chaque changement d'état aura lieu à une température caractéristique.

La température de fusion d'un corps est la température où le corps passe de l'état solide à l'état liquide.

La température d'ébullition d'un corps est la température où le corps passe de l'état liquide à l'état gazeux.

Ces températures dépendent de la pression.

Exemple :

A une pression $P = 1 \text{ bar}$, l'éthanol a une température d'ébullition $T_{eb} = 79^\circ\text{C}$ et de fusion de $T_f = -117^\circ\text{C}$.

- de -273°C à -117°C , l'éthanol se trouve sous forme solide
- de -117°C à 79°C , l'éthanol se trouve sous forme liquide
- Pour une température supérieure à 79°C , l'éthanol se trouve sous forme gazeuse.

5 Tests chimiques

Substance	Test	Observation
Eau	Sulfate de cuivre anhydre	devient bleu
Dioxyde de carbone	Eau de chaux	précipité blanc
Dihydrogène	Flamme	détonation
Ion chlorure	nitrate d'argent	précipité blanc qui noircit à la lumière
Ion cuivre (II)	hydroxyde de cuivre	précipité bleu
Ion fer (II)	nitrate d'argent	précipité vert
Ion fer (III)	hydroxyde de sodium	précipité rouille

6 Chromatographie sur couche mince

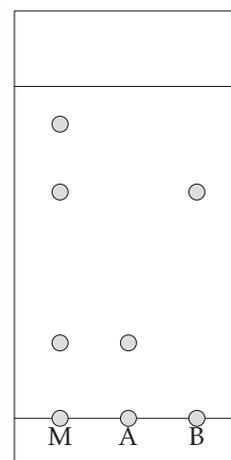
Une chromatographie sur couche mince (CCM) permet de séparer et d'identifier les différentes espèces chimiques présentes dans un mélange homogène.

Un éluant monte par capillarité le long d'une plaque recouverte de silice et entraîne avec lui des espèces chimiques préalablement déposées sur la plaque. Plus une espèce chimique est soluble dans l'éluant, plus elle montera haut avec lui.

Selon leurs solubilités, les différentes espèces chimiques d'un mélange homogène monteront à des hauteurs différentes et seront ainsi séparées.

À côté du mélange M à étudier, on dépose des espèces chimiques de référence A et B ; si le mélange contient une tache à la même hauteur qu'une tache de référence, on en conclut que le mélange étudié contient cette espèce de référence.

Ici, le mélange M contient l'espèce chimique A, l'espèce chimique B ainsi qu'une troisième espèce chimique inconnue.



Qu'appelle-t-on rapport frontal d'une espèce chimique ?

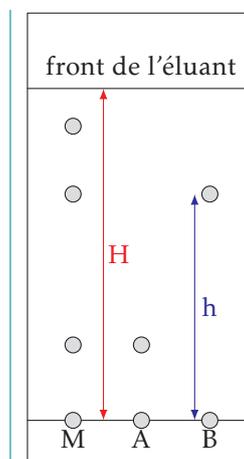
Il permet de comparer la hauteur de progression d'une espèce chimique avec la hauteur de l'éluant :

$$R_B = \frac{h}{H}$$

(sans unité) →

(cm) ←

(cm) ←

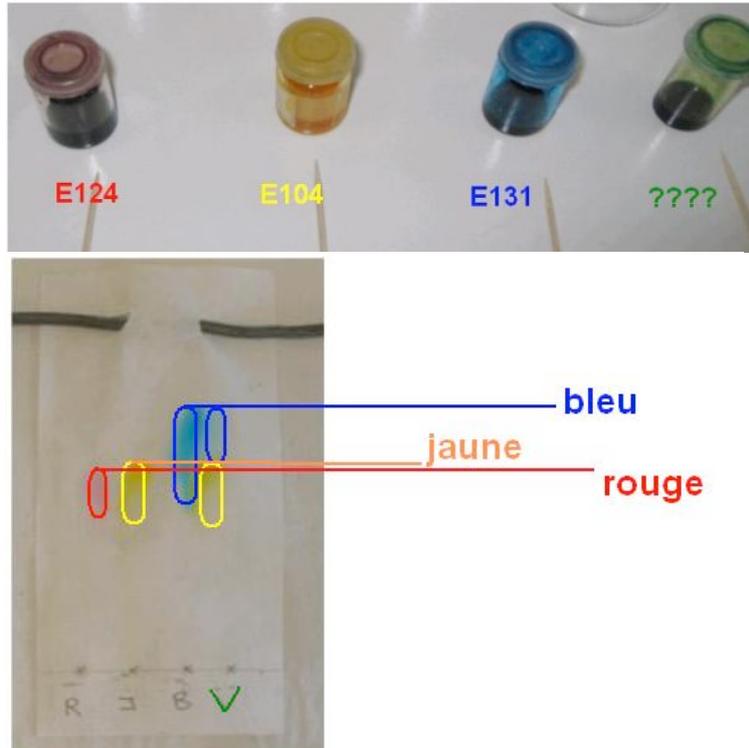


Une fois la substance extraite il faut l'analyser pour en déterminer sa composition.

La **chromatographie** permet de séparer puis d'identifier les espèces chimiques d'un mélange.

1. On trace sur une plaque (feuille de papier généralement) un trait à 1 cm du bord appelé ligne de dépôt. La plaque correspond à la phase stationnaire
2. On dépose sur le trait une goutte de substance A à analyser et une ou plusieurs gouttes de substances connues notées B, C etc..
3. On plonge la phase stationnaire dans un solvant appelé éluant ou phase mobile.
4. Le solvant monte par capillarité en entraînant les gouttes de substances.
5. Lorsque le solvant arrive à 1 cm du bord supérieur de la phase stationnaire on sort la plaque et on la fait sécher.
6. On analyse le chromatogramme obtenu pour déterminer la composition de la tâche inconnue.

Exemple :



Le colorant vert (V) est constitué de deux espèces chimiques puisqu'il contient deux taches. Ces deux taches ont le même rapport frontal que les colorants E104 et E133. Par conséquent le colorant vert est un mélange de colorant E104 et E133.

Pourquoi les espèces chimiques ne migrent-elles pas à la même hauteur ? Plus les espèces chimiques sont solubles dans le solvant, plus elles migrent haut et plus leur rapport frontal est élevé.

C'est la masse de soluté exprimée en gramme par unité de volume de solution exprimée en litre.

III Composition d'un mélange

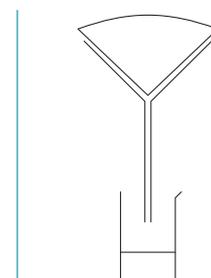
Donner la composition d'un mélange consiste à donner une information (volume, masse, proportion, etc.) relative à chacune des espèces chimiques pures qui le compose.

IV Extraction et séparation

1 Filtration.

La filtration permet de séparer la phase solide de la phase liquide d'un mélange hétérogène.

Mais la filtration ne permet pas de séparer les deux phases liquides de deux liquides non miscibles.



2 Extraction par solvant.

Infusion : extraction des principes actifs ou arômes d'une plante par dissolution dans un solvant initialement bouillant qu'on laisse ensuite refroidir.

Décoction : chauffage de plantes et d'eau jusqu'à ce que cette dernière bouillisse.

Macération : extraction dans un solvant à froid.

Soit un principe actif dissous dans de l'eau.

Comment le séparer de l'eau ?

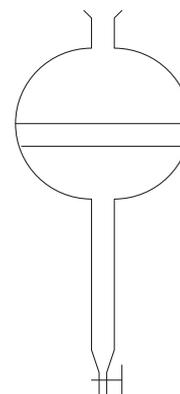
Il faudrait faire évaporer l'eau, malheureusement, le principe actif s'évapore souvent avec elle !

On utilise donc un autre solvant, **non miscible à l'eau**, dans lequel le principe actif est **plus soluble** que dans l'eau et dont la **température d'ébullition** est nettement plus faible que celle de l'eau.

On sépare ensuite les deux phases liquides avec une ampoule à décanter.

Le solvant est ensuite évaporé pour ne laisser que le principe actif.

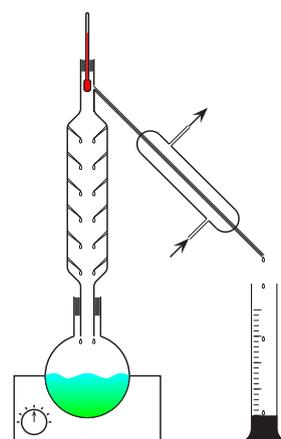
Ainsi, si une solution aqueuse contient un composé organique dangereux. On l'extrait en mélangeant la solution aqueuse avec un solvant organique (comme le cyclohexane), dans une ampoule à décanter. Le composé organique dangereux se solubilise préférentiellement dans le solvant organique et disparaît de la solution aqueuse. On laisse décanter le mélange : la séparation s'effectue. On élimine le solvant organique et on récupère l'eau épurée.



3 Distillation.

Lors d'une hydrodistillation, l'eau a deux rôles essentiels :

- Sa température d'ébullition étant de 100 °C, elle empêche les matières premières de brûler.
- L'entraînement à la vapeur (d'eau) : tous les gaz sont miscibles, ainsi, la vapeur d'eau et la vapeur d'huile essentielle se mélangent très bien. L'huile essentielle est donc entraînée par la vapeur d'eau. Une fois liquéfiées au niveau du réfrigérant à eau, l'eau et l'huile à l'état liquide, forment deux phases dans l'hydrodistillat.



Solution, dissolution et dilution

I Notion de solution

Quand une espèce chimique (corps pur solide, liquide ou gazeux) est dissoute dans un liquide, on obtient un mélange appelé solution.

L'espèce dissoute constitue le **soluté**, le liquide utilisé pour la dissoudre est appelé **solvant**. Si ce dernier est l'eau, la solution est dite aqueuse.

Définition

On appelle solution, le résultat de la dissolution d'un soluté dans un solvant.

Selon la structure du soluté, une solution peut contenir des molécules ou des ions. Ces dernières sont donc conductrices du courant électrique.

1 Concentration massique C_m en soluté.

Définition

C'est la masse de soluté exprimée en gramme par unité de volume de solution exprimée en litre.

Attention : Bien qu'elles puissent avoir la même unité, il ne faut pas confondre concentration en masse en soluté (qui fait intervenir la masse du soluté) et masse volumique de la solution (qui fait intervenir la masse de la solution)

$$C_m = \frac{m}{V}$$

Masse de soluté (g)

Volume de solution (L)

Concentration massique (g/L)

Définition

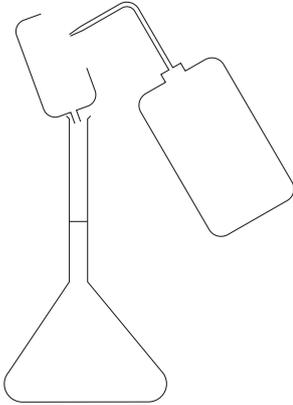
La solubilité d'un soluté est la quantité maximale de soluté qu'on peut dissoudre dans 1 L de solvant. On parle alors de solution saturée.

Exemple : $s(\text{saccharose}) = 2,0 \text{ kg/L}$ à 25°C , $s(\text{sel alimentaire NaCl}) = 359 \text{ g kg/L}$ à 20°C

Préparation de solutions

a. Par dissolution

Il suffit de dissoudre la masse de soluté voulue dans le volume de solvant adéquat pour obtenir la solution désirée.



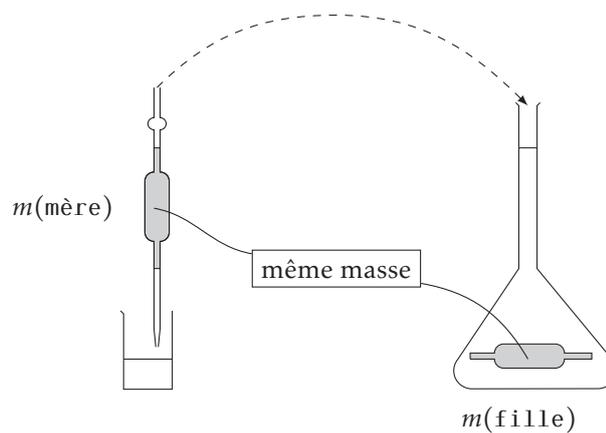
- Choisir une fiole jaugée de volume voulu.
- Ajouter une peu d'eau distillée dans la fiole jaugée.
- Verser le solide pesé dans un sabot.
- Rincer le sabot avec une pissette d'eau distillée.
- Agiter pour dissoudre le solide.
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Homogénéiser.

b. Par dilution d'une solution mère

On prélève un volume $V_{m\grave{e}re}$ de la solution mère de concentration $C_m(\text{mère})$ pour préparer un volume V_{fille} d'une solution fille de concentration $C_m(\text{fille})$.

Propriété

Dans le prélèvement et dans la solution fille diluée, la masse de soluté est la même : on n'ajoute que de l'eau !



$$C_m(\text{mère}) \times V_{\text{mère}} = C_m(\text{fille}) \times V_{\text{fille}}$$

Définition

Facteur de dilution correspond au nombre de fois que la solution mère a été diluée.

$$F = \frac{C_m(\text{mère})}{C_m(\text{fille})} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}}$$

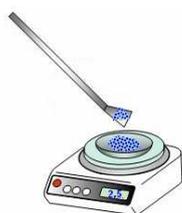
Le facteur de dilution n'a pas d'unité.

II Sur la paillasse

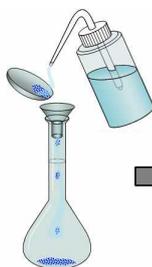
1 Préparation par dissolution d'un solide

Méthode :

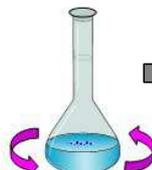
Prélever la masse de soluté nécessaire à l'aide d'une coupelle et d'une balance.



Introduire le soluté dans une fiole jaugée du volume désiré.



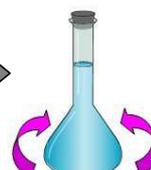
Ajouter de l'eau distillée dans la fiole jusqu'au 2/3 et agiter jusqu'à dissolution complète du soluté.



Compléter la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en tenant compte du ménisque.



Pour finir, boucher et agiter la fiole.



Pour préparer un volume V de solution de concentration C par dissolution d'un composé solide, il faut :

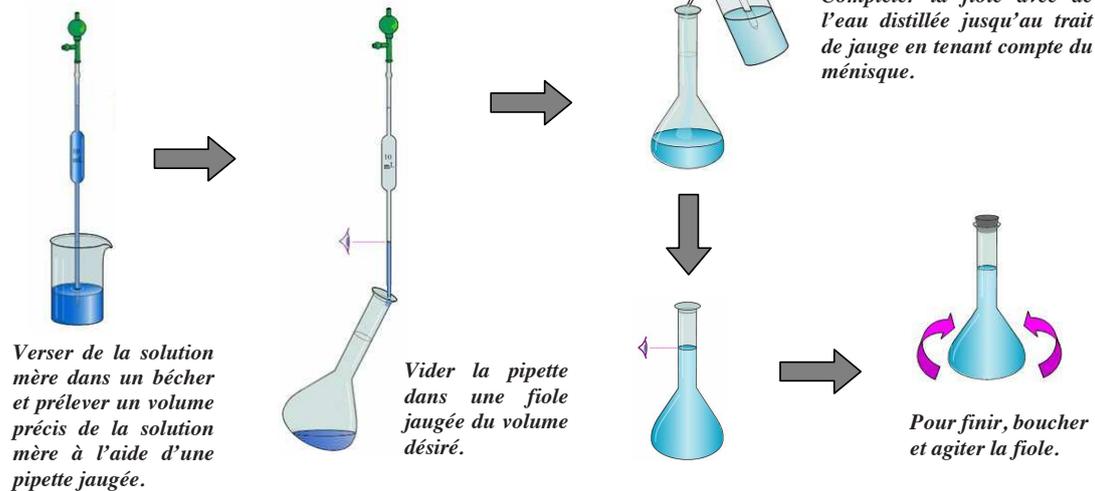
- Calculer la masse de solide à prélever.
- Peser à l'aide d'une balance électronique la masse de solide dans une coupelle.
- Introduire le solide dans une fiole jaugée de volume V et rincer la coupelle à l'eau distillée.
- Ajouter de l'eau distillée. Boucher et agiter pour dissoudre tout le solide.
- Compléter d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Boucher, agiter pour homogénéiser. Fermer la fiole à l'aide d'un bouchon.

2 Dilution d'un solution

Pour préparer un volume V_1 de solution fille de concentration C_1 par dilution d'une solution mère de concentration C_0 , il faut :

- calculer le volume V_0 de solution mère à prélever.
- prélever ce volume à l'aide d'une pipette jaugée munie d'une propipette.
- introduire ce volume dans une fiole jaugée de volume V_1 .
- compléter d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Boucher, agiter pour homogénéiser. On a préparé la solution fille de concentration C_1 en soluté.

Méthode :



III Dosage par étalonnage

De nombreuses propriétés physiques des solutions, comme leur couleur ou leur masse volumique, dépendent de la concentration en masse du soluté. Cette caractéristique permet de réaliser un dosage par étalonnage, c'est-à-dire de déterminer la concentration en masse inconnue de la solution.

Protocole :

- Réaliser une gamme de quelques solutions étalons S_i de concentrations en masse $C_{m,j}$ connues.
- Mesurer la masse volumique de chacune de ces solutions S_i .
- Construire le nuage de points plaçant en abscisse les concentrations massiques $C_{m,j}$ et en ordonnée les masses volumiques mesurées, puis tracer la courbe qui passe au plus près de ces points.
- Mesurer la masse volumique de la solution de concentration en masse C_m inconnue, puis la comparer, grâce au graphique, à celle de la gamme étalon afin de déterminer C_m .

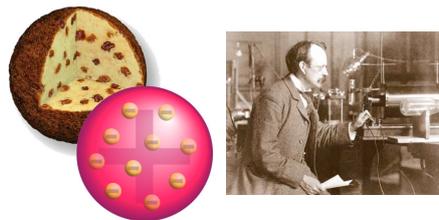
Lorsque la gamme étalon est faite de solutions colorées, celle-ci constitue une échelle de teintes et une simple mesure à l'œil permet de déterminer un encadrement de la concentration en masse de l'espèce dans la solution colorée étudiée.

Le modèle de l'atome

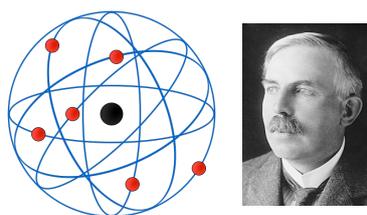
I Structure de l'atome

1 Histoire du modèle atomique

Démocrite (420 av-JC) a l'intuition que la matière est formée d'atomes. Au Ier siècle av-JC Lucrèce tente de démontrer l'existence de l'atome. Atome vient de "tomos" qui signifie couper et le préfixe "a" signifie qu'on ne peut couper, insécable. L'atome est décrit comme la particule la plus petite possible. C'est la théorie des quatre éléments d'Aristote qui va s'imposer jusqu'au XIXe siècle. La combinaison de la terre, de l'eau, de l'air et du feu explique la composition de la matière. En 1805, John Dalton reprend la théorie atomique car elle rend bien compte de ses observations.

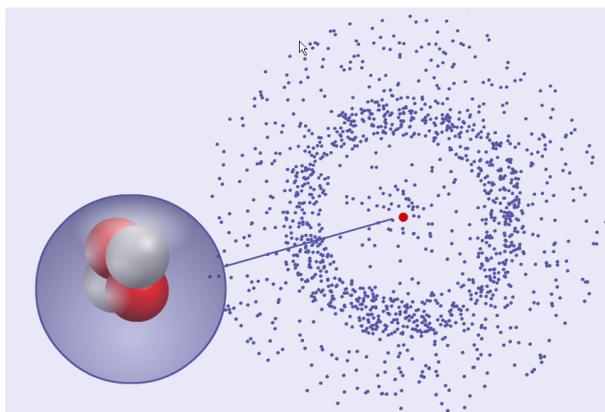


En 1881, J.J. Thomson découvre les électrons. En 1904 il décrit l'atome comme des ensembles de charges positives occupant un petit volume au milieu d'électrons. L'atome n'est plus insécable ! C'est le modèle du pudding de Thomson. Chaque charge positive est égale à chaque charge négative, au signe près :



En 1910, Rutherford montre que la matière contient essentiellement du vide et que le noyau qui est 100 000 fois plus petit que l'atome représente presque toute sa masse. Rutherford décrit un atome dont le modèle est calqué sur celui des planètes. La masse du soleil représente 99 % de la masse du système solaire et son diamètre est très petit par rapport à celui du système solaire. Le noyau est au centre et les électrons tournent autour sur des trajectoires fixes.

Ce modèle ne permet pas d'expliquer de nouvelles observations. On doit admettre que la trajectoire des électrons est plus compliquée. Le modèle actuel est très complexe et ne peut plus être représenté par un dessin. Néanmoins, pour expliquer la physique et la chimie élémentaire il est suffisant d'admettre un modèle de l'atome avec un noyau central positif très petit et des électrons qui tournent autour en formant un nuage sphérique. On élabore un modèle conformément aux phénomènes observés, il doit permettre de prévoir d'autres phénomènes. On modifie le modèle au fur et à mesure des observations.



2 Le noyau

Le noyau de l'atome est constitué de particules élémentaires : les protons et les neutrons désignés sous le nom de nucléons.

Pour mieux comprendre, on peut comparer le noyau à une classe :

Nucléon : particule constituant du noyau.

Deux sortes de nucléons (A) :

- Les protons (Z)
- Les neutrons (N = A-Z)

Le noyau contient A nucléons dont Z protons et N neutrons.

Symbole : ${}^A_Z X$

Élève : personne appartenant à une classe C.

Deux sortes d'élèves (E) :

- Les filles (F)
- Les garçons (G = E-F)

La classe contient E élèves dont F filles et G garçons.

Symbole : ${}^E_F C$

Définition

- Numéro atomique Z, le nombre de protons contenus dans le noyau.
- Nombre de masse A, le nombre de nucléons contenus dans le noyau.

Les protons sont chargés positivement. Leur charge électrique vaut :

$$q_p = e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

C est le symbole de l'unité de charge électrique : le coulomb

Le proton possède la plus petite charge électrique positive, appelée charge élémentaire e .

La masse du proton est

$$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Les neutrons, particules neutres électriquement (charge nulle, $q_n = 0 \text{ C}$), ont une masse voisine de celle du proton donc

$$m_n = m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Le nombre de protons du noyau s'appelle nombre de charge ou numéro atomique et se note Z.

Le nombre de neutrons se note N.

Le nombre total de nucléons, noté A est égal à la somme du nombre de proton et de neutron :

$$A = Z + N$$

3 Les électrons

Un électron est beaucoup plus léger qu'un nucléon.

Sa masse est

$$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

Le rapport entre la masse d'un nucléon (proton ou neutron) et d'un électron est :

$$m_{\text{nucléon}}/m_{\text{électron}} = (1,67 \times 10^{-27} / 9,10 \times 10^{-31}) = 1,83 \times 10^3$$

Sa charge électrique est l'opposée de la charge élémentaire e :

$$q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Propriété

L'atome est électriquement neutre. Cela signifie qu'il y a autant de protons positifs dans le noyau que d'électrons négatifs dans le nuage électronique.

4 Symbole d'un atome

Un atome est symbolisé par une ou deux lettres. La première s'écrit toujours en majuscule et la seconde en minuscule. Le symbole correspond souvent au début du nom de l'atome mais certains sont issus du nom latin comme K(kalium) symbole du potassium.



A représente le nombre de nucléons

Z le nombre de protons (il y a Z électrons)

Il y a $N = A - Z$ neutrons dans le noyau.

Exemple : l'atome de sodium ${}^{23}_{11}\text{Na}$ possède :

$A = 23$ nucléons

$Z = 11$ protons donc 11 électrons puisque l'atome est électriquement neutre

$N = A - Z = 23 - 11 = 12$ neutrons.

II Masse et dimension de l'atome

1 Masse de l'atome

La masse de l'atome est égale à la somme de la masse de ses différents constituants :

$$m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}} + m_{\text{électrons}} = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) + Z \cdot m_e$$

Si on néglige la masse des électrons devant celle des protons ($m_p/m_e = 1835$) alors la masse approchée de l'atome est égale à la masse de son noyau :

$$m_{at} = Z.m_p + N.m_n \approx A.m_{nuc}$$

Exemple : l'atome de sodium

$$m_{atome} = m_{noyau} + m_{electrons} = (Z.m_p + N.m_n) + Z.m_e$$

$$m_{atome} = (11 \times 1,67.10^{-27} + 12 \times 1,67.10^{-27}) + 11 \times 9,1.10^{-31}$$

$$m_{atome} = 3,84 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

Masse approchée :

$$m_{atome} = A.m_{nucleons} = 23 \times 1,67.10^{-27} = 3,84 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

2 Dimensions de l'atome

Le noyau d'un atome a un rayon de l'ordre de 10^{-15} m. L'atome peut être considéré comme une sphère de rayon 10^{-10} m.

Le rayon du noyau de l'atome est environ 100 000 fois plus petit que celui de l'atome :

$$R(atome)/R(noyau) = 10^{-10}/10^{-15} = 10^5$$

Tout comme le système solaire, l'atome a une structure lacunaire.

Le cortège électronique et la classification périodique

I Cortège électronique

1 Configuration électronique d'un atome

Au cours du XX^e siècle, les scientifiques ont élaboré un modèle de l'atome plus riche que le modèle de Rutherford, permettant d'interpréter la formation des ions et des molécules en précisant le rôle joué par les électrons.

Propriété

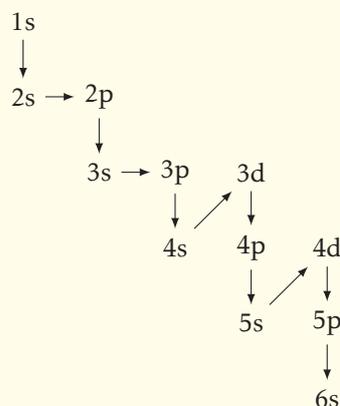
Les électrons sont en mouvement autour du noyau : on parle de « cortège électronique » du noyau. Les électrons d'un atome se répartissent dans des couches électroniques au sein desquelles on distingue des sous-couches.

La configuration électronique d'un atome dans son état fondamental (niveau d'énergie le plus faible) indique la répartition des électrons en précisant le numéro de la couche n suivi du nom de la sous couche (s ou ps) puis du nombre d'électrons dans cette sous couche.

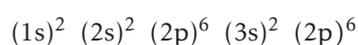
- Une sous-couche n contient au plus $2n^2$ électrons
- Une sous-couche p contient au plus 6 électrons

Propriété

Une sous-couche ne commence à être remplie que lorsque la précédente est pleine (saturée). L'ordre de remplissage des sous-couche est régi par la règle de Klechkowski ci-contre :



Exemple : Le numéro atomique de l'argon est $Z = 18$. Il y a donc 18 électrons à répartir sur les sous-couches. La configuration électronique de l'argon est donc :



Les électrons appartenant à la dernière couche électronique d'un atome dans son état fondamental sont appelés électrons de valence.

Exemple : L'atome d'argon possède $2 + 6 = 8$ électrons de valence sur sa troisième couche.

II La classification périodique

1 Description

Le tableau périodique des éléments, également appelé table de Mendeleïev, classification périodique des éléments (CPE) ou simplement tableau périodique, représente tous les éléments chimiques, ordonnés par numéro atomique Z croissant et organisés en fonction de leur configuration électronique, laquelle sous-tend leurs propriétés chimiques.

Définition

Une ligne de la classification est appelée **période**.
Une colonne est appelée **famille**.

Propriété

Les éléments d'une même colonne possèdent des propriétés similaires.

La conception de ce tableau est généralement attribuée au chimiste russe Dimitri Mendeleïev, qui construisit en 1869 une table différente de celle qu'on utilise aujourd'hui mais similaire dans son principe, dont le grand intérêt était de proposer une classification systématique des éléments chimiques connus à l'époque en vue de souligner la périodicité de leurs propriétés chimiques, d'identifier les éléments qui restaient à découvrir, et même de pouvoir prédire les propriétés de ces éléments alors inconnus.

Le tableau périodique a connu de nombreux réajustements depuis lors jusqu'à prendre la forme que nous lui connaissons aujourd'hui. Il est devenu un référentiel universel auquel peuvent être rapportés tous les types de comportements physique et chimique des éléments. En novembre 2014, sa forme standard comportait 118 éléments.

2 Notion de famille chimique

Définition

Les éléments ayant des propriétés chimiques voisines forment une famille. Ils sont placés dans la même colonne. Leurs propriétés chimiques sont dues aux nombres d'électrons de leur couche externe.

Le nombre de protons contenus Z dans le noyau est caractéristique de l'élément chimique. Dès que Z est connu, l'élément chimique correspondant l'est aussi et réciproquement.

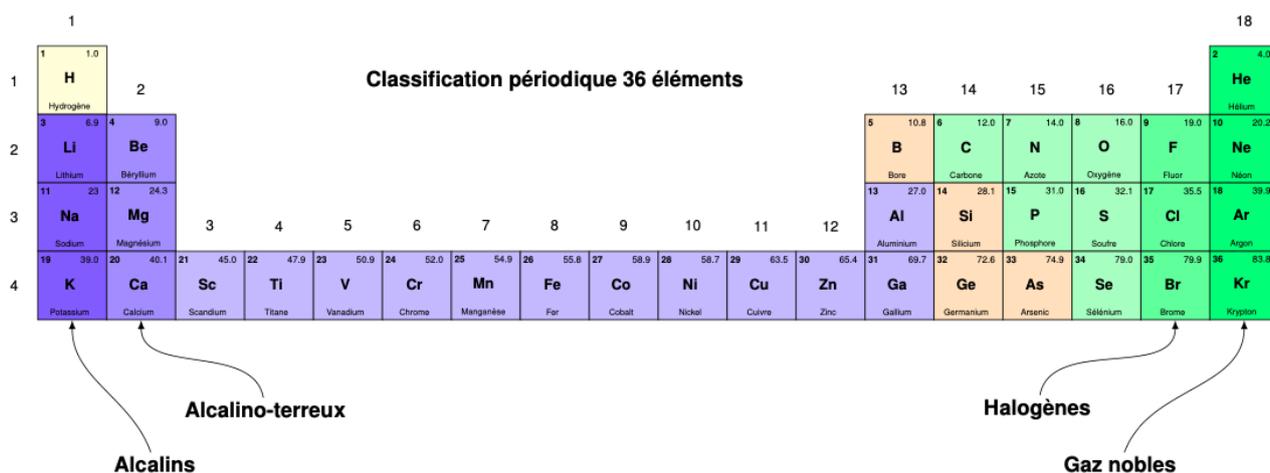
Exemples : $Z = 1 \Rightarrow$ c'est de l'hydrogène ; $Z = 6 \Rightarrow$ c'est du carbone etc...

Propriété

Deux atomes sont isotopes s'ils ont le même nombre de protons Z mais des nombres de masse A différents (donc des nombres de neutrons N différents).

Deux isotopes appartiennent au même élément, puisqu'ils ont même Z .

Ex : carbone 12 : $^{12}_6\text{C}$ et carbone 14 : $^{14}_6\text{C}$



3 Stabilité des éléments

Les atomes peuvent se stabiliser en adoptant la configuration électronique la plus stable. Ainsi, les atomes des éléments des colonnes 1,2,3 et 15, 16, 17 du tableau périodique tendent respectivement à perdre ou gagner des électrons pour former un ion monoatomique ayant autant d'électrons que l'atome ayant sa couche de valence complète le plus proche en numéro atomique. Cela explique la formation des ions les plus courants dans la nature.

4 Différentes familles d'éléments.

a. Les alcalins.

Première colonne de la classification, ils possèdent tous **un seul** électrons sur la couche externe (ns)¹.

Ils ont tendance à facilement perdre cet électron (en vertu de la règle de l'octet) et devenir des **cations** avec **une charge positive**.

A l'exception de l'hydrogène, les éléments de la première colonne appartiennent à la famille des alcalins.

Dans la nature on les rencontre sous forme d'ions Li^+ (lithium), Na^+ (sodium) ou K^+ (potassium), comme dans l'eau ou les eaux minérales. Ils sont responsables du goût salé. A l'état de corps purs simples ce sont des métaux mous qui réagissent spontanément avec le dioxygène de l'air ou l'eau. Pourquoi forment-ils des ions X^+ ? En perdant un électron ils répondent aux règles de stabilité des éléments chimiques (règle du duet et de l'octet). Leur dernière couche d'électrons comporte soit 2 soit 8 électrons.

atome	Li	Na
configuration électronique	$(1s)^2(2s)^1$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^1$
ion	Li^+	Na^+
configuration électronique	$(1s)^2$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6$

Les atomes appartenant à la famille des alcalins ne forment pas de molécules.

b. Les alcalino-terreux.

Deuxième colonne de la classification, ils possèdent **deux** électrons sur la couche externe, électrons qu'ils ont facilement tendance à perdre pour donner des **cations** avec **deux charges positives**.

atome	Be	Mg
configuration électronique	$(1s)^2(2s)^2$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2$
ion	Be^{2+}	Mg^{2+}
configuration électronique	$(1s)^2$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6$

c. Les halogènes.

Dans la 17^{me} colonne, ils possèdent **sept** électrons sur la dernière couche. Ils ont tendance à gagner un électron pour donner un **anion** avec **une charge négative**.

Les éléments de la 17^{ème} colonne (7^{ème} colonne de la classification simplifiée) appartiennent à la famille des halogènes.

Dans la nature, on les rencontre sous forme d'ions monoatomiques : F^- (fluorure) ; Cl^- (chlorure) ; Br^- (bromure). Ils peuvent également exister sous forme de molécules diatomiques : F_2 , Cl_2 , Br_2 . Ces espèces chimiques sont fortement colorées et très nocives. Pourquoi forment t-ils des ions X^- ? En gagnant un électron ils répondent aux règles de stabilité des éléments chimiques (règle du duet et de l'octet). Leur dernière couche d'électrons comporte 8 électrons.

atome	F	Cl
configuration électronique	$(1s)^2(2s)^2(2p)^5$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^5$
ion	F^-	Cl^-
configuration électronique	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6$	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6$

d. Les gaz nobles.

Appartenant à la dernière colonne, ils possèdent déjà **huit** électrons sur la couche externe : ils sont donc naturellement **stables**.

Les gaz rares sont peu présents dans l'atmosphère terrestre. Ce sont les éléments chimiques les plus stables. Ils sont inertes chimiquement c'est-à-dire qu'ils ne participent à aucune réaction chimique. Ils ne forment pas d'ions ni de molécules.

Pourquoi ? Leur dernière couche est saturée à 2 ou 8 électrons. Ces atomes sont stables chimiquement

Exemple :

He	Hélium	$(1s)^2$
Ne	Néon	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6$
Ar	Argon	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6$

L'hélium est l'élément le plus abondant dans l'Univers après l'hydrogène.

Les molécules

I La formation des molécules

Pour se stabiliser, les atomes peuvent aussi s'associer en formant des molécules et ainsi s'acquérir la configuration électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche. L'ensemble des électrons de valence se répartissent en doublets liants et non liants.

Un doublet liant (liaison covalente) résulte de la mise en commun de 2 électrons de valence par 2 atomes ; chaque atome apportant un électron.

Définition

Une molécule est un assemblage électriquement neutre d'atomes reliés entre eux par des **liaisons covalentes**.

Qu'est-ce qu'une liaison covalente ?

Dans une molécule, les atomes mettent en commun des électrons de leur couche externe afin d'acquérir une structure stable.

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à une mise en commun de deux électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé doublet liant. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. Elle se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes.

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qui manque sur sa couche externe pour avoir la structure stable en duet ou en octet...

Définition

Une liaison covalente résulte de la mise en **commun d'un doublet d'électrons** entre deux atomes. Chacun des atomes apportant un électron.

On la représente par — entre les symboles des deux atomes.

Les liaisons entre deux atomes peuvent être simples — , doubles = ou triples ≡

Propriété

Un atome crée **autant** de liaisons de covalence qu'il lui **manque d'électrons** pour assurer la stabilité de l'élément.

À retenir

Atome	Structure électronique	Électrons manquants	Liaisons	Exemple
H	$(1s)^1$	1	1	H—H
O	$(1s)^2(2s)^2(2p)^4$	2	2	O=O
N	$(1s)^2(2s)^2(2p)^3$	3	3	N≡N
C	$(1s)^2(2s)^2(2p)^2$	4	4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

Exemples :

L'atome d'hydrogène : $(1s)^1$, il doit acquérir un électron pour obtenir la structure stable en duet donc il pourra former 1 liaison covalente.

L'atome d'oxygène : $(1s)^2(2s)^2(2p)^4$, il doit acquérir 2 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 2 liaisons covalentes.

L'atome de carbone : $(1s)^2(2s)^2(2p)^2$, il doit acquérir 4 électrons pour obtenir la structure stable en octet, donc il pourra former 4 liaisons covalentes.

II Représentation des molécules

1 Formule brute

Définition

C'est la formule la plus basique d'une molécule.

Elle indique les différents atomes constituant la molécule ainsi que leur nombre en indice.

Exemples : H_2O , $C_6H_{12}O_6$

2 Représentation de Lewis

Doublets liants et non liants :

Un doublet liant est constitué de deux électrons mis en commun dans une liaison covalente.

Un doublet non liant est formé de deux électrons de la couche externe qui ne sont pas engagés dans une liaison covalente. Ils n'appartiennent qu'à un seul atome.

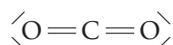
Représentation de Lewis :

Elle permet de représenter les doublets liants et non liants d'une molécule. Les doublets liants se représentent par un trait entre les symboles des atomes et les doublets non liants se représentent par un trait à côté du symbole de cet atome.

Exemple 1 : La molécule de dioxyde de carbone

- Ecrire le nom et la formule brute de la molécule. Dioxyde de carbone : CO_2
- Ecrire la configuration électronique de chaque atome. C : $(1s)^2(2s)^2(2p)^2$ et O : $(1s)^2(2s)^2(2p)^4$
En déduire le nombre n_e d'électrons externes des atomes mis en jeu.
 $n_e(C) = 2 + 2 = 4$ et $n_e(O) = 2 + 4 = 6$
- En déduire le nombre n_l de liaisons covalentes que doit établir l'atome pour acquérir une structure stable.
 $n_l(C) = 8 - 4 = 4$ et $n_l(O) = 8 - 6 = 2$
Calculer le nombre total n_t d'électrons externes de la molécule.
 $n_t = (1 \times 4) + (2 \times 6) = 16$
En déduire le nombre n_d de doublets externes.
 $n_d = 16/2 = 8$
- Répartir les doublets de la molécule en doublets liants et non liants en respectant les règles du duet et de l'octet.

La formule de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone est donc :



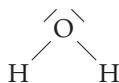
Exemple 2 : la molécule d'eau

La molécule d'eau a pour formule brute H_2O . Chaque atome d'hydrogène a besoin d'échanger 1 liaison covalente, l'atome d'oxygène a besoin d'échanger 2 liaisons covalentes.

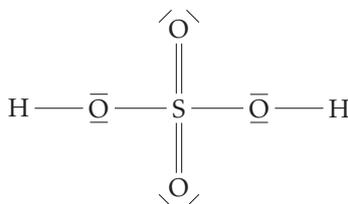
Aussi, dans la formule de Lewis de cette molécule apparaîtront 2 doublets non liants sur l'atome d'oxygène : En effet, l'atome d'oxygène utilise 2 électrons de sa couche externe pour créer 2 liaisons covalentes. Il reste

donc 4 électrons sur cette couche de valence qui ne participe pas aux liaisons covalentes : ces 4 électrons forment les 2 doublets non liants.

On obtient pour formule de Lewis :



Exemple 3 : La représentation de Lewis de l'acide sulfurique H_2SO_4 est :



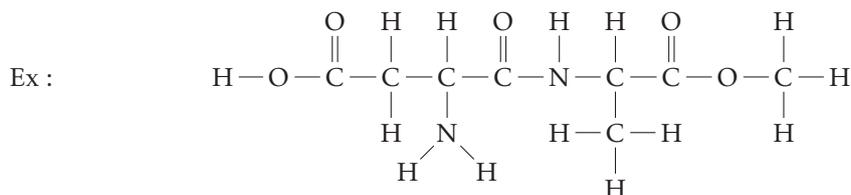
3 Formules développées et semi-développées

L'enchaînement des atomes peut être représenté par une formule développée ou semi-développée. Les formules développées et semi-développées proviennent de la représentation de Lewis : seuls les doublets liants sont représentés.

Dans une formule développée, toutes les liaisons covalentes apparaissent.

Définition

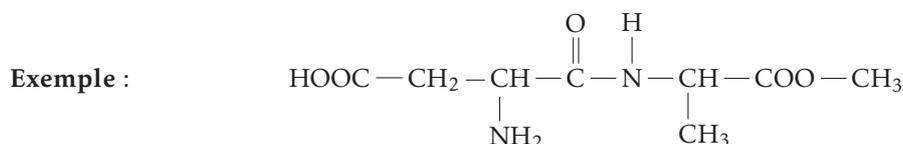
La formule développée montre toutes les liaisons entre les différents atomes de la molécule. On peut ainsi voir l'enchaînement des atomes.



Dans une formule semi-développée, les liaisons concernant les atomes d'hydrogène ne sont pas représentées.

Définition

Une formule semi-développée est presque la même que la formule développée, mais quelques groupes "évidents" mettant en jeu les atomes d'hydrogène qui ne sont pas détaillés.



III Notion d'isomérisation

Définition

On appelle **isomères** des molécules ayant la même formule brute, mais des formules développées différentes. Elles portent des noms différents et ont des propriétés physiques et chimiques différentes.

Exemple : C_4H_{10}

2 isomères correspondent à la formule brute C_4H_{10}

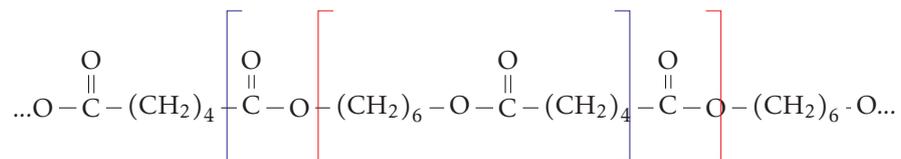
a) le butane

formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

4 Les polymères

Définition

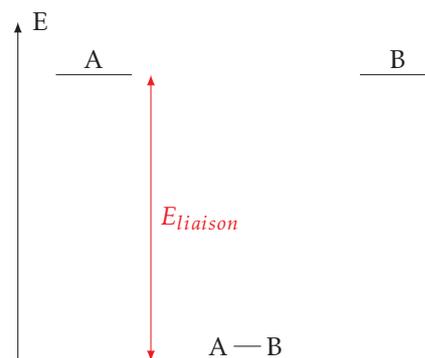
Un polymère est une macromolécule dont un groupe fonctionnel est présent un grand nombre de fois. On le représente à l'aide d'un **motif**.



V Energie de liaison.

Une molécule A—B est plus stable que les deux atomes A et B pris séparément.

On appelle **énergie de liaison**, l'énergie qu'il faut fournir à la molécule pour rompre la liaison covalente et séparer les deux atomes.



I Quantité de matière

Comme les molécules sont si petites, elles doivent vite être très nombreuses !

Les chimistes ont donc besoin d'une unité de mesure à la ... mesure des molécules. Cette unité s'appelle la **mole**

Ainsi, pour pratiquer la chimie, les chimistes doivent dénombrer le nombre d'atomes, d'ions ou de molécules appelés « entités chimiques » (échelle microscopique) présentes dans les échantillons de matière qu'ils manipulent à l'échelle humaine (échelle macroscopique).

Définition

La mole est la quantité de matière d'un système contenant exactement $6,02 \cdot 10^{23}$ entités chimiques élémentaires (atomes, ions, molécules, etc.)

Exemple : Le nombre d'atomes de fer contenu dans un échantillon de masse $m = 3,5$ g sachant que la masse d'un atome fer est égale à $9,3 \cdot 10^{-23}$ g se calcule ainsi :

$$N = 3,5 / 9,3 \cdot 10^{-23} = 3,8 \cdot 10^{22} \text{ atomes}$$

Ces nombres sont si grands que les chimistes ont eu l'idée, pour faciliter le décompte, de regrouper les entités chimiques en « paquets » comme dans la vie courante (Ex : feuilles de papier regroupées en rames de 500 feuilles, œufs regroupés par 6 ou 12). Ce paquet appelé mole comporte toujours le même nombre d'entités.

Six cent deux mille milliards de milliards...

Définition

Ce nombre astronomique, c'est le nombre d'**Avogadro** N_A
Il correspond au nombre d'atomes de carbone 12 contenus dans 12 g de carbone 12.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

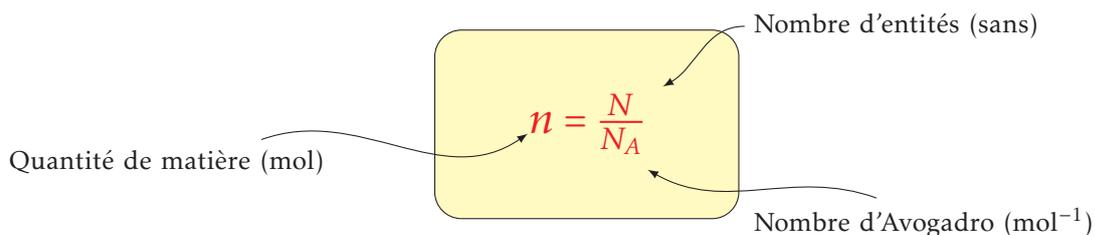
Définition

La **quantité de matière** d'une espèce chimique correspond au **nombre de mole** de cette espèce chimique. (c'est à dire le nombre de paquets)
On la note n et son unité est la mole (mol)

Dans un échantillon il y a :

- n moles d'entités.
- N_A entités dans 1 mole.
- N entités en tout.

Rapport entre N et n :



où $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ s'appelle la constante d'Avogadro.

II Masse molaire

Une mole contient toujours le même nombre d'entités mais sa masse change selon la nature des entités qui la constituent.

1 Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément à l'état naturel, c'est à dire compte tenu de tous ses isotopes et de leurs abondances relatives. On la notera M ; elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Définition

On appelle **masse molaire atomique**, la masse d'une **mole d'atomes**.
On la note M . Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exemples : $M(\text{H}) = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2 Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire représente la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments constituant la molécule. Elle est notée M . Elle est égale au rapport de la masse m de molécule sur la quantité de matière de molécules :

Définition

On appelle **masse molaire moléculaire**, la masse d'une **mole de molécules**.
On la note M . Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exemples :

- la masse molaire moléculaire de l'eau H_2O est égale à 2 fois la masse molaire atomique de l'hydrogène $M(\text{H})$, plus une fois la masse molaire atomique de l'oxygène $M(\text{O})$:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + 1 \cdot M(\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

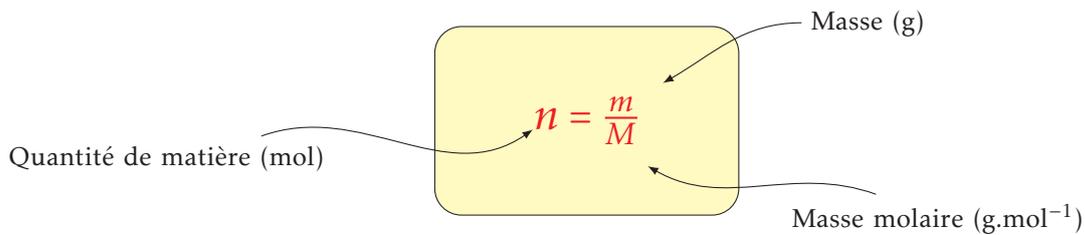
Quelle est la masse molaire moléculaire de l'espèce chimique de formule brute $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_6$?

$$M(\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_6) = 8 \cdot M(\text{C}) + 8 \cdot M(\text{H}) + 6 \cdot M(\text{O}) = 200 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

III Calcul de quantité de matière

1 Solide

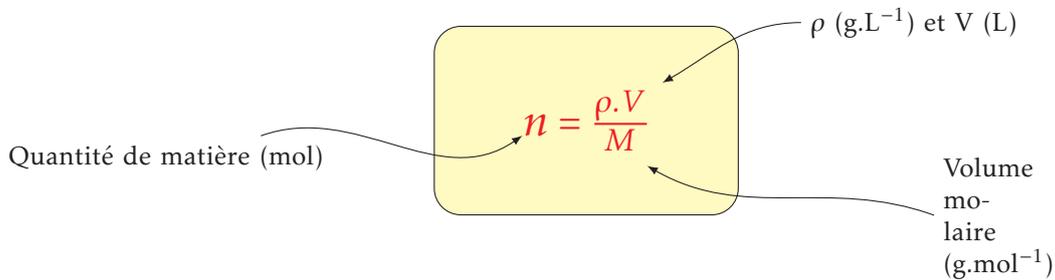
Cette relation permet de prélever un nombre voulu de moles d'une substance sous forme solide, souvent en poudre.



- n : la quantité de matière exprimée en moles (mol) ;
- m : la masse de l'échantillon exprimée en grammes (g) ;
- M : la masse molaire de l'espèce qui correspond à la masse d'une mole de cette espèce, et s'exprime en gramme par mol (g.mol^{-1}).

2 Liquide

Cette formule est utile pour prélever une quantité choisie de matière d'un liquide, connaissant par exemple sa densité que l'on peut relier à la masse volumique.

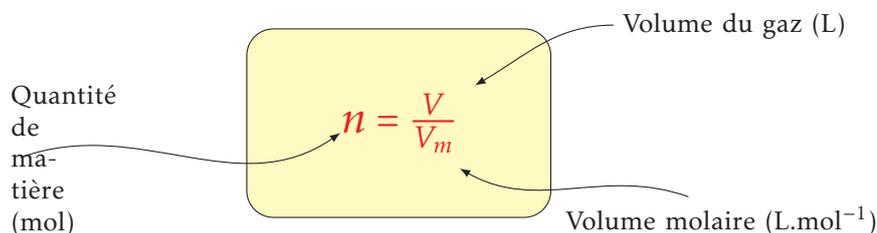


Avec :

- n : la quantité de matière exprimée en moles (mol) ;
- ρ : la masse volumique exprimée en grammes par litre (g.L^{-1}) ;
- V : le volume exprimé en Litre (L) ;
- M : la masse molaire de l'espèce qui correspond à la masse d'une mole de cette espèce, et s'exprime en grammes par mole (g.mol^{-1}).

3 Gaz

Cette relation s'applique aux gaz.



Avec :

- n : la quantité de matière exprimée en moles (mol) ;
- V : le volume de l'échantillon de gaz exprimé en litre (L) ;
- V_m : le volume molaire qui correspond au volume d'une mole de gaz dans les mêmes conditions de température et de pression que celles de l'échantillon, exprimé en litre par mole (L.mol^{-1}).

Le volume molaire est employé pour les gaz et dépend donc des conditions de température et de pression. À la pression de 100 kPa (1 bar), il est égal à $22,710\ 980\ \text{dm}^3/\text{mol}$ à 0°C et $24,789\ 598\ \text{dm}^3/\text{mol}$ à 25°C .

4 Solution

a Concentration molaire

Définition

On appelle **concentration molaire** C d'un soluté, la **quantité de matière** n de ce soluté par **unité de volume** V de solution.

The diagram shows the formula $C = \frac{n}{V}$ in red text inside a yellow rounded rectangle. Three arrows point from external labels to the variables in the formula: 'Concentration molaire (mol.L⁻¹)' points to 'C', 'Quantité de matière (mol)' points to 'n', and 'Volume de solution (L)' points to 'V'.

- C : la concentration molaire exprimée en mole par litre (mol.L⁻¹);
- n : la quantité de matière exprimée en moles (mol);
- V : le volume exprimé en litres (L).

b Concentration massique

Définition

On appelle **concentration massique** C_m d'un soluté, la **masse** m de ce soluté par **unité de volume** V de solution.

The diagram shows the formula $C_m = \frac{m}{V}$ in red text inside a yellow rounded rectangle. Three arrows point from external labels to the variables in the formula: 'Concentration massique (g.L⁻¹)' points to ' C_m ', 'Masse de soluté (g)' points to ' m ', and 'Volume de solution (L)' points to ' V '.

Transformation chimique

I Le système chimique

1 Définitions

Définition

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles.

Son état sera décrit en précisant :

- La nature et la quantité de matière des espèces chimiques présentes ;
- L'état physique : solide (s), liquide (l), gazeux (g), en solution aqueuse (aq)
- La température T et la pression P du système

Un système chimique peut évoluer et subir une transformation chimique qui modifie son état.

Définition

On appelle état initial du système chimique, l'état de ce système avant la transformation.

On appelle état final du système chimique, l'état de ce système après la transformation.

Les espèces introduites à l'état initial sont appelées "réactifs", les espèces obtenues après la transformation, à l'état final sont appelés « produits »

La transformation chimique est le passage de son état initial à son état final.

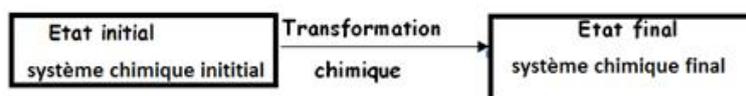
2 Représentation d'une transformation chimique

On représente la transformation chimique par 2 cadres dans lesquels on inscrit :

- à gauche le système chimique avant réaction

- à droite le système chimique après réaction

Entre les 2 cadres tracer une flèche du cadre gauche vers le cadre droit.



Exemple : transformation chimique au cours de la combustion d'une pâte.

3 Réaction chimique entre le nitrate d'argent et le cuivre

On fait réagir à température $T = 20\text{ °C}$ et à la pression $P = 1\text{ Bar}$ une solution aqueuse de nitrate d'argent (qui contient des ions argent Ag^+ et des ions nitrate NO_3^-).

Quantités de matière initiales :

- $n(\text{Ag}^+) = n(\text{NO}_3^-) = 0,1\text{ mol}$

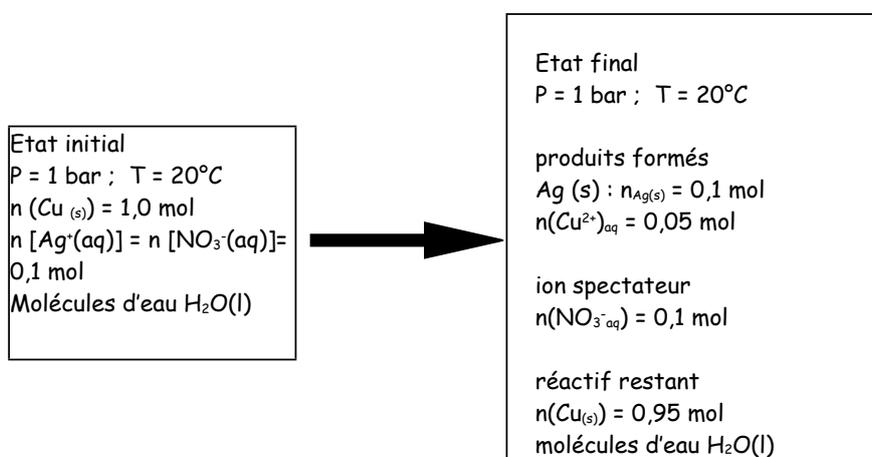
- $n(\text{Cu}) = 1\text{ mol}$.

En fin de réaction, la température et la pression n'ont pas changé, on observe :

- un dépôt d'argent métallique de quantité de matière $n(\text{Ag}) = 0,1\text{ mol}$ sur le métal cuivre. La quantité de matière de cuivre restant est $n(\text{Cu})_{\text{final}} = 0,95\text{ mol}$.



- la solution de nitrate d'argent est devenue bleue d'où la présence d'ion cuivre Cu^{2+} avec $n(\text{Cu}^{2+})_{\text{final}} = 0,05$ mol, $n(\text{Ag}^+)_{\text{final}} = 0$ mol, $n(\text{NO}_3^-)_{\text{final}} = 0,1$ mol



II La réaction chimique

1 Définitions

Définition

La transformation chimique est due à la réaction chimique entre les réactifs.

Dans l'exemple précédent, la transformation chimique est due à la réaction chimique entre le métal cuivre $\text{Cu}_{(s)}$ et l'ion argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$.

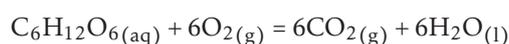
Définition

L'écriture symbolique de la réaction chimique est l'équation chimique.

Les réactifs et les produits y sont représentés par leur formule : les réactifs à gauche de la flèche, les produits à droite.

2 Lois de conservation au cours des réactions chimiques

Lors de l'effort prolongé du sportif, le glucose réagit avec le dioxygène de l'air et produit du dioxyde de carbone et de l'eau. L'équation chimique est :



Qu'est-ce qui se conserve au cours de cette réaction chimique (4 choses) ?

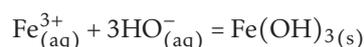
Propriété

Au cours d'une transformation chimique, il y a **conservation** :

- des **éléments chimiques** : les éléments présents dans les réactifs et les produits sont identiques
- de la **charge électrique** : la somme des charges des réactifs est égale à la somme des charges des produits
- le **nombre d'entités chimiques** (atomes ou ion) de chaque élément présents dans les réactifs est identique au nombre d'entités chimiques de chaque élément dans les produits.
- **la masse des réactifs est égale à la masse des produits**

Pour obéir à ces lois de conservation, il faudra ajuster l'équation avec des nombres placés devant les symboles, appelés nombres stoechiométriques :

Exercice :

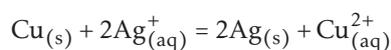


- conservation des éléments chimiques : les réactifs et les produits contiennent les éléments chimiques argent et cuivre
- à l'échelle microscopique (échelle des atomes) les réactifs et les produits contiennent 2 entités (atome ou ion) de l'élément argent et deux entités (atome ou ion) de l'élément cuivre.
- il y a conservation de la charge électrique car :
Deux charges positives dans les réactifs et deux charges positives dans les produits.

3 Signification des nombres stoechiométriques

A l'échelle macroscopique, les nombres stoechiométriques renseignent sur les proportions, en quantité de matière, dans lesquelles les réactifs réagissent et les produits se forment.

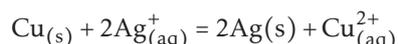
Exemple :



Cette équation indique que si 1 mole de cuivre est consommée alors 2 moles d'ions Ag^{+} seront aussi consommées et il se formera 2 moles d'argent et 1 mole d'ions cuivre Cu^{2+} .

A l'échelle microscopique les nombres stoechiométriques renseignent sur les proportions, en nombre d'atomes ions ou molécules dans lesquelles les réactifs réagissent et les produits se forment.

Exemple :

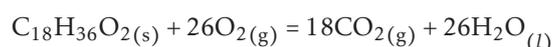


Cette équation indique que si 1 atome de cuivre est consommé alors 2 ions Ag^{+} seront aussi consommés et il se formera 2 atomes d'argent et 1 ion cuivre Cu^{2+} .

III Effet thermique des transformations chimiques

1 La bougie brûle !

Le combustible de la bougie est la paraffine de formule brute $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$, elle brûle dans l'air à l'aide du comburant dioxygène de formule brute O_2 . Les produits formés sont le dioxyde carbone et l'eau. L'équation chimique est la suivante :



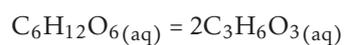
Cette réaction est exothermique : elle dégage de la chaleur.

2 Les deux effets thermiques possibles

Définition

Une transformation qui libère de l'énergie sous forme de chaleur est appelée réaction **exothermique**.

Exemple : au cours de l'effort le glucose subit une transformation chimique produisant de l'acide lactique et de chaleur.



Définition

Une transformation qui prend de la chaleur au milieu extérieur est appelée réaction **endothermique**.

Exemple : la dissolution du chlorure d'ammonium est endothermique. Son équation chimique est :



Synthèse chimique

I Pourquoi synthétiser des espèces chimiques ?

1 Définition de la synthèse

Définition

On appelle **synthèse**, la fabrication d'une molécule par le chimiste dans le but d'imiter une molécule naturelle ou d'en inventer de nouvelles.

Propriété

Cela permet très souvent d'obtenir une espèce chimique plus facilement à meilleur prix. D'autre part, la demande est parfois telle que les plantes ne permettraient pas d'y répondre.

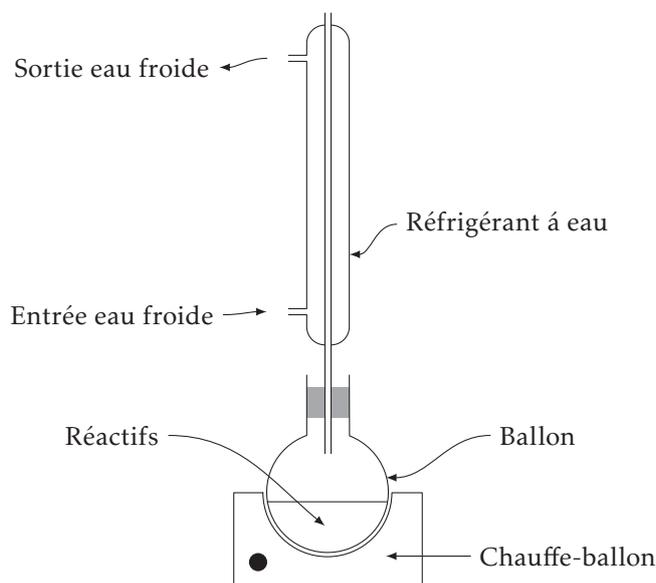
II Comment réaliser une synthèse ?

Lors d'une synthèse, bien souvent, il faut accélérer la réaction : pour cela, il faut chauffer le milieu réactionnel.

Mais, en chauffant, les réactifs peuvent entrer en ébullition et s'évaporer.

Pour empêcher la perte des réactifs, on utilise le montage à reflux ci-contre.

Les vapeurs des réactifs s'échappent (flux), se liquéfient au niveau du réfrigérant à eau, et retombent (reflux) dans le ballon.



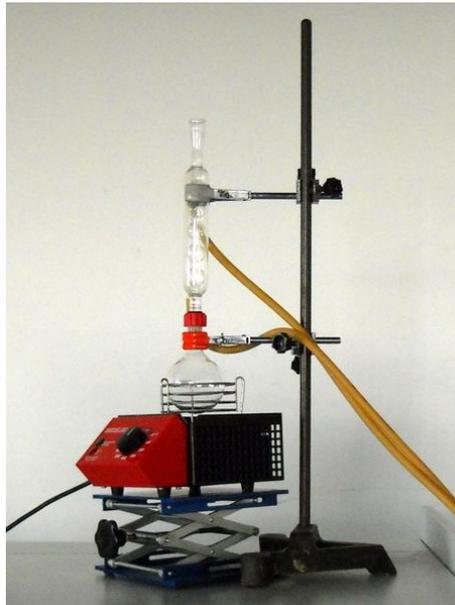
Les trois étapes de la synthèse sont :

- la transformation des réactifs en produits
- le traitement du milieu réactionnel
- l'identification des produits obtenus

1 Etape 1 : la transformation des réactifs en produits

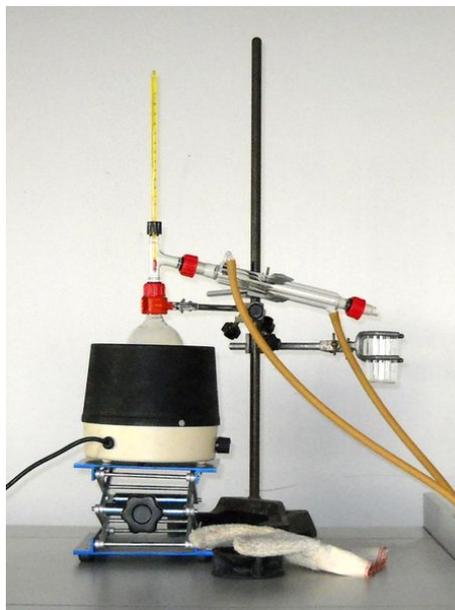
Dans cette étape on mélange les réactifs qui sont les espèces chimiques à faire réagir pour obtenir le produit désiré. Il faut choisir les quantités de matière de réactifs à introduire dans le réacteur ainsi que les conditions expérimentales (température, pression, catalyseur, solvant).

Exemple 1 : le chauffage à reflux



On verse le mélange réactionnel dans un ballon à fond rond, on porte le mélange à ébullition, les vapeurs montent dans le réfrigérant (tube en verre dans lequel circule de l'eau froide). Les réactifs et produits qui se sont volatilisés repassent sous forme liquide et refluent dans le ballon (d'où le nom de montage à reflux).

Exemple 2 : l'hydrodistillation



Les réactifs se trouvent en solution aqueuse. Lors du chauffage les molécules d'eau se vaporisent entraînant les produits de la réaction vers la tête de la colonne de distillation. Les vapeurs se condensent dans le réfrigérant à eau. On récupère dans l'érlemeyer 2 phases :

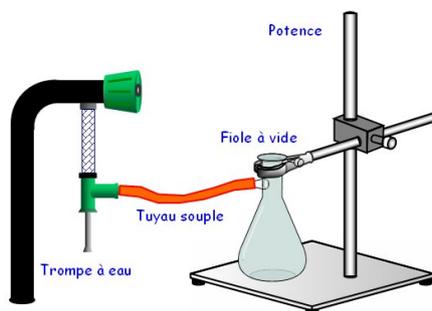
- une phase organique qui contient les produits à récupérer
- une phase aqueuse qu'on doit éliminer.

On utilise ce type de montage pour produire des huiles essentielles comme l'huile essentielle de rose ou de lavande.

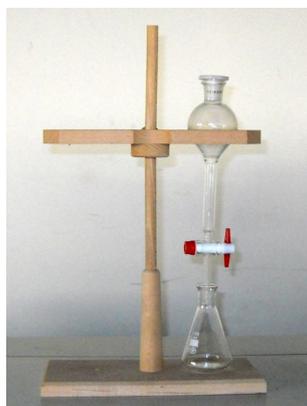
2 Etape 2 : le traitement du mélange réactionnel

Une fois la réaction terminée il faut séparer et purifier le produit qui nous intéresse du reste du mélange réactionnel.

-Lorsque l'espèce qui nous intéresse est solide, il faut filtrer le mélange obtenu avec un filtre Büchner.



Lorsque le mélange est liquide on utilise un solvant particulier dans lequel se solubilise les espèces non désirées, la séparation du mélange s'effectue dans une ampoule à décanter.



Revoir le chapitre extraction, séparation identification d'espèces chimiques

3 Etape 3 : étape d'identification

Une fois le produit réalisé, on déterminera par différentes techniques sa pureté. On pourra effectuer une chromatographie par exemple. On pourra utiliser les propriétés physiques du produit (aspect, solubilité, températures d'ébullition et de fusion, densité etc) pour déterminer sa pureté. Voir le chapitre extraction, séparation identification d'espèces chimiques

III Rappel : masse volumique et densité

1 Masse volumique

La masse volumique ρ d'une espèce chimique est égale au rapport de sa masse m par le volume V qu'elle occupe :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Unité légale : m (kg) ; V (m^3) ;

Exemple : la masse volumique de l'eau est égale à $\rho = 1000 \text{ kg}/m^3$. Cela signifie qu'un volume d'un mètre cube d'eau correspond à une masse $m = 1000 \text{ kg}$.

2 Densité

La densité d d'un corps solide ou liquide est égale au rapport de sa masse volumique sur celle de l'eau :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$$

la densité d n'a pas d'unité car elle est égale à un rapport de même unité.

Exemple : la densité du plomb est $d = 11,3$.

Transformation physique

I Etats de la matière.

La matière se trouve sous trois états physiques principaux différents.

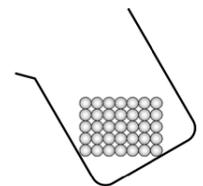
1 L'état solide.

Les atomes (ou les molécules) sont "collés" les uns aux autres et ne peuvent pas se déplacer les uns par rapport aux autres.

Ils peuvent cependant vibrer autour d'une position d'équilibre.

Cela explique que les solides ont une forme propre, qu'ils n'épousent pas la forme du récipient qui les contient et sont incompressibles. On peut donc les prendre avec les doigts.

Les interactions entre les particules sont fortes.

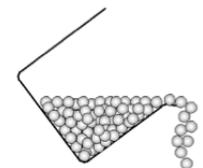


2 L'état liquide.

Les atomes sont en contact les uns avec les autres et peuvent "rouler" les uns sur les autres ce qui explique qu'on ne peut pas les prendre entre les doigts.

Les liquides épousent la forme du récipient qui les contient, leur surface libre est toujours horizontale et ils sont incompressibles.

Les interactions entre les particules sont moins fortes que dans les solides.



3 L'état gazeux.

Les atomes, en mouvement permanent, sont très loin les uns des autres et occupent tout l'espace disponible.

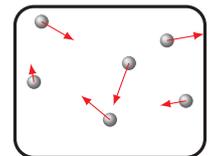
Les gaz sont donc compressibles puisqu'il y a beaucoup de vide entre les atomes.

Les interactions entre les particules sont très faibles.

Il existe d'autres états de la matière !

Un château de sable par exemple n'est ni solide, ni liquide et encore moins gazeux.

L'état physique dans lequel il se trouve est appelé **agrégat**. On peut citer également les plasmas et les superfluides.



II Les changements d'état

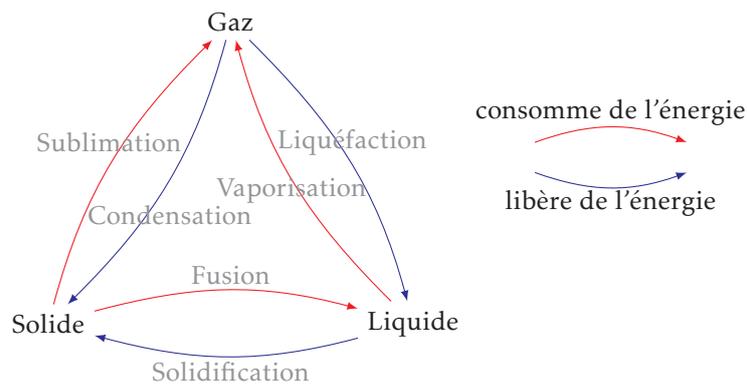
1 Transformations physiques

Soit un corps pur composé d'une seule espèce chimique dans un état donné (solide, liquide ou gaz). Il peut passer d'un état physique à un autre, au cours d'une transformation physique nommée changement d'état.

Définition

Une transformation physique a lieu quand une espèce passe d'un état physique (solide, liquide ou gaz) à un autre.

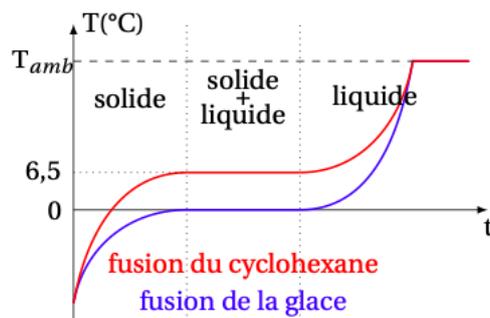
Des noms sont attribués à chaque changement d'états.



Lors d'une transformation physique, l'espèce chimique ayant subi la transformation ne change pas ; seules les interactions entre les molécules sont modifiées. Une élévation de température conduit à une agitation plus grande des molécules, et inversement.

Propriété

Les changements d'état d'un corps pur s'effectuent à température constante sous une pression donnée. Les deux états coexistent lors du changement d'état.



2 Ecriture symbolique

Définition

Un changement d'état peut s'écrire sous la forme : espèce_(état 1) → espèce_(état 2)

III Energie de changement d'état

1 Changement d'état et transfert thermique

Propriété

Au cours d'un changement d'état, à température constante :

- si un corps pur absorbe de l'énergie thermique, le changement d'état est endothermique
- si un corps pur libère de l'énergie thermique, le changement d'état est exothermique

2 Énergie massique de changement d'état

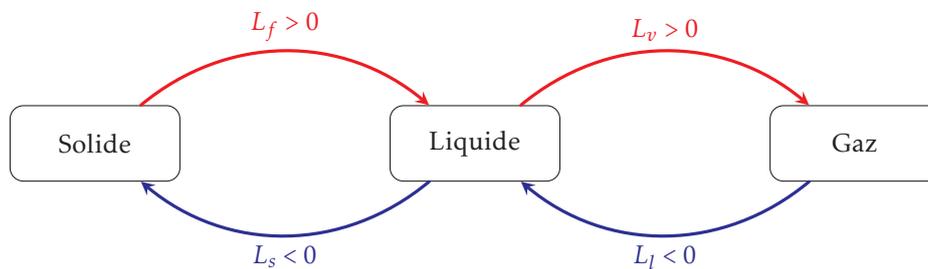
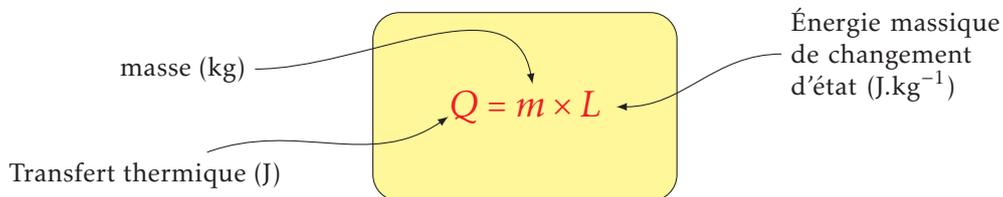
Définition

L'énergie massique L de changement d'état d'un corps pur est l'énergie thermique que doit absorber ou libérer par transfert thermique 1 kg de ce corps pour le faire changer d'état à sa température de changement d'état pour une pression donnée. L'énergie massique de changement d'état s'exprime en J.kg^{-1}

- La fusion, la vaporisation et la sublimation sont des transformations endothermiques.
- La solidification, la liquéfaction et la condensation sont des transformations exothermiques.

Propriété

L'énergie Q échangée avec le milieu extérieur lors du changement d'état d'un corps pur de masse m est égale au produit de sa masse par son énergie massique de changement d'état L .



L'énergie échangée lors d'un changement d'état d'un corps pur peut être évalué à l'aide d'un calorimètre en utilisant la méthode des mélanges. Dans ce cas, on considère que la somme des énergies transférées entre les différentes parties du système isolé est nulle.

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

Transformation nucléaire

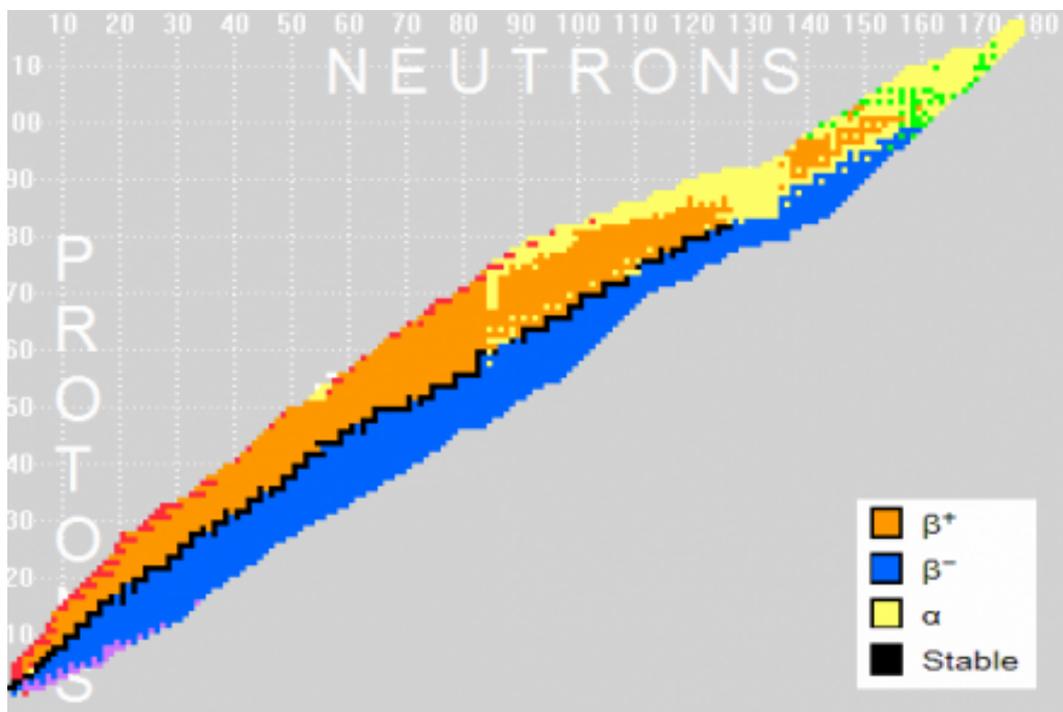
Introduction :

Les électrons (essentiellement ceux de valence) dictent la chimie des atomes : formation des ions, des molécules, isomérisation Z/E, etc. Et on le sait, le nombre d'électrons dans un atome est directement lié au nombre de protons dans son noyau (un atome est électriquement neutre). Mais le noyau n'est-il pas aussi le siège de phénomènes physiques ?

I Pourquoi un noyau peut-il être radioactif ?

A l'intérieur du noyau il existe, entre les nucléons, des forces d'interactions répulsives et attractives. Si les forces répulsives sont supérieures aux forces attractives le noyau peut se casser : il est instable. Lorsqu'un noyau est instable il se désintègre en émettant d'autres particules plus petites et un rayon γ (gamma). Un rayon est une onde électromagnétique comme la lumière mais d'énergie beaucoup plus importante. Ce phénomène est appelé la radioactivité. Il s'agit d'une réaction nucléaire (intervenant dans le noyau) spontanée. La radioactivité a été découverte par Pierre et Marie Curie. Ils ont reçu le prix Nobel de physique en 1903.

1 Cohésion du noyau, diagramme (N,Z)



On l'a vu, la cohésion du noyau est assurée par l'interaction forte entre nucléons, laquelle s'oppose à la répulsion électrique entre protons permettant ainsi la stabilité de nombreux nucléides. Quand cette cohésion n'est plus assurée, les noyaux deviennent instables.

Remarque :

Dans la nature, il y a à peu près 270 nucléides stables et 70 nucléides instables. En outre, plus de 1000 nucléides instables ont été produits artificiellement.

Le diagramme (N, Z) permet de rendre compte de la stabilité des nucléides naturels et artificiels. On y distingue « la vallée de la stabilité » dans laquelle se trouvent les nucléides stables :
 Pour $Z < 20$ (élément calcium), les nucléides stables ont pratiquement autant de protons que de neutrons (ils sont sur la droite d'équation $Z = N$).
 Pour $20 < Z < 83$ (élément bismuth), les nucléides stables ont davantage de neutrons que de protons (ils sont sous la droite d'équation $Z = N$).
 Il n'y a aucun nucléide stable de numéro atomique supérieur ou égal à 83.

II Différents types de radioactivité

1 Lois de conservation (lois de Soddy)

Propriété

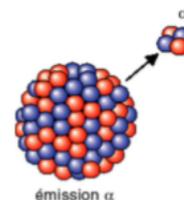
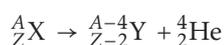
Une réaction nucléaire spontanée ou provoquée est symbolisée par une équation qui obéit à 2 lois :
 - La somme des charges électriques des réactifs est égale à la somme des charges électriques des produits : le nombre de charge se conserve.
 - La somme des nucléons des réactifs est égale à la somme des nucléons des produits. Le nombre de nucléon se conserve.

2 Transformation nucléaires spontanées

On distingue 3 types de particules pouvant être émises :

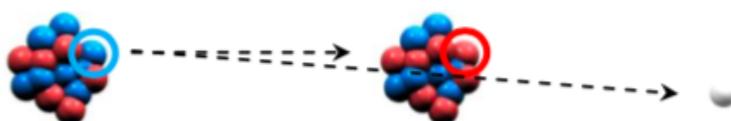
3 La radioactivité α

Un noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}$, appelé particule α (alpha). Ce type de radioactivité est appelée radioactivité alpha.

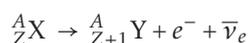


4 La radioactivité β

Un électron, appelé particule (béta moins). L'électron possède un nombre de masse nulle et une charge égale à -1 ($-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$).

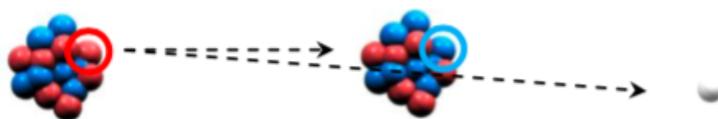


Son écriture de réaction est :



Ce type de radioactivité est appelée radioactivité bêta moins β^- .

Un positon ou particule β^+ , qui possède un nombre de masse nul et une charge égale à +1 ($+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$). Il correspond à un "électron positif". Ce type de radioactivité est appelée radioactivité bêta plus β^+ .

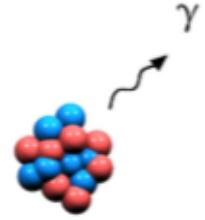


Son écriture de réaction est :

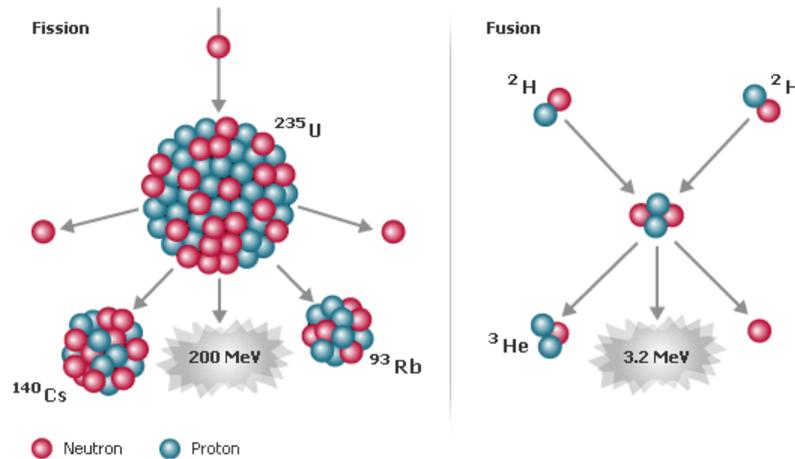


a La radioactivité γ

Souvent lors de la désintégration d'un noyau instable, l'atome passe dans un état excité noté Y^* . Il dispose alors d'un trop plein d'énergie. Il libèrera ce trop-plein d'énergie sous la forme d'une onde électromagnétique (photon) appelée rayon gamma.



5 Réactions nucléaires provoquées



a Fusion nucléaire

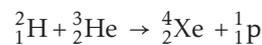
Définition

Lors d'une fusion, deux noyaux légers s'unissent pour former un noyau plus lourd. Une grande quantité d'énergie est alors libérée.

La plupart des noyaux d'atomes sont stables. Ils le doivent à l'interaction forte entre nucléons qui l'emporte sur la répulsion électrostatique entre protons (de même charge positive). Néanmoins, au cœur des étoiles, la forte densité et la température extrême permettent à des noyaux légers de fusionner.

La fusion de deux noyaux peut s'accompagner de l'éjection d'une ou plusieurs particules (neutron, proton...)

Exemple :



Les éléments les plus lourds sont produits dans les derniers stades de la vie des étoiles. Des fusions successives conduisent d'abord jusqu'au fer, l'élément le plus stable du tableau périodique, puis dans la phase ultime de la vie de l'étoile, seront formés les éléments plus lourds que le fer.

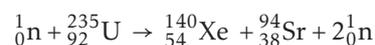
b La fission nucléaire

Il s'agit d'un autre type de transformation nucléaire.

Définition

Lors d'une fission nucléaire, un noyau lourd se scinde en deux noyaux plus légers.

Exemple :



Description des mouvements

I Système étudié

Le système est l'objet dont on veut étudier le mouvement ;

Le mouvement d'un système est souvent complexe, notamment s'il se déforme pendant le mouvement. Pour simplifier son étude, on le modélise souvent par un point.

Cela entraîne inévitablement une perte d'informations.

Cette modélisation du système par un point est assez souvent pertinente lorsque les dimensions de l'objet sont petites devant le déplacement global du système.



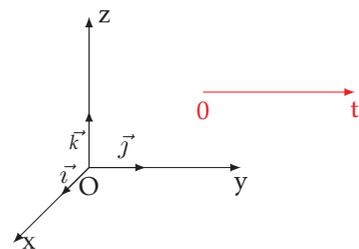
II Référentiels

1 Définition

Définition

On appelle **référentiel** tout objet servant de **référence** pour décrire un mouvement.

En général, un référentiel est souvent un repère d'espace auquel on ajoute un repère de temps.



2 Référentiel terrestre

Définition

Un référentiel terrestre est un repère fixé au sol de la Terre.

3 Référentiel géocentrique

Définition

Un référentiel **géocentrique** est un repère dont l'origine est fixée au **centre de la Terre** et dont les trois axes sont dirigés vers **trois étoiles fixes**.

4 Référentiel héliocentrique

Définition

Un référentiel **héliocentrique** est un repère dont l'origine est fixée au **centre du Soleil** et dont les trois axes sont dirigés vers **trois étoiles fixes**.

III Types de mouvements

Un mouvement peut être :

- Rectiligne ou non.
- À vitesse constante ou pas.

Deux qualificatifs sont donc nécessaires pour décrire le mouvement d'un objet dans un référentiel.

Exemples :

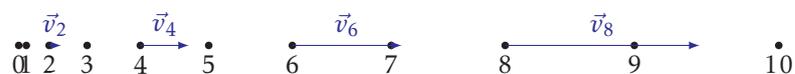
La durée s'écoulant entre deux points successifs est constante.

1 Rectiligne uniforme



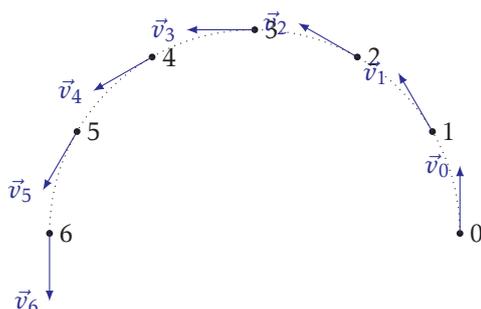
le vecteur vitesse \vec{v} se conserve au cours du temps et la distance entre deux points successifs est identique.

2 Rectiligne accéléré



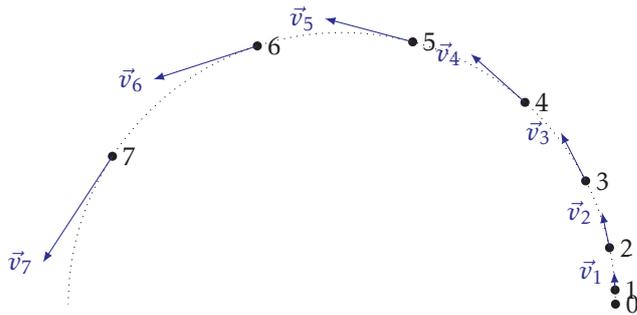
La valeur du vecteur vitesse \vec{v} augmente au cours du temps, mais sa direction est conservée. L'écart entre deux points successifs augmente.

3 Circulaire uniforme



La valeur (longueur) du vecteur vitesse reste constante, mais sa direction change.

4 Circulaire accéléré



La valeur de la vitesse varie ainsi que sa direction.

IV Vecteur vitesse

Soit $\overrightarrow{M_i M_{i+1}}$ le vecteur déplacement entre deux positions successives pendant une durée $\Delta t = t_{i+1} - t_i$, le vecteur vitesse s'écrit

$$v_i = \frac{\overrightarrow{M_i M_{i+1}}}{\Delta t}$$

Caractéristiques du vecteur vitesse :

- Origine : point M_i
- Direction : tangente à la trajectoire
- celui du mouvement
- Norme : $\frac{\overrightarrow{M_i M_{i+1}}}{\Delta t}$

Force et Mouvement

I Les actions mécaniques

Dans le sport on exerce différentes actions mécaniques : taper dans un ballon, déformer la figure de son adversaire en boxe, soulever des altères etc.. On classe ces actions en 2 catégories.

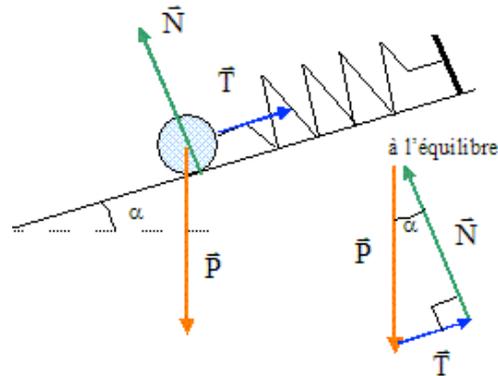
1 Actions de contact

Lorsque qu'un objet exerce une action mécanique sur le système étudié et qu'il y a contact entre l'objet et le système on parle d'action de contact.

Exemple : Un palet est posé sur une table inclinée. Il est en contact avec un ressort comprimé. A combien d'action de contact est-il soumis ?

Il est soumis à 2 actions de contact :

- une table exerce une action de contact appelée réaction de la table sur le palet.
- le ressort exerce une action de contact sur le palet appelée tension du ressort.



2 Actions à distance

Lorsque qu'un objet exerce une action mécanique sur le système étudié et qu'il n'y a pas contact entre l'objet et le système on parle d'action à distance.

Exemples :

- action d'un aimant sur une bille d'acier, appelée action magnétique
- action de la Terre sur un objet appelée action gravitationnelle
- action d'un peigne sur les cheveux : action de type électrostatique

Ces actions s'exercent sans qu'aucun contact ne soit nécessaire.

Observer l'animation suivante et répertorier les actions s'exerçant sur la masse m .

Animation : action d'un fil sur le pendule simple sur différentes planètes.

Sur la masse m s'exerce :

- une action à distance, l'action gravitationnelle de la Terre sur la masse m (appelée son poids \vec{P})
- une action de contact du fil sur la masse, appelée tension \vec{T} du fil.

II Modélisation d'une action par une force

1 Modélisation d'une action par une force

Comment modélise-t-on une action mécanique ?

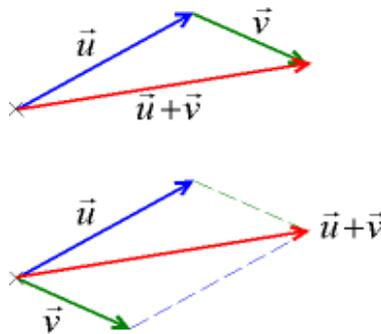
Définition

Une action mécanique est modélisée en physique par une force. La force subie par un système de la part d'un autre est représentée par un vecteur. Les caractéristiques du vecteur force \vec{F} sont :

- son point d'application
- sa direction (attention il s'agit d'une droite !)
- son sens
- sa valeur F qui s'exprime en Newton (N). Elle est notée F sans la flèche !

On mesure la valeur d'une force avec un dynamomètre.

Remarque : Comment additionner des vecteurs ?



2 Exemple de vecteur force : le vecteur poids

Le vecteur poids d'un corps de valeur $P = 600$ N possède 4 caractéristiques :

- son point d'application : centre de gravité ou d'inertie
- sa direction : verticale
- son sens : vers le bas
- sa valeur $F = 600$ N

III Effets d'une force sur le mouvement

On se placera dans le référentiel terrestre. On répertorie 2 types d'effet d'une force sur un mouvement.

1 Modification de la valeur de la vitesse

Quand on donne une impulsion à une bille initialement immobile, on exerce une force qui la met en mouvement, sa vitesse est alors modifiée (elle passe d'une valeur nulle à une valeur non nulle).

Une force appliquée à un corps peut modifier la valeur de sa vitesse.

2 Modification de la trajectoire

En présence de l'aimant, la trajectoire de la bille d'acier est modifiée. L'aimant exerce sur la bille une force appelée force magnétique qui modifie sa trajectoire.

Une force appliquée à un corps peut modifier sa trajectoire.

3 Influence de la masse du corps

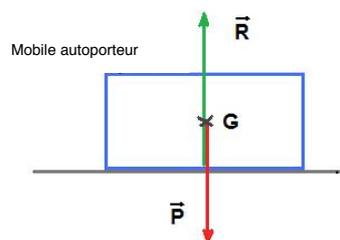
Au rugby, il est plus difficile de plaquer un joueur de 120 kg qu'un joueur de 80 kg. Il est plus facile de pousser un chariot vide que plein.

L'effet d'une force sur le mouvement d'un système dépend de la masse du système. Plus la masse est faible, plus l'effet de la force est important.

IV Le principe d'inertie

1 Expérience sur la table à coussin d'air

Soit une table à coussin d'air sur laquelle on réalise un mouvement sans frottement sur une table horizontale. Quelles sont les deux vecteurs forces agissant sur le solide ? Ces forces se compensent-elles ? Les représenter sur un schéma et donner leurs 4 caractéristiques. Choisir la chronophotographie de l'objet et de son centre d'inertie. Quel est le mouvement du centre d'inertie de l'objet ? Lorsque le solide est au repos est-il soumis à des forces qui se compensent ?



Conclusion : lorsque le palet est au repos ou que son centre d'inertie a un mouvement rectiligne uniforme alors les 2 forces agissant sur lui se compensent. Ces deux forces sont :

- son poids \vec{P}
- la réaction du plan \vec{R} .

La somme vectorielle des forces agissant sur lui est égale au vecteur nul.

2 Enoncé du principe d'inertie

Propriété

Dans un référentiel terrestre supposé galiléen, tout corps au repos ou possédant un centre d'inertie en mouvement rectiligne uniforme est soumis à des forces qui se compensent. La somme vectorielle des forces agissant sur lui est nulle :

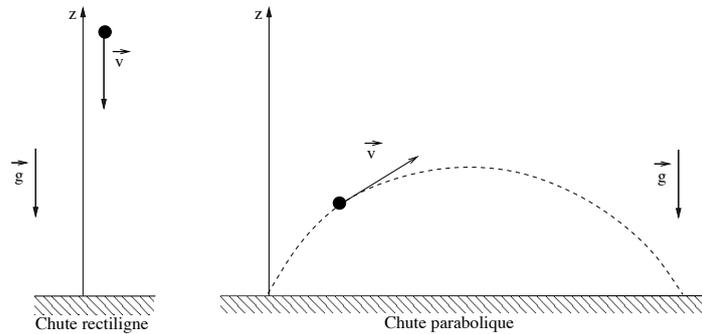
$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0} \Leftrightarrow \vec{v}_G = \overrightarrow{constant}$$

Remarques :

- Un corps soumis à des forces qui se compensent et un corps qui n'est soumis à aucune force (cas d'un objet dans l'espace éloigné de toute masse) ont le même comportement.
- le principe d'inertie est aussi vrai dans le référentiel géocentrique. Un principe résulte d'observations mais ne se démontre pas.

V Applications du principe d'inertie

1 Forces exercées sur un projectile dans l'air



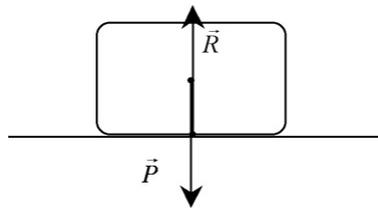
Dans l'air, un corps est soumis à son poids et à la force exercée par l'air sur le projectile. Si on néglige cette force de frottement alors le corps est dit en chute libre.

Le centre d'inertie du solide n'a pas un mouvement rectiligne uniforme, car il n'est soumis qu'à une seule force non compensée. Le principe d'inertie est vérifié.

2 Le curling

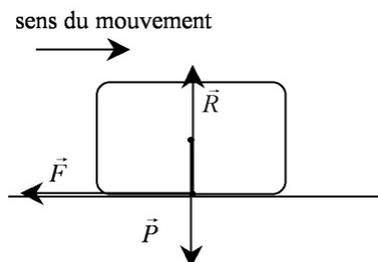
Quelles sont les forces s'exerçant sur le palet au repos, puis lorsqu'il est en mouvement? Représenter ces forces.

1) **Palet au repos** : il est immobile donc il est soumis à des forces qui se compensent :



- la réaction \vec{R} de la glace sur le palet
- son poids \vec{P}

2) **Palet en mouvement**

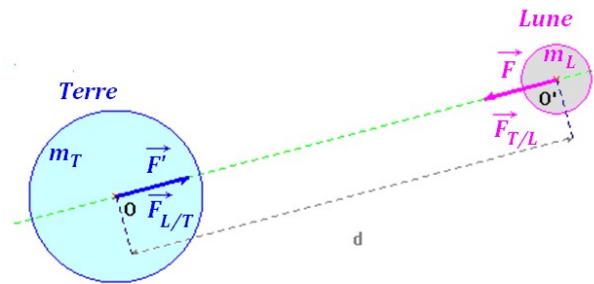


Palet lancé : il glisse d'un mouvement rectiligne. Sa vitesse diminue et il s'arrête au bout d'un parcours plus ou moins long. Une force supplémentaire s'exerce au cours du mouvement : la force de frottement exercée par la glace sur le palet, dont l'effet se manifeste par la diminution de sa vitesse.

Comment aller plus loin ?

Les joueurs balaient la glace devant le palet pour réduire les forces de frottements qui lui permet d'aller plus loin. Si on pouvait faire totalement disparaître les forces de frottements, le palet aurait un mouvement rectiligne uniforme (trajectoire une droite et la vitesse constante). Les forces qui lui sont appliquées (poids et réaction du plan) se compenseraient, comme dans le cas du mobile au repos.

3 Mouvement de la Lune autour de la Terre



Dans quel référentiel étudie-t-on le mouvement de la Lune? Quel est le mouvement du centre d'inertie de la Lune dans ce référentiel? Quel est la force s'exerçant sur la Lune? Le mouvement de la Lune peut-il être rectiligne uniforme? Pourquoi?

Dans le référentiel géocentrique, la Lune possède un mouvement circulaire uniforme. D'après le principe d'inertie elle ne peut être soumise à des forces qui se compensent. En effet, elle n'est soumise qu'à une seule force : la force d'interaction gravitationnelle de la Terre (et dans une moindre mesure aux forces d'interaction gravitationnelle des autres planètes du système solaire et du soleil).

Remarque : c'est parce qu'elle possède une vitesse suffisante que la Lune ne tombe pas sur Terre.

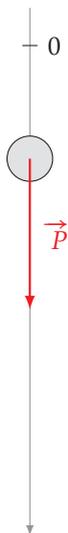
VI Chute libre verticale.

Un corps est en chute **libre** s'il n'est soumis qu'à son poids.

À la surface de la Terre, il y aura toujours les frottements dus à l'air. On considérera qu'une chute est libre si on peut négliger les frottements devant le poids.

En vertu du principe de l'inertie, un corps en chute libre ne peut pas décrire un mouvement rectiligne uniforme. En effet, les forces agissant sur le système ne se compensent pas.

Donc, si un objet est lâché sans vitesse initiale, il tombe verticalement et accélère.



Sa vitesse augmente au cours du temps telle que :

Intensité de la pesanteur (N.kg^{-1})

$$v = g \times \Delta t$$

Durée (s)

Vitesse (m.s^{-1})

La distance parcourue est :

Intensité de la pesanteur (N.kg^{-1})

$$d = \frac{g}{2} \times (\Delta t)^2$$

Durée (s)

Distance (m)

Gravitation

Introduction

Pourquoi la Terre tourne-t-elle autour du Soleil? Pourquoi la pomme de l'arbre tombe-t-elle sur le sol? Le mouvement d'un corps est-il forcément le même pour deux observateurs différents?

I L'interaction gravitationnelle

En 1687, Newton affirme dans l'une de ses œuvres majeures, "Les Principes Mathématiques de la Philosophie Naturelle", que tous les corps (planètes, étoiles, pommes, etc.) s'attirent mutuellement : il parle d'interaction gravitationnelle.

II La loi de la gravitation universelle

L'interaction gravitationnelle entre deux corps A et B , de masses respectives m_1 et m_2 , dont les centres de gravité sont séparés d'une distance d , est modélisée par des forces d'attraction gravitationnelle et dont les caractéristiques sont les suivantes :

- **Direction** : la droite (AB) passant par les centres de gravité

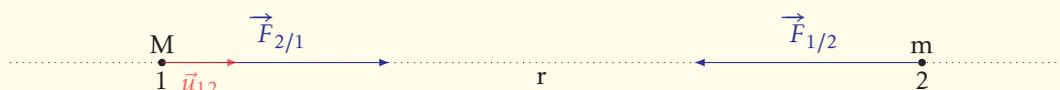
- **Sens** : vers le centre attracteur

- **Valeur/intensité** : $F_{1/2} = F_{2/1} = \frac{Gm_1m_2}{d^2}$

- **Point d'application** : Le centre de gravité qui subit la force.

Propriété

Un objet de masse M exerce une **force de gravitation** attractive sur un autre objet de masse m situé à une distance d telle que :



$$\vec{F}_{1/2} = -G \times \frac{Mm}{d^2} \vec{u}_{12} = -\vec{F}_{2/1}$$

Où \vec{u}_{12} est un vecteur unitaire.

Les forces s'expriment en newton (N), les masses en kilogramme (kg) et la distance en mètre (m).
G est la constante universelle de gravitation et vaut : $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$

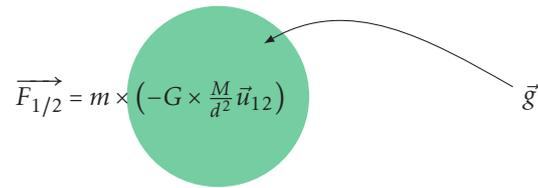
Pourquoi deux personnes assises l'une à côté de l'autre ne ressentent pas cette force de gravitation ?

Ces deux personnes s'attirent avec une force dont la valeur est : $F = G \times \frac{m_1 \times m_2}{d^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{70 \times 70}{0,5^2} = 1,3 \cdot 10^{-6} \text{ N}$ ce qui est vraiment très faible.

Pour comparer, une tablette de chocolat de 100 g posée sur une table exerce une force de 1 N sur la table.

III Le poids d'un corps

La force de gravitation exercée par 1 sur 2 (d'après l'équation peut aussi s'écrire sous la forme :


$$\vec{F}_{1/2} = m \times \left(-G \times \frac{M}{d^2} \vec{u}_{12} \right)$$

Ainsi, la force d'attraction gravitationnelle que la Terre exerce sur un corps de masse m situé à une altitude h est :

$$F_{Terre/corps} = \frac{GM_T m}{(R_T + h)^2} \simeq \frac{GM_T m}{(R_T)^2} = m \cdot g$$

Cette force n'est rien d'autre que le **poids** du corps noté dont les caractéristiques sont les suivantes :

- **Direction** : la verticale du lieu (fil à plomb)
- **Sens** : vers le bas
- **Valeur/intensité** : $P = mg$ avec P en newton (N), m en kilogrammes (kg) et g l'intensité de la pesanteur (en $N \cdot kg^{-1}$)
- **Point d'application** : Le centre de gravité du corps

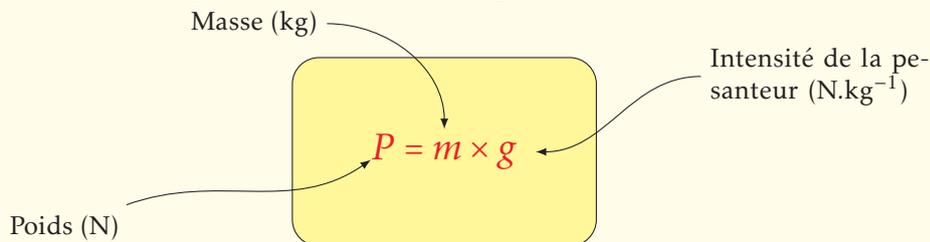
Remarque : g dépend de l'altitude. A la surface terrestre $g = 9,8 N \cdot kg^{-1}$.

Définition

Le **poids** d'un corps de masse m est la **force d'attraction** exercée par la Terre sur ce corps **placé à sa surface**.

Propriété

Le poids est proportionnel à la masse tel que :


$$P = m \times g$$

En comparant les équations, on en déduit que :

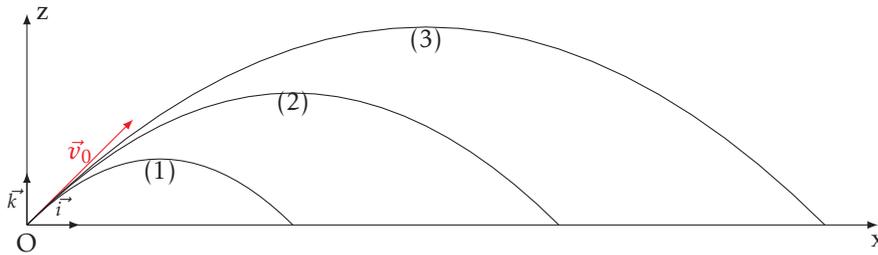
$$g_T = G \times \frac{M_T}{R_T^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{6,0 \cdot 10^{24}}{(6,4 \cdot 10^6)^2} = 9,8 N \cdot kg^{-1}$$

Et à la surface de la Lune ?

$$g_L = G \times \frac{M_L}{R_L^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{7,3 \cdot 10^{22}}{(1,74 \cdot 10^6)^2} = 1,6 N \cdot kg^{-1}$$

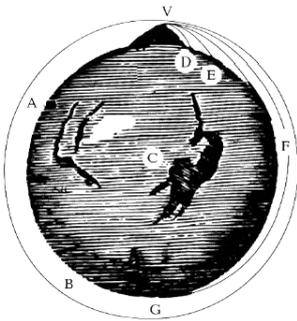
IV Chute d'un corps

Lancé à la surface de la Terre, un objet finit toujours par retomber !
Plus sa vitesse initiale sera grande, plus l'objet retombera loin de son point de départ.



Ici, $v_0(1) < v_0(2) < v_0(3)$

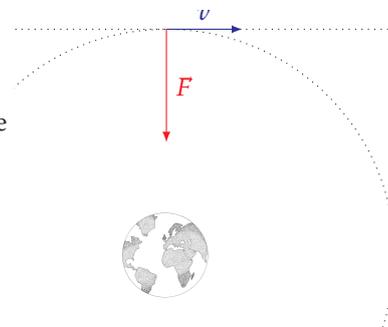
Mais que se passe-t-il si la vitesse initiale est vraiment très grande ?



Il existe une vitesse à partir de laquelle, l'objet ne retombe plus à cause de la sphéricité de la Terre et l'objet est satellisé !
À la surface de la Terre, la vitesse de satellisation vaut $v_{\text{satellisation}} \approx 8 \text{ km.s}^{-1}$

Cas de la Lune.

Sans la présence de la Terre, la Lune se déplacerait en ligne droite d'après le principe de l'inertie.
Pourtant, elle tourne !
Donc, elle tombe, mais rate sa chute !



Emission, réception et perception des ondes sonores

I Ondes sonores

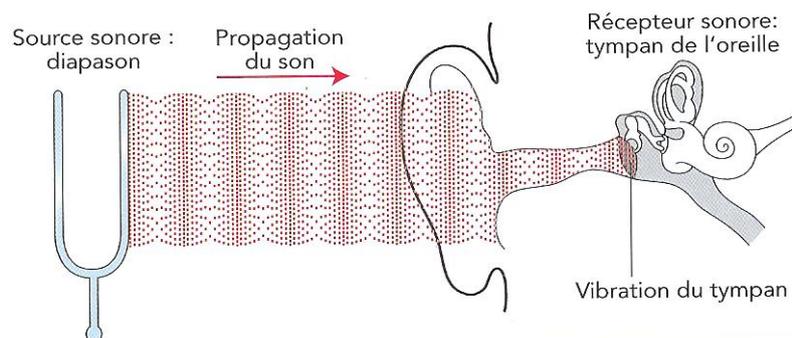
1 Définition d'une onde sonore

Définition

Une onde est un phénomène de propagation d'une perturbation sans transport de matière mais avec transport d'énergie.

Définition

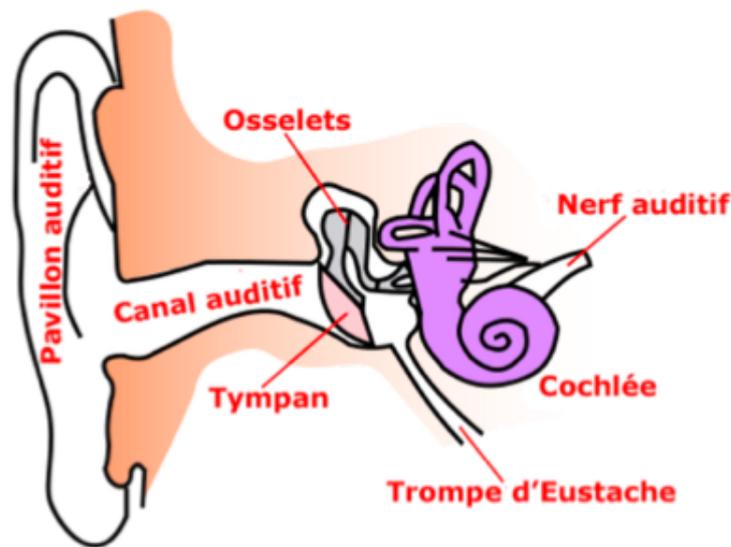
Une onde sonore, émise par la vibration d'un corps (corde, anche, membrane...), est la propagation d'une suite de compressions et dilatations du milieu de propagation.



Propriété

Une onde sonore a besoin d'un milieu matériel pour se propager. Il n'y a donc pas de sons dans le vide. La célérité du son dépend du milieu traversé. Dans l'air, à température ambiante, $v_{son} \approx 340 \text{ m.s}^{-1}$

2 Destination



Le tympan est une fine peau tendue (un peu comme un tambour) qui est mise en vibration par l'air guidé dans le conduit auditif.

Le tympan est relié aux osselets qui amplifient les vibrations qui sont ensuite converties en signal nerveux. L'oreille est donc un récepteur sonore. C'est tout de même épatant : comment la Nature a-t-elle mis ce bijou au point ???

Un microphone est aussi un capteur de son.

II Perception sonore de notre oreille

1 Aigu ou grave ?

Propriété

Plus la **fréquence** (ou hauteur) est élevée, plus le son perçu est aigu.

Propriété

Les sons dont la fréquence est inférieure à 20 Hz sont appelés **infrasons** et ceux de fréquence supérieure à 20 kHz **ultrasons**.

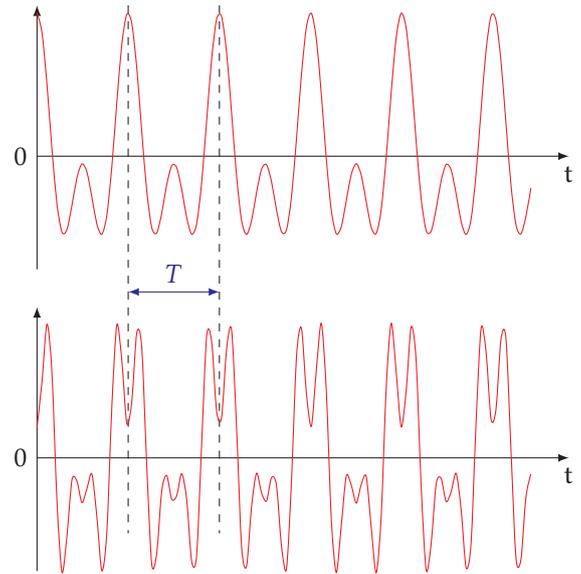
2 Timbre d'un instrument

Pourquoi deux instruments jouant la même note ne produisent-ils pas le même son ?

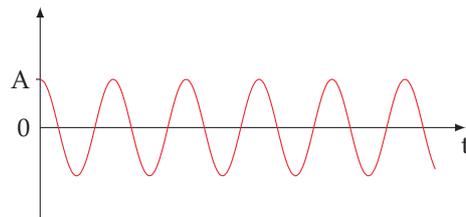
Les deux signaux ci-contre ont la même hauteur (fréquence) puisqu'ils ont la même période T , mais présentent des formes différentes.

Les deux instruments jouent donc la même note mais produisent des sons différents (que notre oreille distingue très bien).

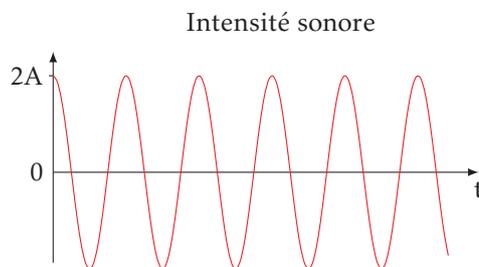
C'est la forme du son qui détermine le **timbre** de l'instrument.



3 Intensité et niveau sonore

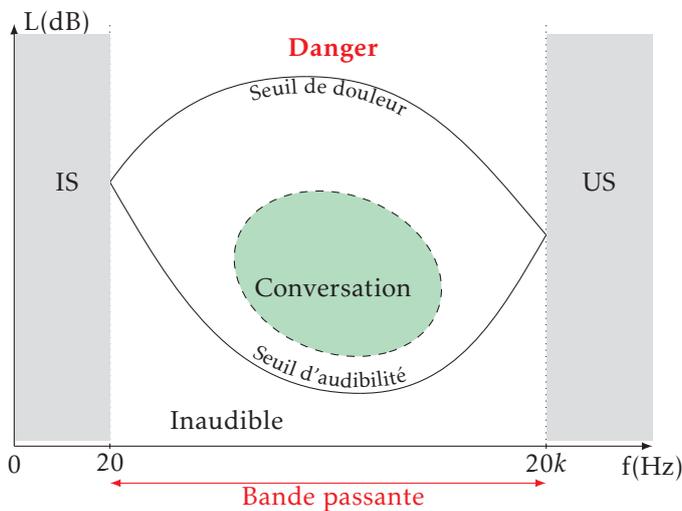


42 dB



Niveau sonore

45 dB



Le niveau sonore (en décibel) est représenté en ordonnée.

Il est fixé à 85 dB au travail !

Attention aux oreillettes, concerts...

Au delà de 20 kHz, les sons sont trop aigus pour être entendus par une oreille humaine : ce sont les ultrasons, domaine des chauves-souris et des dauphins !

En de ca 20 Hz, trop grave pour être audible ! Ce sont les infrasons royaume des éléphants !

I Nature de la lumière blanche

1 Décomposition de la lumière blanche par un prisme

C'est à Newton qu'est attribuée la décomposition de la lumière du soleil par un prisme en 1666, prouvant que la lumière est une onde !

Et, il obtint le spectre de la lumière blanche, si connu aujourd'hui et si poétique quand il se fait arc en ciel !

En cherchant bien, il y trouva sept couleurs principales... rouge, orange, jaune, vert, bleu, indigo et violet !



Même sans être daltonien, il est difficile de distinguer le bleu de l'indigo.

Alors pourquoi sept couleurs ?

À l'époque, on pensait qu'il devait exister une cohérence dans la création du monde par Dieu.

Or, il y avait sept planètes (connues à l'époque) gravitant autour du Soleil : sept était donc un nombre extraordinaire, d'où les sept couleurs de l'arc en ciel que Newton s'est évertué à trouver, ainsi que les sept notes de musique...

Définition

On appelle **spectre**, le résultat de la décomposition de la lumière par un dispositif dispersif tel qu'un prisme ou un réseau.



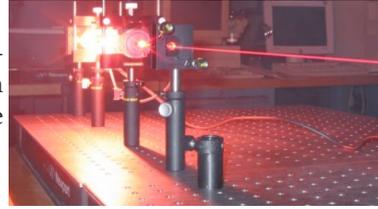
Le prisme est un système optique, taillé dans un milieu transparent comme le verre ou le plexiglas. Il est constitué de 3 faces planes rectangulaires et de deux faces planes triangulaires. On le représente par un triangle.

En passant à travers le prisme, la lumière blanche est déviée et décomposée en lumières colorées. On dit que le prisme décompose la lumière blanche. La figure colorée obtenue est appelée spectre. La lumière blanche est constituée de plusieurs lumières (ou radiations) colorées. C'est une lumière polychromatique.

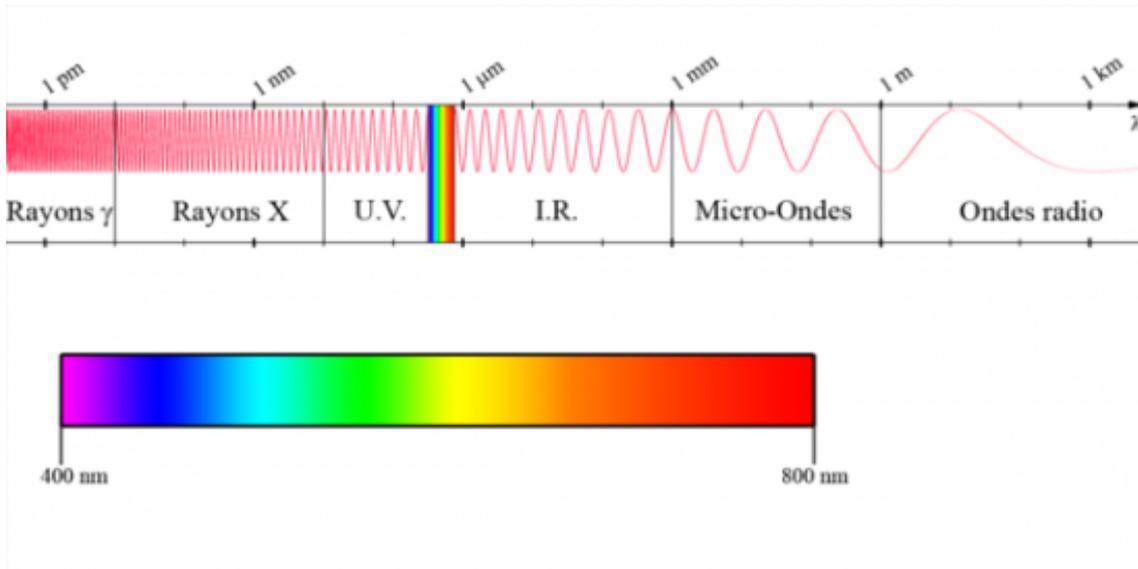
Remarque : Les gouttes d'eau se comportent comme un prisme. Elles décomposent la lumière du Soleil pour donner les couleurs de l'arc-en-ciel.

2 Le laser

Contrairement à la lumière blanche, la lumière du laser, en traversant un prisme, n'est pas décomposée en un spectre mais en une seule radiation lumineuse. Le laser est constitué d'une seule radiation : c'est une lumière monochromatique.



3 Longueur d'onde



Chaque onde électromagnétique est caractérisée, dans le vide, par une grandeur appelée longueur d'onde, notée. Elle s'exprime en mètre ou plus souvent en nanomètre (nm). $1\text{ nm} = 10^{-9}\text{ m}$. L'œil humain n'est sensible qu'aux radiations dont les longueurs d'onde sont comprises entre 400 nm et 800 nm. A chaque couleur correspond une longueur d'onde.

II Les spectres d'émission

Définition

Un corps émettant de la lumière par lui-même est appelé source lumineuse **primaire**.

Définition

On appelle **spectre d'émission**, le résultat de la décomposition de la lumière d'une source lumineuse. (étoile, feu, lampe...)

1 Spectres d'émission continus

Qui n'a jamais observé un maréchal-ferrant façonner un fer à cheval ?

Qui n'a jamais admiré un verrier travailler une pièce de verre ?

Qui n'a jamais laissé fondre une plaque de chocolat au soleil ? Et retrouver ce même chocolat tout terne alors qu'il était si appétissant tout brillant ?

Le point commun à tous ces exemples est la **température**.

Vaut-il mieux travailler un fer à cheval chauffé au rouge ou à blanc ? Lequel est le plus chaud ?
 Un verrier expérimenté sait reconnaître à l'œil, la bonne couleur rouge (et donc la bonne température) à laquelle le verre se travaillera le mieux.
 Enfin, le chocolat cristallise de différentes manières selon la température : cristallisé, les molécules sont bien rangées les unes par rapport aux autres et le chocolat est brillant. Solidifié à n'importe quelle température, les molécules sont assemblées entre elles au hasard et le chocolat est mat ! Il est toujours comestible, mais moins appétissant !

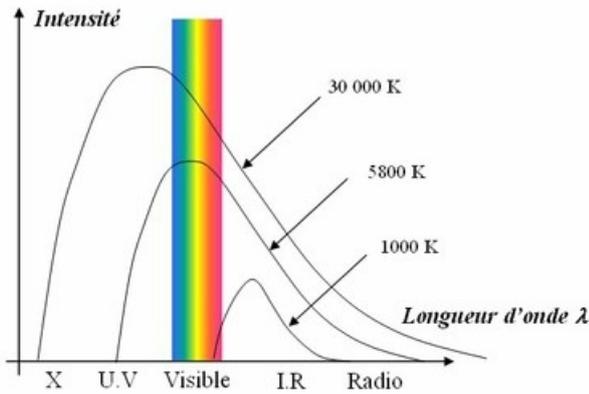
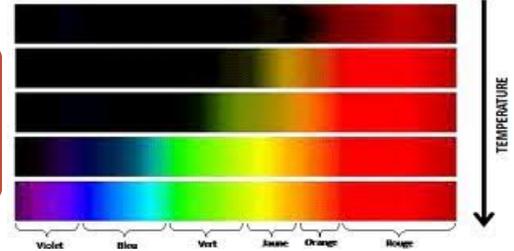
Propriété

Tout corps chaud émet de la lumière !

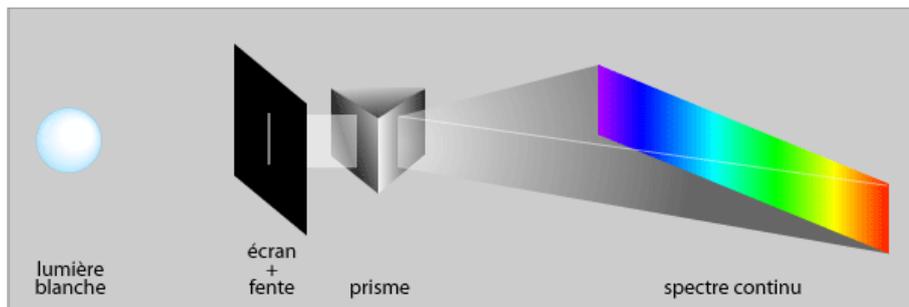
La température d'un corps peut être déterminée à partir du spectre de la lumière qu'il émet : on obtient un spectre continu plus ou moins riche en couleurs.

Propriété

Plus un corps est chaud, plus son spectre s'enrichit en couleurs du rouge au bleu. (de l'infrarouge à l'ultraviolet)

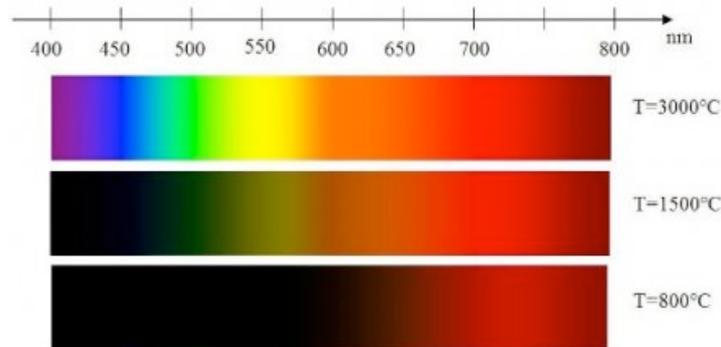


Plus la température augmente, plus le maximum d'émission se décale vers le violet ou même l'ultraviolet.



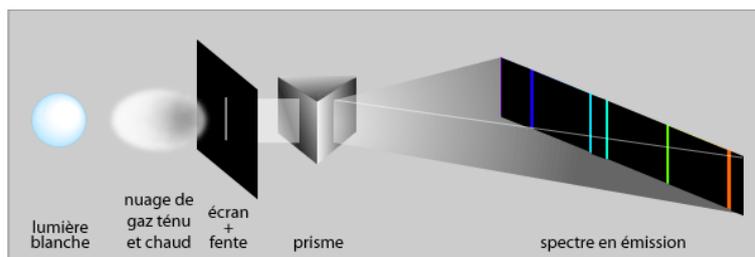
Un spectre d'émission continu est un spectre produit par la lumière directement émise par une source lumineuse (lampe à incandescence, corps chauffé). Il est constitué de bandes colorées.
 A l'aide du curseur du rhéostat, on fait varier l'intensité lumineuse. On analyse la lumière en la décomposant avec un prisme. On obtient des spectres d'émission continus.

Exemple : on chauffe le filament d'une lampe progressivement à une température T_1 puis T_2 et enfin T_3 avec $T_1 < T_2 < T_3$. On analyse la lumière, on obtient les spectres continus suivants :



Un corps chaud émet un spectre d'émission continu dont la composition dépend de la température. La couleur émise par un corps chauffé ne dépend pas de sa composition chimique, mais uniquement de sa température.

2 Spectre de raies d'émission



Lorsqu'on excite par une tension électrique un gaz enfermé dans une enceinte sous basse pression, il émet une lumière que l'on peut décomposer grâce à un prisme. Le résultat de cette décomposition est un spectre d'émission discontinu.

Un spectre d'émission discontinu est constitué de raies fines et colorées entrecoupées de bandes noires. A chaque élément chimique correspond un spectre d'émission.

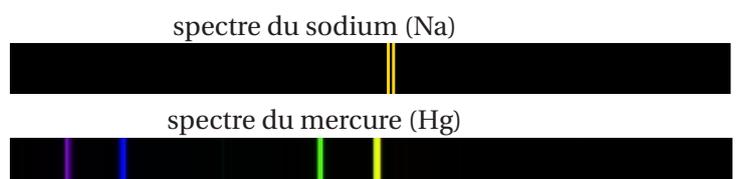
Exemple : Le spectre d'émission produit par une lampe à vapeur de mercure ou une lampe à vapeur de sodium est discontinu. La lumière émise par ces lampes est composée d'un nombre limité de radiations.

Propriété

Un gaz sous faible pression, traversé par une décharge électrique, émet de la lumière. C'est le principe de la lampe à vapeur de néon (les fameux... néons) ou autres gaz pour d'autres couleurs.

Or, leurs spectres ne sont pas continus !!!

Chaque gaz possède un **spectre de raies** qui lui est propre (sa carte d'identité en quelque sorte !)



L'Homme s'amuse donc ainsi à répertorier les spectres de tous les corps possibles en fabriquant lui-même ses lampes !

III Les spectres de raies d'absorption

1 Montage

Pour obtenir un spectre de raies d'absorption d'un élément :

- produire une lumière blanche possédant un spectre d'émission continu. Cette lumière blanche doit traverser une lampe contenant un gaz à basse pression et haute température. Ce gaz est constitué de l'élément chimique qui nous intéresse
- décomposer la lumière qui sort de la lampe et la récupérer sur un écran.

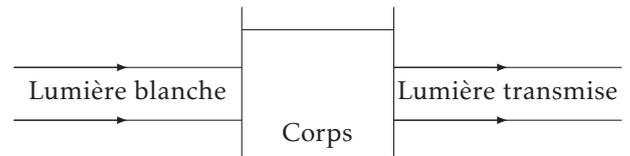
2 Spectre d'absorption

Mais pourquoi un objet est-il bleu, rouge ou vert ?

Pour le savoir, on réalise un spectre d'absorption. Voilà comment...

On éclaire l'objet (solution, gaz...) avec une lumière blanche dont le spectre est continu (comme celui du Soleil).

On décompose la lumière transmise par le corps en spectre.

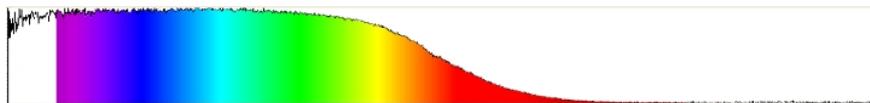


Définition

Un spectre **d'absorption** est le résultat de la décomposition de la **lumière transmise** par un corps, après avoir été traversé par une lumière blanche.

1 Spectre de bandes.

Si le corps est une solution (ou un solide), il manque toute une bande (ou plusieurs) au spectre d'absorption.

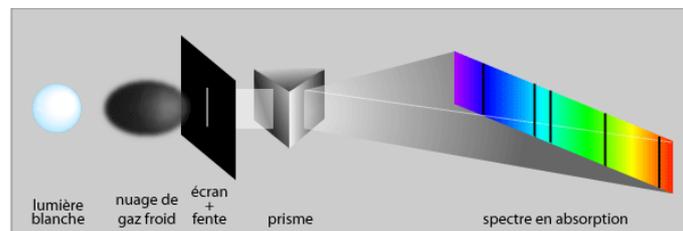


Ce spectre d'absorption du sulfate de cuivre montre que le rouge a été absorbé.

L'œil fait donc le mélange des couleurs qui restent et perçoit ainsi une couleur "bleue verte".

2 Spectre de raies.

Le spectre d'absorption d'un élément chimique est constitué d'une bande colorée entrecoupée de raies noires. Ces raies noires correspondent aux raies d'émission de l'élément chimique.



3 Interprétation

Propriété

Un élément chimique absorbe certaines radiations caractéristiques. Les raies noires d'absorption correspondent aux raies d'émission de l'élément. Un élément chimique absorbe les radiations qu'il est capable d'émettre. Les raies noires d'absorption et les raies colorées d'émission ont la même longueur d'onde.

IV Application à l'astrophysique

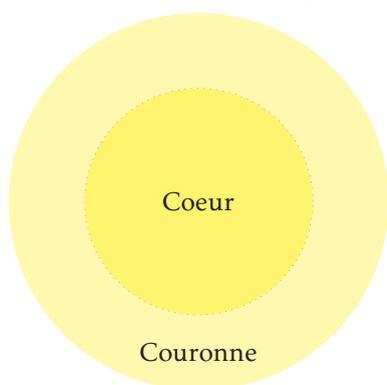
1 Analyse de la lumière des étoiles

Une étoile est une boule de gaz sous haute pression dont la température varie beaucoup entre le centre et sa surface. Le rayonnement que l'on perçoit d'une étoile provient de la photosphère qui se trouve sur le bord externe de l'étoile. La couleur de la photosphère nous renseigne sur sa température : les bleues sont les plus chaudes et les rouges les plus froides. A la périphérie de la photosphère, il existe donc une atmosphère constituée d'un gaz sous faible pression. C'est dans cette partie de l'étoile que certaines radiations sont absorbées par les éléments chimiques présents. Le spectre de la lumière émise par une étoile est donc un spectre d'absorption.

Le spectre d'absorption du soleil contient certaines raies noires d'absorption correspondant aux raies d'émission de l'hydrogène. Par conséquent l'hydrogène est présent dans l'atmosphère de l'étoile. La couleur de surface d'une étoile nous renseigne sur sa température de surface.

2 Spectre d'une étoile

En observant le spectre de la lumière émise par une étoile, on peut déterminer la composition chimique de son atmosphère et sa température de surface.



Une étoile est constituée d'un noyau au sein duquel ont lieu des transformations thermonucléaires. Ce noyau émet de la lumière. Il est donc possible de réaliser un spectre d'émission de l'étoile. Mais, l'étoile possède aussi une couronne de gaz de faible densité que la lumière émise par le cœur doit traverser avant de nous parvenir.

Ainsi, cette couronne de gaz doit absorber certaines raies.

L'étude du spectre d'une étoile nous renseigne sur deux points (au moins) :

- Sa température :
Plus le spectre est riche en couleurs, plus l'étoile est chaude.
- La composition de sa couronne :
Les raies noires, véritables cartes d'identités des éléments chimiques, nous permettent de connaître la composition chimique de la couronne de l'étoile.



Notions d'optique géométrique

I Réflexion et réfraction de la lumière

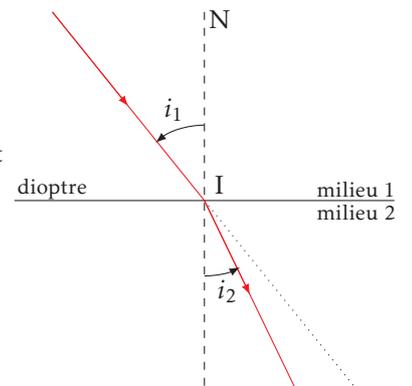
a. Définitions.

Définition

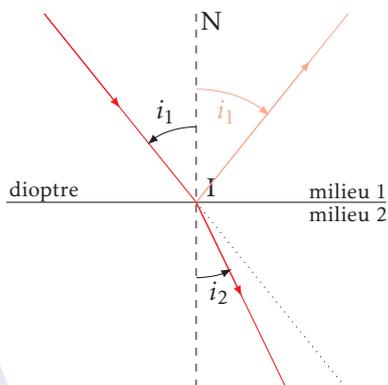
On appelle **réfraction de la lumière** le changement de **direction** que subit un **rayon lumineux** quand il **change** de milieu transparent.

Un peu de vocabulaire :

- Dioptre : surface de **séparation** des deux milieux transparents.
- Rayon incident : rayon lumineux **arrivant** sur le dioptre.
- Point d'incidence I : point **d'intersection** entre le rayon incident et le dioptre.
- Rayon réfracté : Rayon lumineux traversant le **deuxième milieu**.
- Normale N : droite passant **par I** et **perpendiculaire** au dioptre.
- Angle d'incidence i_1 : formé par la normale et le rayon incident.
- Angle de réfraction i_2 : formé par la normale et le rayon réfracté.



b. Réflexion.



En réalité, à chaque fois qu'un rayon lumineux arrive sur un dioptre, une partie traverse le dioptre et une autre y est réfléchi.

L'angle de réflexion est le même que l'angle d'incidence.

c. Indice de réfraction.

Définition

L'**indice de réfraction** d'un milieu transparent est le **rapport** de la célérité (c) de la lumière dans le **vide** et (v) dans le **milieu considéré**.

$$c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

Indice (sans)

$$n = \frac{c}{v}$$

Célérité dans le vide (m.s^{-1})

Célérité dans le milieu (m.s^{-1})

Propriété

Plus l'indice de réfraction d'un milieu transparent est grand, plus le milieu est **réfringent**.

Exemples : $n_{air} = 1,00$ $n_{plexiglas} = 1,50$ $n_{eau} = 1,33$

Cela signifie que, pour le plexiglas, la lumière se propage **1,5 fois moins vite que dans le vide**.

d. Lois de Snell-Descartes.

i. Première loi.

Propriété

Le rayon incident, le rayon réfracté et la normale sont dans le même plan appelé **plan d'incidence**.

ii. Deuxième loi.

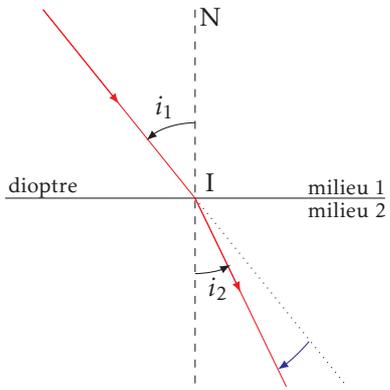
Propriété

Les **sinus** des angles d'incidence et de réfraction sont **proportionnels** tels que :

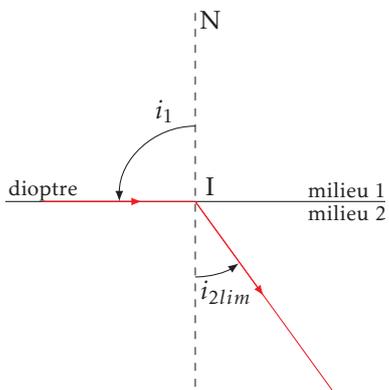
$$n_1 \sin i_1 = n_2 \sin i_2$$

e. Réflexion totale.

• $n_1 < n_2$

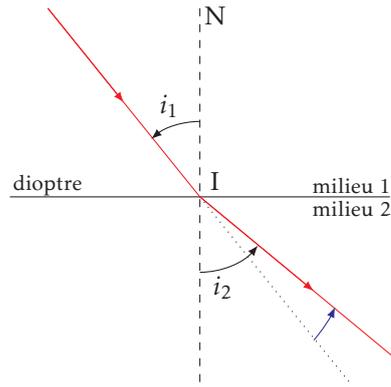


Le rayon réfracté se rapproche de la normale.

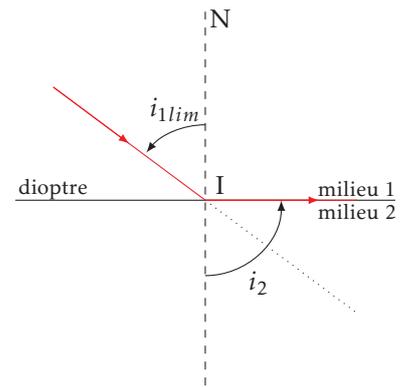


Cas limite.

- $n_1 > n_2$



Le rayon réfracté s'éloigne de la normale.



Cas limite.

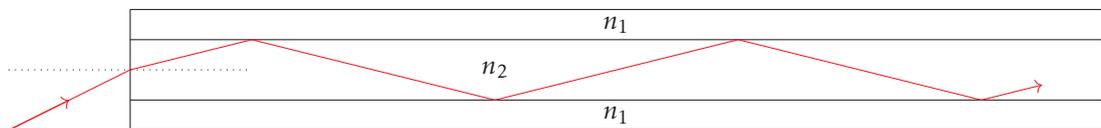
Propriété

Quand la lumière passe d'un milieu plus réfringent vers un milieu moins réfringent ($n_1 > n_2$), il existe un angle d'incidence limite au delà duquel, il n'y a plus de réfraction, mais seulement réflexion sur le dioptre.

Le dioptre se comporte comme un miroir !

C'est le phénomène de réflexion totale.

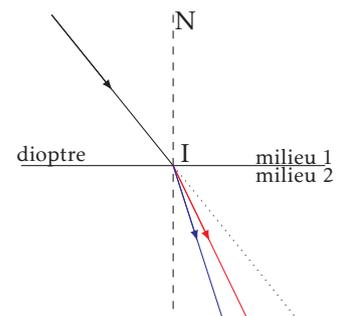
Application : la fibre optique : $n_2 > n_1$



f. Dispersion.

Propriété

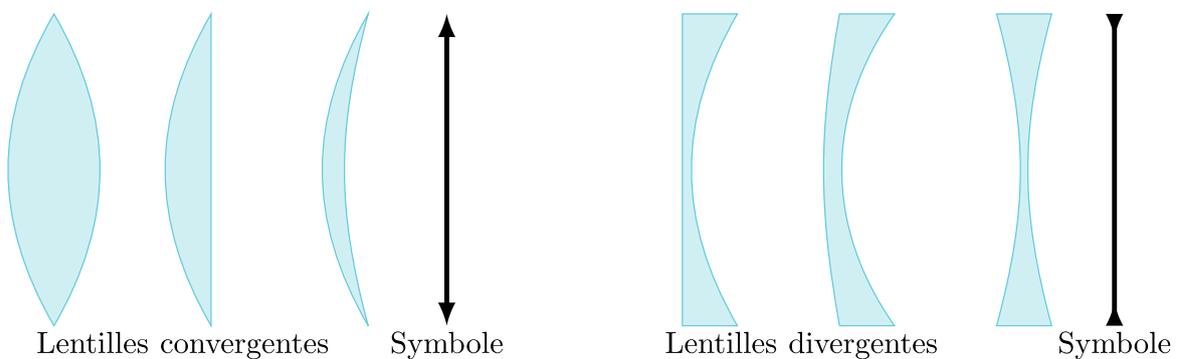
Les différentes couleurs de la lumière blanche ne sont pas toutes réfractées de la même manière : le violet est plus réfracté que le rouge. Cela permet la décomposition de la lumière blanche par un prisme par exemple.



Vision et images

I La lentille convergente

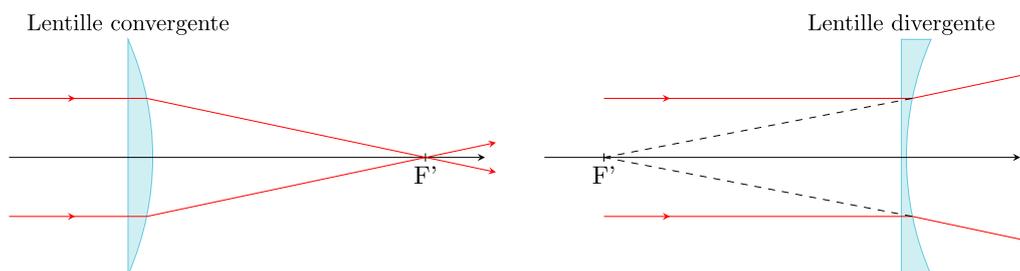
1 Définition



Une lentille est un milieu transparent limité par deux surfaces dont l'une au moins n'est pas plane.

En optique, on utilise généralement des lentilles sphériques. Les lentilles convergentes ont une ou 2 faces convexes.

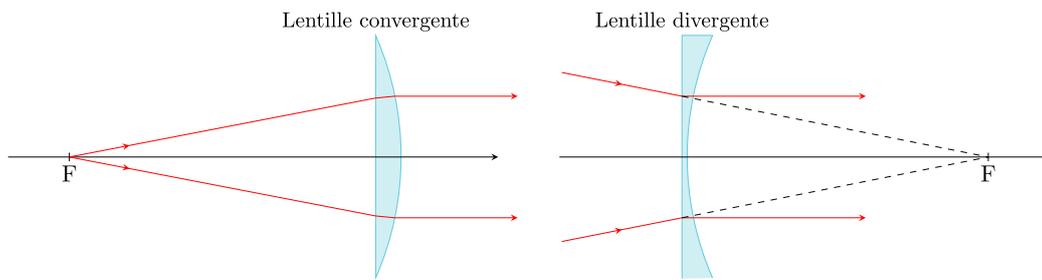
2 Points et rayons particuliers pour une lentille convergente



Un rayon lumineux est la représentation géométrique du trajet suivi par la lumière pour aller d'un point à un autre. Il est représenté par une droite orientée dans le sens de propagation de la lumière (de la gauche vers la droite).

a Centre optique O

Si l'on néglige l'épaisseur de la lentille, l'axe optique coupe celle-ci en un point appelé centre optique O . Un rayon lumineux passant par le centre optique d'une lentille mince convergente n'est pas dévié.



b Foyers principaux objet F et image F'

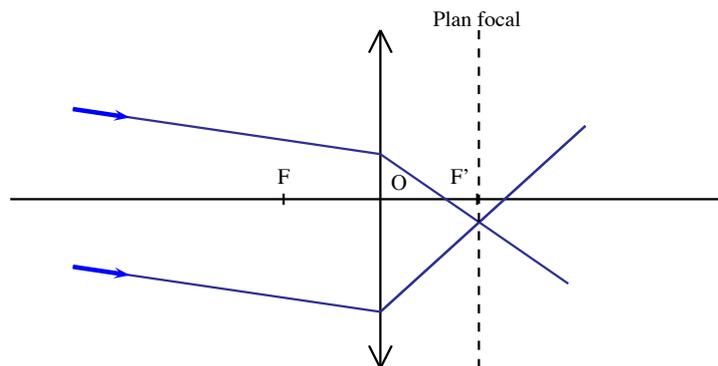
Un rayon incident, parallèle à l'axe optique d'une lentille convergente, émerge en passant par un point de cet axe situé après la lentille appelé foyer principal image noté F' .

Tout rayon incident passant par le foyer principal objet noté F , situé sur l'axe optique avant la lentille, émerge parallèlement à l'axe optique.

F' est le symétrique de F par rapport au centre optique O .

c Plans focaux

Les plans orthogonaux à l'axe optique de la lentille et passant par les foyers sont appelés plans focaux. Une lentille possède donc un plan focal objet et un plan focal image.



3 Distance focale image f' et vergence V

La distance focale image de la lentille, notée f' , est égale à la mesure algébrique

$$V = \frac{1}{OF'}$$

avec $\overline{OF'} = -\overline{OF}$

O : centre optique de la lentille

F' : foyer image de la lentille

F : foyer objet de la lentille

On appelle f' la **distance focale** d'une lentille

Unité : le mètre (m)

f' est positive pour une lentille convergente

La **vergence** V d'une lentille est l'inverse de sa distance focale f'

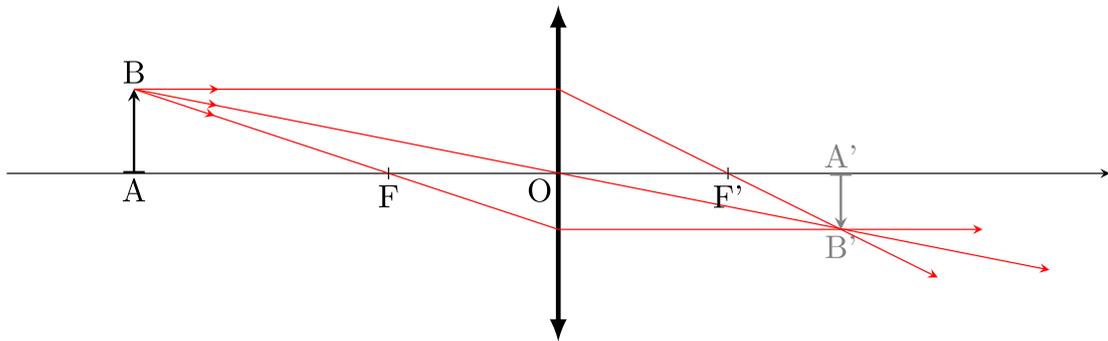
Unité : la dioptrie ($\delta = m^{-1}$)

II Image et objet

1 Définition

Une petite source lumineuse B considérée comme ponctuelle, envoie des rayons lumineux vers une lentille convergente. Dans certaines conditions, les rayons sortant de la lentille, ou leurs prolongements, passent tous par un même point B' . On dit que B est un objet ponctuel et que B' est son image ponctuelle.

2 Construction graphique de l'image $A'B'$ d'un objet AB



Par convention la lumière se déplace de la gauche vers la droite.

On trace les trois rayons caractéristiques issus de B :

- un rayon passant par l'axe optique qui n'est pas dévié
- un rayon passant par le foyer objet F qui ressort de la lentille parallèlement à l'axe optique
- un rayon parallèle à l'axe optique qui converge en sortie de lentille en coupant l'axe optique au point F' foyer image.

L'intersection de ces 3 rayons correspond à l'image B' de B . L'image A' de A est obtenue avec la même méthode.

On relie ensuite les points $A'B'$ par un segment orienté.

3 Relations de conjugaison et de grandissement

- En optique, les distances mesurées sont algébriques : elles peuvent être négatives ou positives. Les grandeurs algébriques sont notées $\overline{OF'}$ (par exemple pour la distance focale qui est positive).
- Relation de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{OF'}} = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}}$$

- Relation de grandissement :

$$\gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}}$$

γ est la lettre grecque "gamma".

Exercice :

Soit une lentille de vergence 5δ . Un objet AB tel que $\overline{AB} = 2$ cm est situé à 30 cm du centre optique de la lentille. Calculer la position de l'image et sa taille. En déduire le grandissement de la lentille.

- Utilisons tout d'abord la formule de conjugaison pour calculer la position $\overline{OA'}$ de l'image :

$$\begin{aligned} \frac{1}{\overline{OF'}} &= \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} \iff \frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OF'}} + \frac{1}{\overline{OA}} \\ \implies \overline{OA'} &= \frac{\overline{OA} \times \overline{OF'}}{\overline{OA} + \overline{OF'}} = \frac{-0.3 \times \frac{1}{5}}{-0.3 + \frac{1}{5}} = 0.6 \text{ m} \end{aligned} \quad (17.1)$$

- Utilisons la formule de grandissement pour calculer la taille de l'image et la valeur du grandissement :

$$\begin{aligned} \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} &= \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} \iff \overline{A'B'} = \frac{\overline{OA'} \times \overline{AB}}{\overline{OA}} \\ \implies \overline{A'B'} &= \frac{0.6 \times 0.02}{-0.3} = -0.04 \text{ m} \end{aligned} \quad (17.2)$$

Ainsi :

$$\gamma = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{-0.04}{0.02} = -2 \quad (17.3)$$

4 Caractéristiques de l'image observée

Définition

- Une image est dite réelle si tout rayon provenant d'un point objet A arrive réellement au point A' . Une image est réelle si elle peut être recueillie sur un écran.
- Une image est virtuelle si elle ne peut être recueillie sur un écran.

Pour obtenir une image réelle avec une lentille convergente il faut que la mesure algébrique objet-lentille soit : $\overline{OA} > f$

Pour obtenir une image virtuelle il faut que : $\overline{OA} < f$

Un objet réel est situé à gauche de la lentille, un objet virtuel à droite.

Une image réelle est située à droite de la lentille ; une image virtuelle à gauche

Notions d'électricité

I Un peu d'histoire

L'«électricité» est un mot provenant du grec, elektron, signifiant ambre jaune.

Les Grecs anciens avaient découvert qu'en frottant l'ambre jaune, ce matériau produit une attirance sur d'autres objets légers et parfois même des étincelles.

II Qu'est ce que l'électricité ?

L'électricité est l'étude de tous les phénomènes découlant de la propagation de charges électriques dans des matériaux.

Il existe deux types de charges "électriques", positive et négative.

Deux charges de même signe se repoussent alors que deux charges de signes contraires s'attirent.

III Conducteurs et isolants

Définition

Un conducteur est un **matériau** ayant la propriété de laisser passer les charges électriques. Les solutions sont conductrices si elles contiennent des ions.

IV Circuits électriques

1 Circuits

Définition

On appelle circuit électrique, une boucle fermée de conducteurs. Un **dipôle** est un conducteur ayant deux **pôles** (ou bornes).

Les symboles des différents dipôles utilisés :

Pile	Générateur	Fil conducteur	Interrupteur		Résistance	Lampe	Diode	Diode électro-luminescente (DEL)	Moteur
			ouvert	fermé					

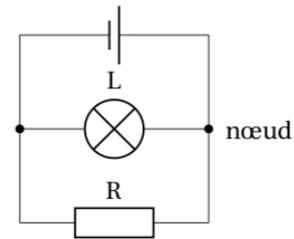
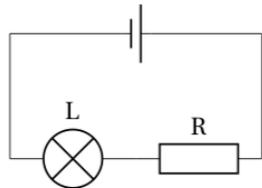
2 Types de circuits.

Définition

On appelle **nœud** un point d'un circuit où arrivent au moins trois fils. Un nœud est une "bifurcation".

Deux dipôles sont en **série** s'ils sont reliés l'un derrière l'autre sans nœud entre les deux.

Deux dipôles sont en **dérivation** si leurs bornes sont reliées deux à deux.



V Courant et tension électriques.

1 Le courant électrique

Définition

Le courant électrique est un déplacement **ordonné** de charges électriques à travers un conducteur.

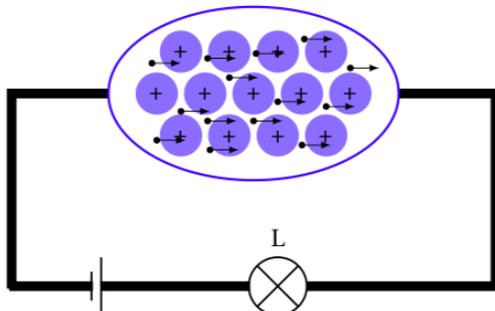
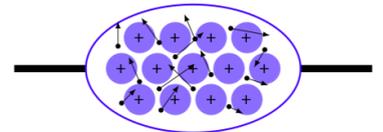
Par **convention**, le courant se déplace dans le circuit de la borne positive du générateur vers la borne négative.

Les électrons se déplacent dans le sens contraire.

Un métal est constitué d'un réseau de cations métalliques à travers lequel circulent des électrons libres.

Sous l'effet de l'agitation thermique, ces électrons bougent en permanence et dans tous les sens.

Il n'y a pas de déplacement "global" des électrons qui restent en moyenne répartis de façon homogène dans le métal.



Une fois dans un circuit électrique traversé par un courant, ce même métal voit ses électrons libres se déplacer "comme un seul homme" dans le même sens (vers la borne positive du générateur).

2 L'intensité du courant électrique

Définition

L'intensité du courant correspond au "débit" de charges électriques dans le circuit, c'est-à-dire la charge électrique Q exprimée en coulomb (C) qui passe dans le circuit par unité de temps Δt en seconde (s).

$$I = \frac{Q}{\Delta t}$$

Charge électrique (C)
Intensité (A)
Durée (s)

3 La tension électrique

L'eau d'une rivière coule de l'altitude la plus élevée vers l'altitude la plus faible sous l'action de son poids. S'il n'y a pas de différence d'altitude, l'eau ne s'écoule pas.

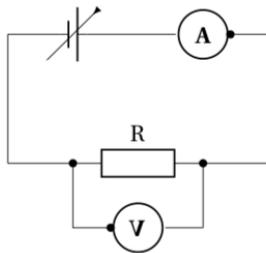
Le courant électrique se déplace du potentiel le plus élevé vers le potentiel le plus faible. S'il n'y a pas de différence de potentiel, le courant ne se déplace pas.

Définition

On appelle **tension électrique**, la différence de potentielle capable d'engendrer un courant électrique dans un circuit. Elle se mesure en volt (V) à l'aide d'un voltmètre.

VI Quelques lois de l'électricité.

1 Loi d'Ohm



La tension U entre les bornes d'un conducteur ohmique de résistance R est proportionnelle à l'intensité I du courant qui le traverse telle que :

$$U = R \times I$$

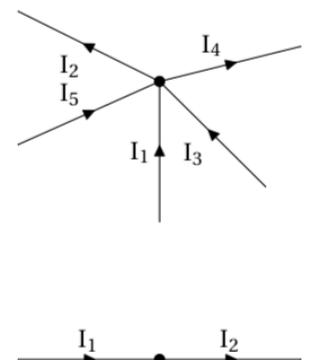
Résistance (Ω)
Intensité du courant (A)
Tension (V)

2 Loi des nœuds

Définition

La somme des intensités des courants entrant dans un nœud est égale à la somme des intensités des courants qui en sortent.

$$I_1 + I_3 + I_5 = I_2 + I_4$$



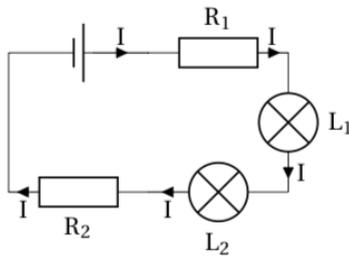
Et s'il n'y a pas de nœud me direz-vous ?

Mais quelle est donc cette question ?

Tout se passe comme s'il y avait un nœud... sans bifurcation !! et

$$I_1 = I_2$$

Oui, bon et alors ?



Cela signifie que dans un circuit série, le courant ne "s'use" pas !
L'intensité du courant est donc la même en tous les points d'un circuit série !!!

Entre nous, le débit d'une rivière ne change pas selon le nombre de moulins placé à la queue leu leu.

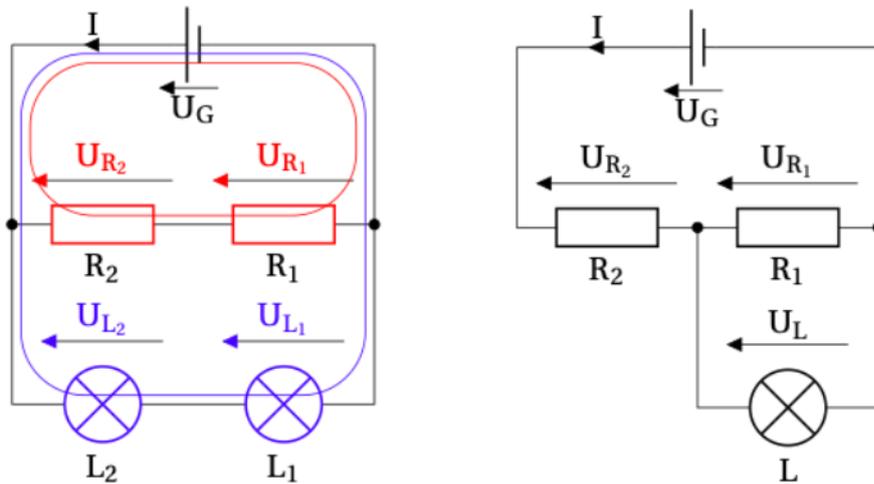
3 Loi des mailles

Définition

On pourrait aussi l'appeler la loi des boucles :
Dans une boucle fermée contenant le générateur, la tension entre les bornes du générateur est égale à la somme des tensions aux bornes des autres dipôles de la boucle.

On pourrait aussi l'appeler la loi des boucles :

Ca va toujours mieux en le dessinant...



D'après ce circuit, on peut écrire :

$$U_G = U_{R_1} + U_{R_2} \quad \text{et} \quad U_L = U_L + U_{R_2}$$

Donc

$$U_L = U_G$$

4 Puissance électrique

Définition

La puissance électrique correspond à l'énergie électrique produite (ou consommée) par unité de temps.

La puissance consommée par un dipôle est égale au produit de la tension entre ses bornes par l'intensité du courant qui le traverse.

La puissance électrique est donnée par la relation :

The diagram features a yellow rounded rectangle containing the formula $P = U \times I$ in red. Three labels with arrows point to the variables: 'Tension (V)' points to 'U', 'Intensité du courant (A)' points to 'I', and 'Puissance (W)' points to 'P'.

Tension (V) ———→ $P = U \times I$

Intensité du courant (A) ———→ $P = U \times I$

Puissance (W) ———→ $P = U \times I$

Les signaux périodiques

I Qu'est-ce qu'un phénomène périodique ?

1 Notion de temps

L'homme a toujours cherché à se repérer dans le temps. Mais la mesure directe n'est pas aussi simple que celle d'une longueur par exemple. Les phénomènes astronomiques, réguliers et facilement observables, ont donné à l'homme ses premiers repères dans le temps : le jour, le mois, l'année. Plusieurs siècles plus tard, ils ont appris à évaluer le temps en observant l'ombre d'un gnomon planté dans le sol ou grâce à un réservoir d'eau ou de sable gradué qui se vide régulièrement. A partir du XVIIe siècle, l'élaboration de dispositifs ingénieux et performants a permis d'accéder à des mesures de durée de plus en plus précises.

Le temps est une grandeur physique. Son unité légale est la seconde, symbole s .

2 Définition d'un phénomène périodique

Un phénomène périodique est un phénomène qui se reproduit identique à lui-même à intervalle de temps T régulier.

Exemples :

- Pendule simple
- Rotation de la Lune autour de la Terre
- Rotation de la Terre autour du Soleil
- Battements du coeur
- Période :

Définition

La période d'un phénomène périodique est la durée qui sépare deux événements identiques successifs.

Exemples : période d'un journal... 24h
période d'un hebdomadaire... 1 semaine
période d'un mensuel... 1 mois

- Fréquence :

Définition

La fréquence d'un phénomène périodique correspond au nombre de fois que ce phénomène se reproduit identique à lui-même en une seconde. C'est à dire, le nombre de périodes en une seconde.

On la note f et elle s'exprime en Hertz (Hz)

Un phénomène est d'autant plus fréquent qu'il se répète souvent, c'est à dire que la durée entre deux événements successifs est courte : sa fréquence est donc élevée.

3 Période T d'un phénomène périodique

Définition

La période d'un phénomène périodique est la durée qui sépare deux événements identiques successifs. La période notée T s'exprime en secondes (s).

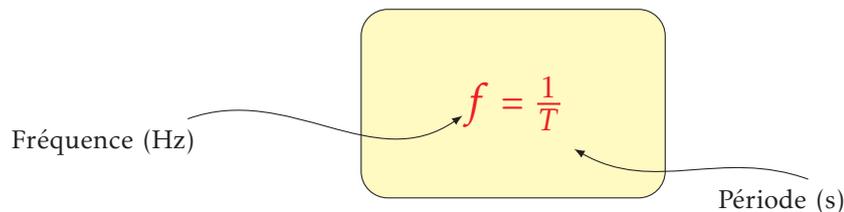
Exemples : période d'un journal... 24h
période d'un hebdomadaire... 1 semaine
période d'un mensuel... 1 mois

4 Fréquence f d'un phénomène périodique

Définition

La fréquence d'un phénomène périodique correspond au nombre de fois que ce phénomène se reproduit identique à lui-même en une seconde. C'est-à-dire, le nombre de périodes en une seconde.

On la note f et elle s'exprime en Hertz (Hz)



Définition

Un phénomène est d'autant plus fréquent qu'il se répète souvent, c'est-à-dire que la durée entre deux événements successifs est courte : sa fréquence est donc élevée.

Exemples :

La période d'un pendule simple est $T = 1,5$ s. Sa fréquence est égale à $f = 1/T$ soit

$$f = 1/1,5 \quad f = 0,67 \text{ Hz}$$

La fréquence des oscillations d'un cristal de quartz est

$$f = 32768 \text{ Hz.}$$

Sa période $T = 1/f$

$$T = 1/32768 \quad T = 3,0518 \times 10^{-5} \text{ s}$$

II La tension électrique périodique

1 Définition de la tension

La tension électrique existant entre deux points A et B est notée U_{AB} . L'unité de tension électrique est le volt (V).

La tension U_{AB} est égale à la différence de niveau électrique entre les points A et B. Un niveau électrique est appelé potentiel électrique noté V.

$$U_{AB} = V_A - V_B$$

V_A : potentiel électrique du point A en volts (V)

V_B : potentiel électrique du point B en volts (V)

La tension électrique est une grandeur physique que l'on mesure à l'aide d'un voltmètre, d'un oscilloscope ou d'une carte d'acquisition reliée à un ordinateur. Les appareils se branchent en dérivation pour mesurer la tension.

2 Période et fréquence f d'une tension périodique $u(t)$

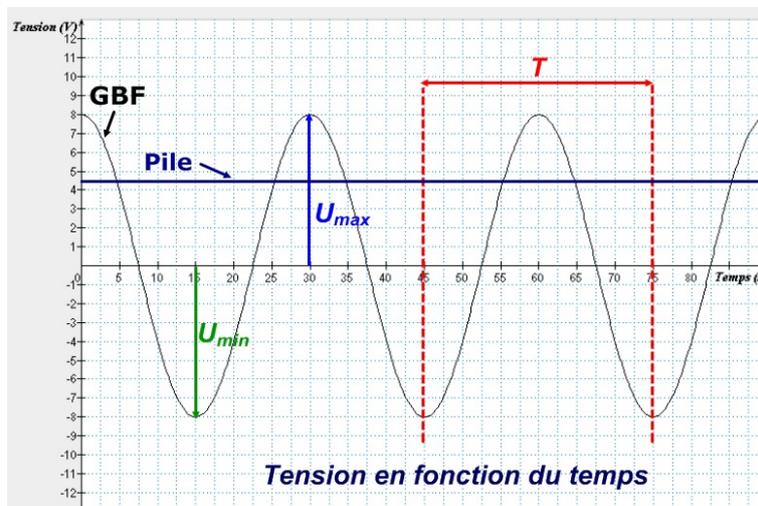
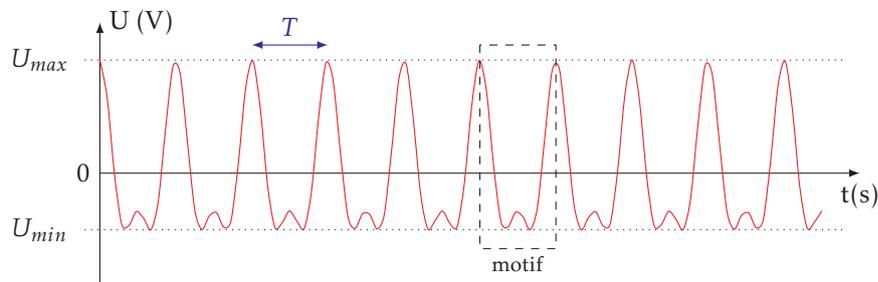
Définition

Un signal périodique est le résultat d'une mesure d'un phénomène périodique à l'aide d'un capteur.

Cette mesure est souvent une tension exprimée en volt (V).

Un signal périodique possède donc un "motif" qui se répète identique à lui-même au cours du temps.

Exemple :



On obtient ce signal en réalisant une mesure à l'oscilloscope de tension générée par un GBF, une dynamo, et une pile.

Une tension variable $u(t)$ est une tension dont la valeur en volt varie au cours du temps. Lorsque la tension est variable et périodique, les variations se répètent identiques à elles mêmes au cours du temps.

La période $T(s)$ de la tension périodique, est la plus petite durée au bout de laquelle les variations se répètent identiques à elle-mêmes.

La fréquence de la tension périodique est l'inverse de la période T :

$$f = \frac{1}{T}$$

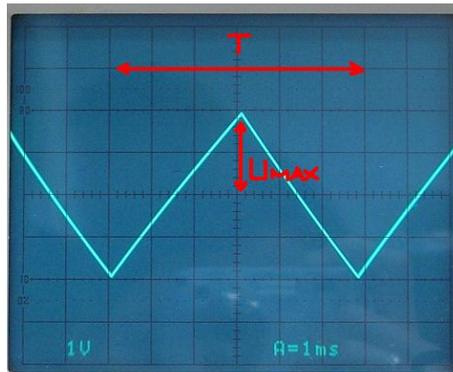
3 Tensions U_{max} et U_{min} d'une tension périodique

La **tension maximale** U_{max} est la plus grande valeur de tension que peut prendre la tension périodique $u(t)$ au cours du temps.

La **tension minimale** U_{min} est la plus petite valeur de tension que peut prendre la tension périodique $u(t)$ au cours du temps.

III Exemples d'application

1 Oscillogramme d'une tension triangulaire



Voici l'oscillogramme d'une tension triangulaire. On donne les échelles suivantes :

- échelle verticale ou calibre de tension : $C(tension) = 1 \text{ V/division}$

- échelle horizontale ou calibre de temps : $C(temps) = 1 \text{ ms/division}$

Cette tension est périodique car ses variations se répètent identique à elles mêmes.

Sa **période** correspond à $N = 4$ divisions donc

$$T = N \cdot C(temps) = 6 \times 1 = 6 \text{ ms}$$

$$T = 6 \times 10^{-3} \text{ s}$$

Sa **fréquence**

$$f = 1/T = 1/(6 \times 10^{-3}) = 166,7 \text{ Hz}$$

U_{max} représente $N = 2$ divisions vers le haut donc :

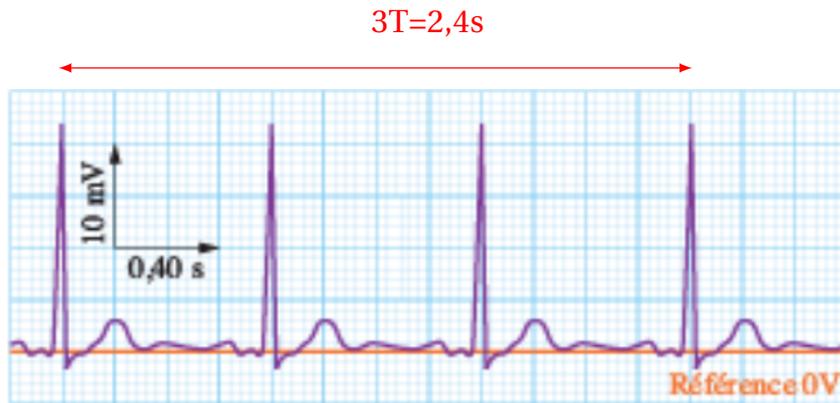
$$U_{max} = N \cdot C(tension) = 2 \times 1 = 2 \text{ V}$$

U_{min} représente $N = -2$ divisions vers le bas donc :

$$U_{min} = N \cdot C(tension) = -2 \times 1 = -2 \text{ V}$$

2 Le rythme cardiaque

Voici l'électrocardiogramme qui traduit l'activité électrique du cœur au cours du temps.



Pour améliorer la précision, il faut mesurer plusieurs périodes.

La fréquence en Hz n'étant pas très pratique ici, on lui préfère le rythme cardiaque exprimé en battements par minute.

Ici, $T = 2,4/3 = 0,80$ s ainsi $f = 1/T = 1,25$ Hz

Donc le rythme : $R = f \times 60 = 75$ batt/min

3 Echographie

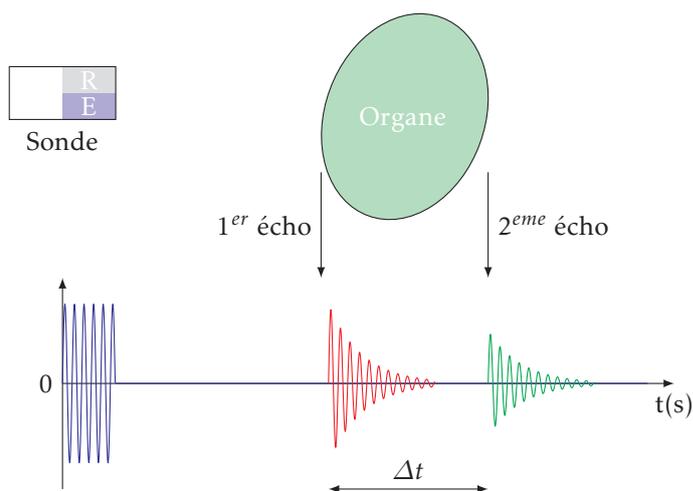
Propriété

Un émetteur et un récepteur d'ultrasons sont placés côte à côte. Les ultrasons émis par l'émetteur sont réfléchis par un obstacle puis captés par le récepteur.

Plus l'obstacle est dense, plus il renvoie les ultrasons.

Connaissant la célérité des ultrasons dans le milieu, il est possible d'en déduire la distance entre l'émetteur et l'obstacle.

Un ordinateur crée alors une image de l'obstacle.



Connaissant la durée Δt entre le premier écho et le deuxième et la célérité des ultrasons dans le milieu traversé, on peut déterminer la dimension de l'organe étudié.

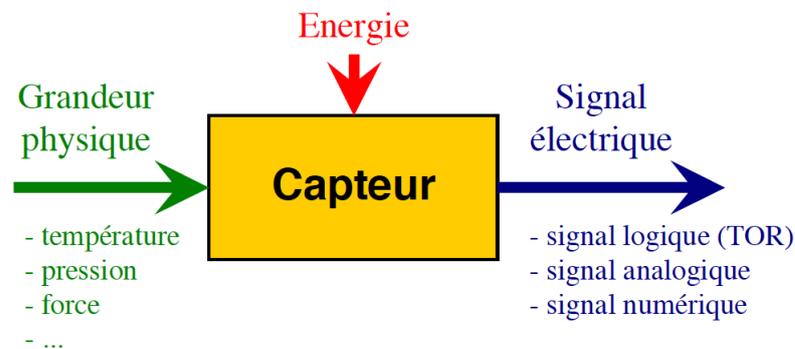
$$d = \frac{v_{US} \times \Delta t}{2}$$

Les capteurs électriques

I Définition et étalonnage d'un capteur

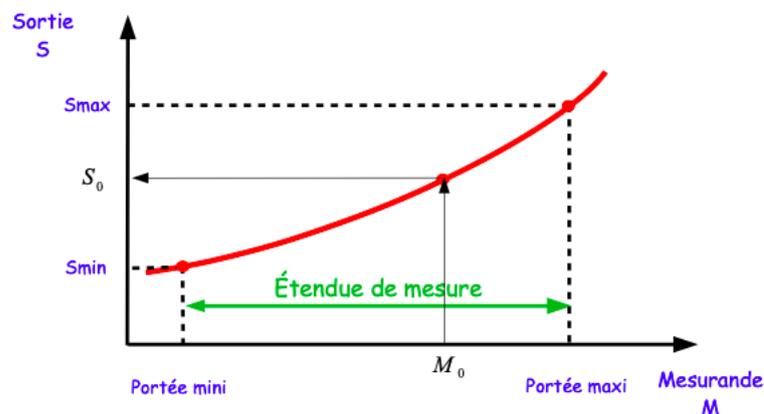
Définition

Un capteur électrique est un dispositif qui transforme une grandeur physique d'entrée appelée mesurande (température, position, pression, intensité lumineuse, etc.) en une grandeur de sortie électrique (souvent une tension) qui peut être intégrée dans une chaîne de traitement de du signal.



Définition

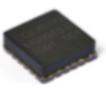
La courbe d'étalonnage du capteur est la courbe donnant l'évolution de la grandeur électrique caractéristique du capteur en fonction de la grandeur physique à laquelle le capteur est sensible.



II Exemples

Certains dipôles présentent la particularité d'avoir une résistance qui dépend d'une grandeur physique liée à son environnement : température, intensité lumineuse, pression, etc. Ce sont des capteurs résistifs largement utilisés dans des applications courantes.

	Nom	Grandeur mesurée	Grandeur en sortie
	Photorésistance	Lumière	Résistance
	Photodiode	Lumière	Tension / Courant
	Thermistance	Température	Résistance
	Thermocouple	Température	Tension
	Potentiomètre	Position	Résistance
	Jauge de contrainte	Déformation	Résistance

	Nom	Grandeur mesurée	Grandeur en sortie
	Capteur d'humidité capacitif	Humidité de l'air	Capacité
	Gyroscope	Vitesse angulaire	Tension
	Capteur à effet Hall	Champ magnétique	Tension
	Accéléromètre	Accélération	Tension

Par la suite, on utilise un microcontrôleur qui convertit la tension en sortie en un nombre qui sera ensuite traité par un programme informatique afin d'afficher la valeur X de la grandeur mesurée.