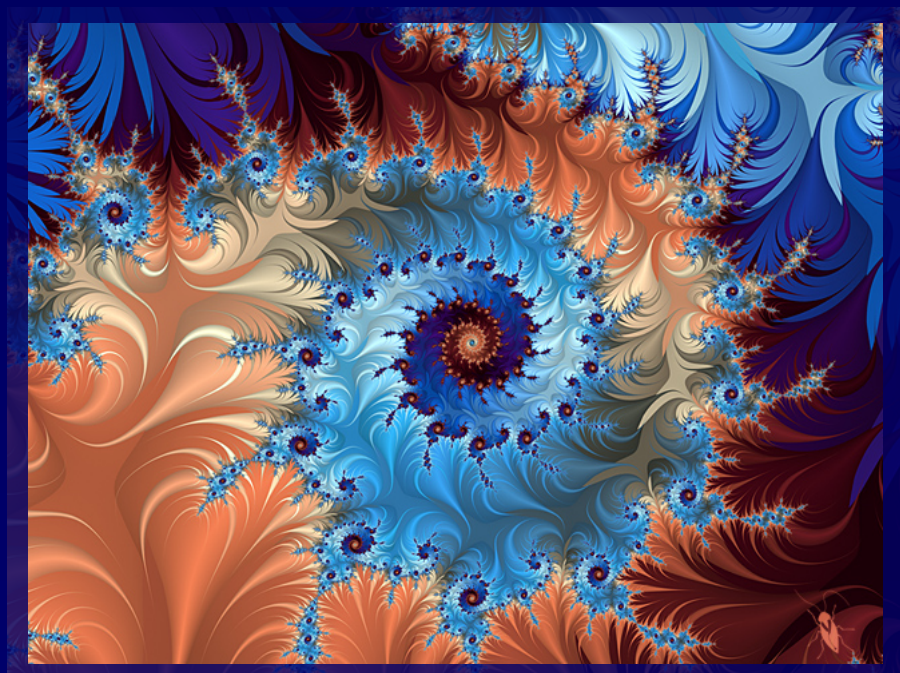


# **Cours de Première Spé**

**Pierre-Henry SUET**

**7 février 2021**



<b>1 Oxydoréduction</b>	<b>6</b>
<b>I Notions d'oxydants et réducteurs</b>	<b>6</b>
1 Définitions et exemples	6
2 Couple oxydant / réducteur (ou couple rédox)	6
<b>II Réaction d'oxydoréduction (ou réaction rédox)</b>	<b>7</b>
1 Demi-équations d'oxydoréduction	7
2 Les réactions d'oxydoréduction	7
<b>III Méthode d'écriture d'une demi-équation</b>	<b>7</b>
1 Exemples d'équations d'oxydoréduction.	8
a Dismutation de l'eau oxygénée. (peroxyde d'hydrogène)	8
b Dismutation des ions thiosulfate.	8
c Oxydation du peroxyde d'hydrogène par les ions permanganate.	8
<b>2 La mole</b>	<b>9</b>
<b>I Quantité de matière</b>	<b>9</b>
<b>II Masse molaire</b>	<b>10</b>
1 Masse molaire atomique	10
2 Masse molaire moléculaire	10
<b>III Calcul de quantité de matière</b>	<b>10</b>
1 Solide	10
2 Liquide	11
3 Gaz	11
4 Solution	12
a Concentration molaire	12
b Concentration massique	12
<b>3 Tableau d'avancement</b>	<b>13</b>
<b>I Rappel sur la transformation chimique</b>	<b>13</b>
1 Etat initial état final	13
2 L'équation chimique d'une réaction	13
<b>II Evolution des quantités de matière</b>	<b>13</b>
1 Avancement $x$ d'une réaction chimique	13
2 Tableau d'avancement d'une réaction chimique	14
3 Quantité de matière à l'instant $t$	14
4 Avancement maximal d'une réaction chimique	14
5 Cas d'un mélange stœchiométrique	15
<b>III Concentration d'une espèce colorée</b>	<b>15</b>
1 Absorbance d'une solution colorée	15
2 Spectre d'absorption	15
3 Doser par étalonnage	16
4 Loi de Beer-Lambert	17
<b>4 Cohésion de la matière</b>	<b>18</b>
<b>I Les états de la matière</b>	<b>18</b>
1 Etats gazeux, liquide et solide	18
2 Solides ioniques et moléculaires	18
<b>II Les molécules polaires</b>	<b>19</b>
1 Polarité d'une liaison et dipôle électrique	19
2 Polarité d'une molécule	19
<b>III Cohésion des solides</b>	<b>21</b>
1 Les solides ioniques	21
2 Les solides moléculaires	21
a Les interactions de Van der Waals	21
b La liaison hydrogène	22
<b>IV La dissolution</b>	<b>23</b>
1 Dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire	23

a	Dissolution d'un solide ionique dans l'eau	23
b	Equation d'une réaction de dissolution dans l'eau	23
2	Dissolution d'un solide moléculaire dans un solvant	23
a	Dissolution d'un solide moléculaire polaire	23
b	Dissolution d'un solide moléculaire apolaire	24
V	Effets des transferts thermiques	24

## 5 Composés organiques . . . . . 25

I	Rappel : Les chaînes carbonnées	25
II	Les alcools	25
1	Comment reconnaître un alcool ?	25
2	Les 3 classes d'alcool	26
III	Aldéhyde et cétone	26
1	Différence entre aldéhyde et cétone	26
2	Règles de nomenclature des aldéhydes et cétones	27
IV	Les acides carboxyliques	28
1	Définition d'un acide carboxylique	28
2	Nomenclature des acides carboxyliques	28
3	Propriétés chimiques des acides carboxyliques	28
a	Les acides carboxyliques sont-ils solubles dans l'eau ?	28
b	Pourquoi qualifier d'acide les acides carboxyliques ?	28
V	Groupes caractéristiques	29

## 6 Synthèse chimique . . . . . 30

I	Stratégie	30
II	Analyse de l'espèce chimique synthétisée	32
1	Chromatographie sur couche mince	32
2	Spectroscopie Infrarouge	33

## 7 Interactions fondamentales et champs . . . . . 38

I	Interactions	38
1	Interaction forte	38
2	Interaction faible	38
3	Interaction électromagnétique	38
4	Interaction gravitationnelle	38
II	Champ scalaire, champ vectoriel	39
III	Champ magnétique	39
1	Qu'est-ce qu'un champ magnétique ?	39
2	Sources de champ magnétique	40
a	Un courant	40
b	Les aimants	40
c	Le noyau externe de la Terre	40
3	Champ électrostatique	41
a	Force subie par une charge ponctuelle dans un champ $\vec{E}$	41
b	Champ $\vec{E}$ dans un condensateur plan	41
IV	Champs de gravitation et de pesanteur	42
1	Force subie par une masse ponctuelle dans un champ $\vec{G}$	42
2	Champ de pesanteur	42

## 8 Combustions . . . . . 43

I	Réactions de combustion	43
1	Equation de combustion	43
2	Application à la mesure de la masse de CO <sub>2</sub> produit.	43
II	Energie d'une combustion	44
1	Energie libérée lors d'une combustion	44
2	Stockage et conversion de l'énergie chimique	44

<b>9 La pression</b> .....	<b>45</b>
<b>I Description d'un gaz</b> .....	<b>45</b>
1 A l'échelle microscopique .....	45
2 Description d'un gaz à l'échelle macroscopique .....	45
<b>II Notion de pression</b> .....	<b>46</b>
1 Mise en évidence des forces pressantes .....	46
2 Définition .....	47
3 La pression atmosphérique .....	48
4 Mesure de la pression d'un gaz .....	49
<b>III Température et agitation thermique</b> .....	<b>49</b>
1 De quoi dépend la température d'un corps ? .....	49
2 Appareils de mesure de température .....	49
3 Echelles de température .....	49
<b>IV Relation entre pression et volume</b> .....	<b>50</b>
1 Cas des gaz .....	50
a : Equation d'état des gaz parfaits .....	50
b Loi de Boyle-Mariotte .....	50
2 Cas des liquides : Relation entre pression $P$ et profondeur $h$ .....	50
<b>V Application au sport</b> .....	<b>51</b>
1 La plongée .....	51
2 En altitude .....	52
<b>10 Aspect énergétique des phénomènes électriques</b> .....	<b>53</b>
<b>I Charges électriques et intensité électrique</b> .....	<b>53</b>
<b>II Générateur de tension continue</b> .....	<b>53</b>
1 Générateur idéal de tension continue .....	53
2 Générateur réel de tension continue .....	53
<b>III Puissance et énergie</b> .....	<b>54</b>
<b>IV Conversion d'énergie et rendement</b> .....	<b>55</b>
<b>V Bilan de puissance</b> .....	<b>55</b>
<b>11 Aspect énergétique des phénomènes mécaniques</b> .....	<b>56</b>
<b>I Energie cinétique et travail</b> .....	<b>56</b>
1 Énergie cinétique .....	56
2 Travail d'une force constante .....	56
3 Théorème de l'énergie cinétique .....	56
<b>II Forces conservatives et énergie potentielle</b> .....	<b>57</b>
<b>III Energie mécanique</b> .....	<b>57</b>
<b>IV Forces non conservatives</b> .....	<b>58</b>
<b>12 Les ondes dans la matière</b> .....	<b>59</b>
<b>I Qu'est-ce qu'une onde mécanique progressive ?</b> .....	<b>59</b>
<b>II Caractéristiques des ondes progressives périodiques</b> .....	<b>59</b>
<b>13 Vision et images</b> .....	<b>61</b>
<b>I La lentille convergente</b> .....	<b>61</b>
1 Définition .....	61
2 Points et rayons particuliers pour une lentille convergente .....	61
a Centre optique $O$ .....	61
b Foyers principaux objet $F$ et image $F'$ .....	62
c Plans focaux .....	62
3 Distance focale image $f'$ et vergence $V$ .....	62
<b>II Image et objet</b> .....	<b>63</b>
1 Définition .....	63
2 Construction graphique de l'image $A'B'$ d'un objet $AB$ .....	63

3	Relations de conjugaison et de grandissement . . . . .	63
4	Caractéristiques de l'image observée . . . . .	64

**14 Vision et couleurs** . . . . . **65**

<b>I</b>	<b>Vision des couleurs et synthèse additive des couleurs</b> . . . . .	<b>65</b>
1	La perception des couleurs par l'œil . . . . .	65
2	Obtention des couleurs par synthèse additive . . . . .	66
<b>II</b>	<b>Couleurs des objets et synthèse soustractive des couleurs</b> . . . . .	<b>67</b>
1	Diffusion, absorption, transmission . . . . .	67
2	Synthèse soustractive . . . . .	67
3	La couleur perçue des objets . . . . .	68

**15 Modèle ondulatoire et particulaire de la lumière** . . . . . **69**

<b>I</b>	<b>Ondes électromagnétiques</b> . . . . .	<b>69</b>
<b>II</b>	<b>Photon</b> . . . . .	<b>70</b>
<b>III</b>	<b>Quantification des niveaux d'énergie</b> . . . . .	<b>70</b>
1	Emission d'un photon/déexcitation . . . . .	70
2	Interprétation énergétique des spectres atomiques . . . . .	71
3	Interprétation énergétique du spectre d'absorption . . . . .	72

## Oxydoréduction

### I Notions d'oxydants et réducteurs

#### 1 Définitions et exemples

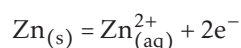
##### Les réducteurs

###### Définition

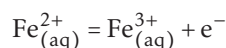
Un réducteur est une espèce susceptible de donner un ou plusieurs électron(s).

Par exemple :

Le zinc est un réducteur car il est capable de donner deux électrons en donnant l'ion zinc (II).



L'ion fer (II) est un réducteur car il est capable de donner un électron en donnant l'ion fer (III).



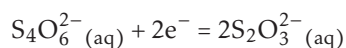
##### Les oxydants

###### Définition

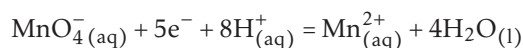
Un oxydant est une espèce susceptible de capter un ou plusieurs électron(s).

Par exemple :

L'ion tétrathionate ( $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}{}_{(aq)}$ ) est un oxydant car il est capable de capter deux électrons en donnant l'ion thiosulfate ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}{}_{(aq)}$ ).



L'ion permanganate ( $\text{MnO}_4^{-}{}_{(aq)}$ ) est un oxydant en milieu acide car il est capable de capter cinq électrons en donnant l'ion manganèse (II) ( $\text{Mn}^{2+}{}_{(aq)}$ ).



##### Remarques :

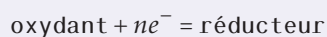
Les écritures précédentes sont appelées demi-équations d'oxydoréduction (ou demi-équations redox).

L'écriture correcte de ces demi-équations redox est fondée sur les lois de conservation des éléments d'une part et de la charge électrique d'autre part. La méthode est détaillée ensuite ...

#### 2 Couple oxydant / réducteur (ou couple redox)

###### Définition

Un couple oxydant / réducteur est l'ensemble formé par un oxydant et un réducteur qui se correspondent dans la même demi-équation redox.



Couple Oxydant / Réducteur	Demi-équation rédox
$H_{(aq)}^+ / H_{2(g)}$	$2H_{(aq)}^+ + 2e^- = H_{2(g)}$
$M_{(aq)}^{n+} / M_{(s)}$	$M_{(aq)}^{n+} + ne^- = M_{(s)}$
$Fe_{(aq)}^{3+} / Fe_{(aq)}^{2+}$	$Fe_{(aq)}^{3+} + e^- = Fe_{(aq)}^{2+}$
$MnO_{4(aq)}^- / Mn_{(aq)}^{2+}$	$MnO_{4(aq)}^- + 5e^- + 8H_{(aq)}^+ = Mn_{(aq)}^{2+} + 4H_2O_{(l)}$
$I_{2(aq)} / I_{(aq)}^-$	$I_{2(aq)} + 2e^- = 2I_{(aq)}^-$
$S_4O_{6(aq)}^{2-} / S_2O_{3(aq)}^{2-}$	$S_4O_{6(aq)}^{2-} + 2e^- = 2S_2O_{3(aq)}^{2-}$

Les principaux oxydants sont les corps simples correspondant aux éléments situés à droite du tableau périodique des éléments ( $O_2$ ,  $Cl_2$  etc...).

Les principaux réducteurs sont les métaux, en particulier ceux de la colonne I (métaux alcalins) et de la colonne II (métaux alcalino-terreux).

## II Réaction d'oxydoréduction (ou réaction rédox)

### 1 Demi-équations d'oxydoréduction

L'écriture des demi-équations rédox est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques.

- La conservation de la charge électrique est assurée par les électrons.
- La conservation des éléments nécessite, le cas échéant, l'intervention de l'oxygène (on le trouve dans l'eau  $H_2O$  pour les solutions aqueuses) et/ou des ions  $H_{(aq)}^+$  ou  $H_3O_{(aq)}^+$  (pour certaines réactions qui ont lieu en milieu acide).

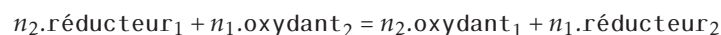
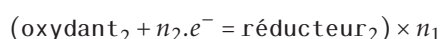
### 2 Les réactions d'oxydoréduction

#### Définition

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples rédox. Elle consiste en un transfert d'électrons du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.

Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple. Par conséquent il n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction.

On écrira :



## III Méthode d'écriture d'une demi-équation

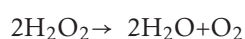
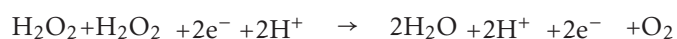
- Écrire la formule chimique de l'oxydant.
- Lui ajouter des électrons  $e^-$
- Écrire la double flèche en laissant de la place.  $\rightleftharpoons$
- Écrire la formule chimique du réducteur.
- Équilibrer les éléments chimiques.

- N'ajouter que  $H^+$  ou  $H_2O$  pour équilibrer.
- Équilibrer les charges électriques.

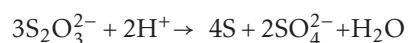
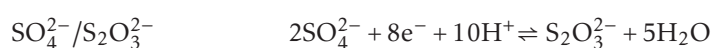
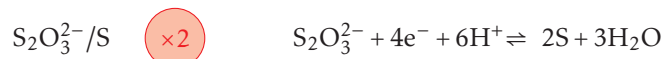
## 1 Exemples d'équations d'oxydoréduction.

### a Dismutation de l'eau oxygénée. (peroxyde d'hydrogène)

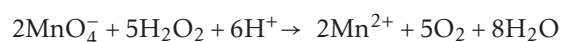
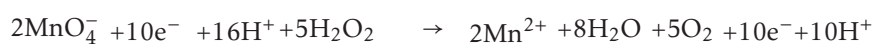
C'est la réaction de l'eau oxygénée avec elle-même :



### b Dismutation des ions thiosulfate.



### c Oxydation du peroxyde d'hydrogène par les ions permanganate.





### 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.

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

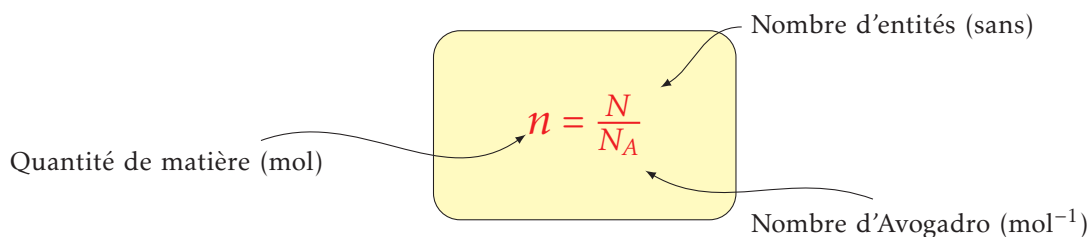
#### Définition

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  $\text{H}_2\text{O}$  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  $M(\text{O})$  :

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

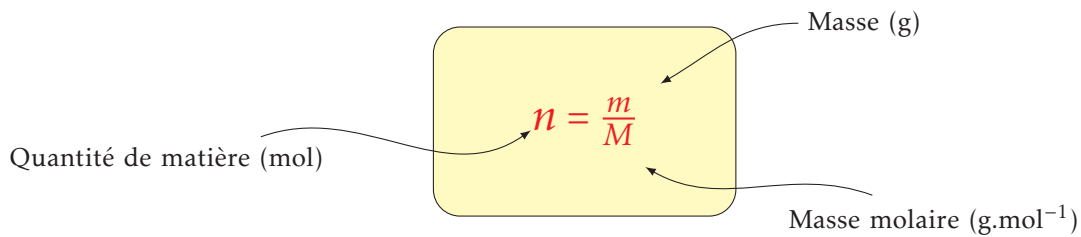
Quelle est la masse molaire moléculaire de l'espèce chimique de formule brute  $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_6$  ?

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

## III Calcul de quantité de matière

### 1 Solide

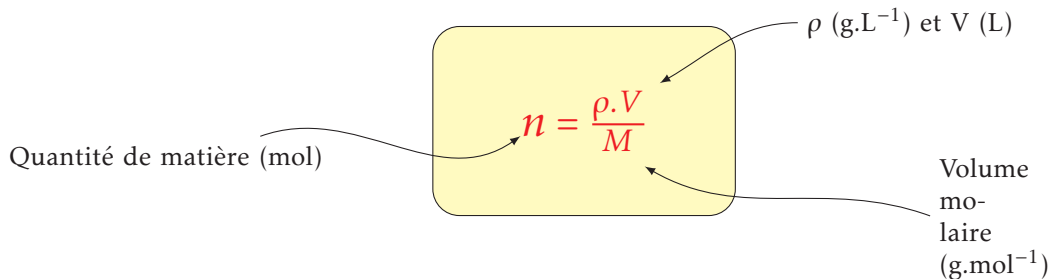
Cette relation permet de prélever un nombre voulu de moles d'une substance sous forme solide, souvent en poudre.



- $n$  : 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 ( $\text{g.mol}^{-1}$ ).

## 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.

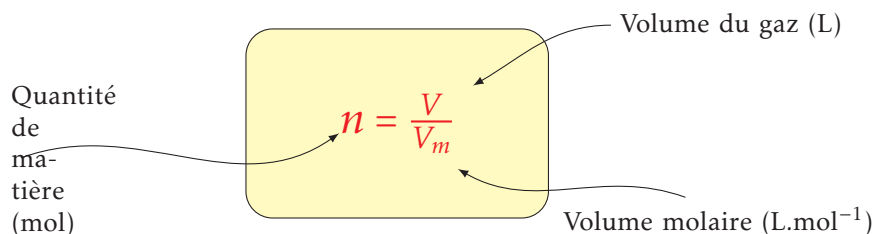


Avec :

- $n$  : la quantité de matière exprimée en moles (mol) ;
- $\rho$  : la masse volumique exprimée en grammes par litre ( $\text{g.L}^{-1}$ ) ;
- $V$  : 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 ( $\text{g.mol}^{-1}$ ).

## 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 ( $\text{L.mol}^{-1}$ ).

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  $0^\circ\text{C}$  et  $24,789\ 598\ \text{dm}^3/\text{mol}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

## 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  $C = \frac{n}{V}$  inside a yellow rounded rectangle. Three arrows point from external labels to the variables in the formula: 'Concentration molaire (mol.L<sup>-1</sup>)' 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<sup>-1</sup>);
- $n$  : 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  $C_m = \frac{m}{V}$  inside a yellow rounded rectangle. Three arrows point from external labels to the variables in the formula: 'Concentration massique (g.L<sup>-1</sup>)' points to ' $C_m$ ', 'Masse de soluté (g)' points to ' $m$ ', and 'Volume de solution (L)' points to ' $V$ '.

## Tableau d'avancement

### I Rappel sur la transformation chimique

#### 1 Etat initial état final

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles, sur lesquelles porte une étude particulière. 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.

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.

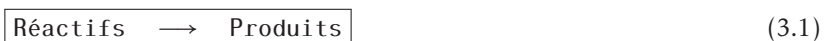
Les espèces introduites à l'état initial sont appelées "réactifs", les espèces obtenues après la transformation, à l'état final sont appelés "produits"

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

#### 2 L'équation chimique d'une réaction

##### La réaction chimique :

Elle modélise la transformation chimique subie par un système. Elle ne fait intervenir que les réactifs et les produits de la transformation et pas les espèces chimiques spectatrices. L'équation chimique décrit l'évolution d'un système dans lequel se déroule une réaction chimique. Les réactifs et les produits y sont représentés par leur formule : les réactifs à gauche de la flèche, les produits à droite.



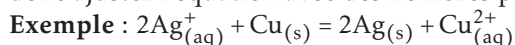
Considérons une réaction dont l'équation bilan s'écrit :



$\nu_A$ ,  $\nu_B$ ,  $\nu_C$  et  $\nu_D$  sont les coefficients stoechiométriques qui sont généralement des entiers naturels.

Lorsque la réaction progresse, les réactifs de départ disparaissent alors que les produits se forment en respectant la stoechiométrie de la réaction, c'est-à-dire les proportions indiquées par les coefficients de l'équation bilan.

Au cours d'une transformation chimique, il y a conservation des éléments et de la charge électrique : il faudra donc ajuster l'équation avec des nombres placés devant les symboles, appelés nombres stoechiométriques :



**Remarque :** les espèces chimiques présentes dans le système, qui ne réagissent pas, n'interviennent pas dans l'écriture de l'équation. ( $\text{NO}_3^-$ )

### II Evolution des quantités de matière

#### 1 Avancement $x$ d'une réaction chimique

Afin de décrire l'évolution d'un système chimique subissant une transformation chimique, on utilise un outil : l'avancement de la transformation noté  $x$ . L'avancement  $x$  s'exprime en mole ; il permet de déterminer les quantités de réactifs transformés et les quantités de produits formés. L'avancement  $x$  varie au cours de

l'évolution du système chimique : il vaut  $x = 0$  mol à l'état initial et atteint sa valeur maximale  $x_{max}$  à l'état final.

La conservation de la matière permet d'exprimer les quantités de matière de tous les réactifs et de tous les produits de la transformation en fonction de l'avancement  $x$ .

**Exemple :**  $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ = 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$

Lorsque l'avancement est égal à  $x$  alors :

Il est apparu  $2x$  mole d'argent et  $x$  mol d'ions cuivre

Il a disparu  $x$  mole de cuivre et  $2x$  mole d'ions argent

## 2 Tableau d'avancement d'une réaction chimique

Il permet de visualiser l'évolution du système chimique.

- **1ère ligne du tableau :** on écrit l'équation chimique ajustée
- **2ème ligne du tableau :** décrit l'état initial, l'avancement vaut 0
- **3ème ligne du tableau :** décrit l'état du système au cours de la transformation pour un avancement  $x(t)$  donné à n'importe quel instant  $t$ .
- **4ème ligne du tableau :** décrit l'état final du système chimique, l'avancement vaut  $x_{max}$ .

Tableau d'avancement

	Avancement	$\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$			
état initial	0				
état intermédiaire	$x$				
état final	$x_{max}$				

## 3 Quantité de matière à l'instant $t$

Connaissant  $x(t)$ , le tableau d'avancement permet de calculer les quantités de matière de réactifs et produits à l'instant considéré.

Reprenons le tableau d'avancement à l'instant  $t = 1$  minute, l'avancement vaut par exemple  $x = 0,5$  mol. Par conséquent les quantités de matière des réactifs et produits sont :

$$n(\text{CH}_4) = 2 - x(t) = 2 - 0,5 = 1,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = 4 - 2.x(t) = 4 \times 0,5 = 3,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = x(t) = 0,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2.x(t) = 2 \times 0,5 = 1 \text{ mol}$$

## 4 Avancement maximal d'une réaction chimique

L'avancement maximal  $x_{max}$  permet de connaître l'état final d'un système. Il correspond à la disparition du réactif limitant. Le ou les autres réactifs sont alors en excès. L'avancement maximal est la plus petite valeur de  $x$  pour laquelle la quantité de l'un des réactifs est nulle.

**Exemple :**

Tableau d'avancement

	Avancement	$\text{Cu}^{2+}$	+	$\text{OH}^-$	= $\text{Cu}(\text{OH})_2$
état initial	0	$n_o(\text{Cu}^{2+}) = 3.10^{-3}$		$n_o(\text{OH}^-) = 9.10^{-4}$	
état intermédiaire	$x$	$3.10^{-3} - x(t)$		$9.10^{-4} - 2x$	
état final	$x_{max}$	$3.10^{-3} - x_{max}$		$9.10^{-4} - 2x_{max}$	

**Calcul de  $x_{max}$  :**

Soit les ions  $\text{Cu}^{2+}$  sont le réactif limitant alors :

$$n_o(\text{Cu}^{2+}) - x_{max} = 3.10^{-3} - x_{max} = 0 \text{ soit } x_{max} = 3.10^{-3} \text{ mol}$$

Soit les ions  $\text{HO}^-$  sont le réactif limitant alors :

$$n_o(\text{HO}^-) - 2x_{max} = 9.10^{-4} - 2x_{max} = 0 \text{ soit } x_{max} = 4,5.10^{-4} \text{ mol.}$$

Lorsque le calcul donne deux résultats différents, on prend la plus petite valeur de  $x_{max}$ .

$$x_{max} = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Le réactif limitant est l'ion  $\text{HO}^-$ , le réactif en excès est l'ion  $\text{Cu}^{2+}$ .

A l'état final, les quantités de matière sont :

$$n_o(\text{Cu}^{2+}) - x_{max} = 25,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_o(\text{HO}^-) - 2x_{max} = 0$$

$$x_{max} = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

## 5 Cas d'un mélange stœchiométrique

Lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions indiquées par les nombres stœchiométriques de l'équation chimique, on dit que le mélange est stœchiométrique. A l'état final tous les réactifs sont consommés. Il n'y a pas de réactif en excès. On trouve la même valeur de  $x_{max}$  pour chaque réactif.

**Exemple :**

Tableau d'avancement

	Avancement	$\text{CH}_4$	+	$2\text{O}_2$	=	$\text{CO}_2$	+	$2\text{H}_2\text{O}$
état initial	0	2		4		0		0
état intermédiaire	$x(t)$	$2 - x(t)$		$4 - 2x(t)$		$x(t)$		$2x(t)$
état final	$x_{max}$	$2 - x_{max}$		$4 - 2x_{max}$				

Calcul de  $x_{max}$  :  $x_{max} = 2 \text{ mol}$

## III Concentration d'une espèce colorée

### 1 Absorbance d'une solution colorée

Une solution colorée absorbe une partie du spectre de la lumière blanche. La couleur de la solution provient de la de l'addition des radiations non absorbées.

**Exemple :**



On interpose entre une source de lumière blanche et un écran une solution violette de permanganate de potassium. Le spectre obtenu est appelé spectre de bande d'absorption. Il montre que la solution absorbe des radiations allant du vert à l'orange. La solution de permanganate laisse passer les radiations violettes, bleues, jaunes et rouges, l'œil voit la solution violette.

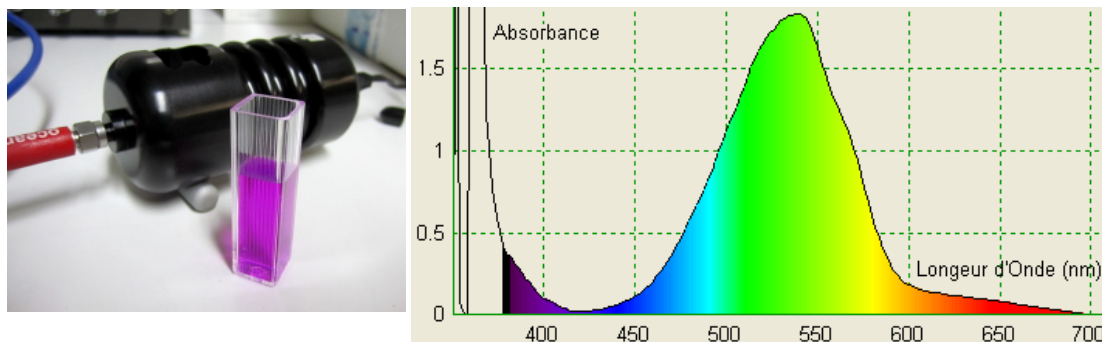
**Remarque :**

Si la solution n'absorbe que dans un seul domaine de couleur (violet, bleu, vert, jaune, etc..) sa couleur est complémentaire de celle des radiations absorbées. Par exemple, si une solution n'absorbe que le bleu, sa couleur est jaune.

### 2 Spectre d'absorption

Une radiation lumineuse monochromatique de longueur d'onde  $\lambda$  traverse une cuve contenant une solution colorée par une espèce chimique. Une partie du rayonnement est absorbée. L'absorbance pour cette longueur

d'onde est notée  $A$  qui est une grandeur sans dimension. Le spectre d'absorption est le graphe de l'absorbance en fonction de la longueur d'onde. Il est obtenu avec un appareil appelé spectrophotomètre. Pour réaliser des mesures d'absorbance, on règle le spectrophotomètre sur la valeur de longueur d'onde correspondant au maximum d'absorption notée  $\lambda_{max}$ .



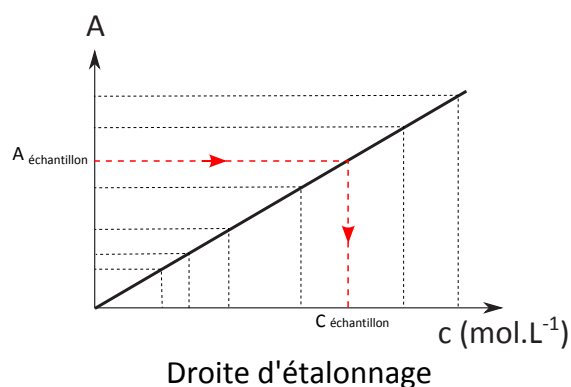
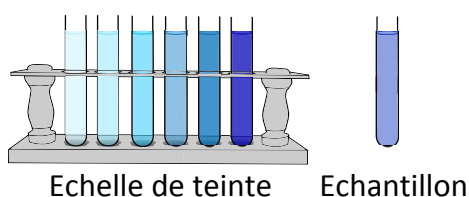
L'absorbance d'une solution de permanganate de potassium est maximale pour une longueur d'onde qui correspond à une radiation dont la couleur (**verte**) est complémentaire de celle de la solution (**magenta**).

### 3 Doser par étalonnage

Un dosage, contrairement à un titrage, est une méthode non destructive : cela signifie que l'on détermine la concentration de la solution sans l'altérer.

Le principe est le suivant :

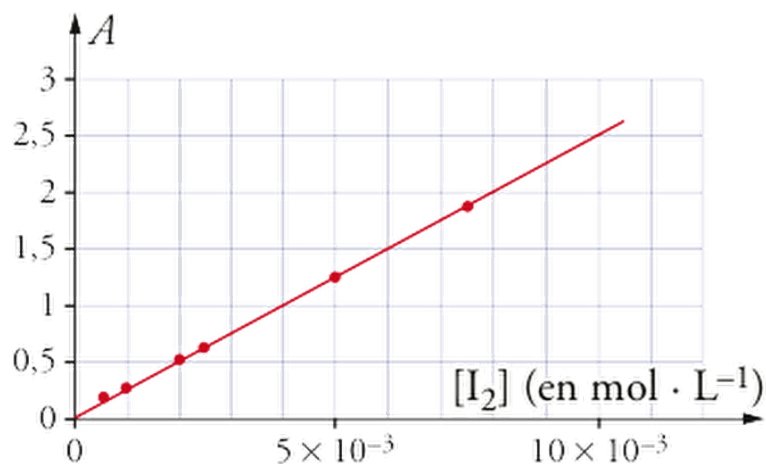
- On réalise, à partir d'une solution mère de l'espèce à doser, une échelle de teinte en diluant successivement la solution mère pour obtenir des solutions filles de différentes couleurs (donc de différentes concentrations connues).
- On mesure l'absorbance des différentes solutions filles, à la longueur d'onde qui correspond au maximum d'absorption de l'espèce chimique colorée (par exemple, on choisira une "longueur d'onde jaune" pour une solution de sulfate de cuivre bleue).
- On trace la droite d'étalonnage  $A = f(C)$  où  $A$  est l'absorbance des solutions filles et  $c$  leur concentration molaire. Ici, on sait qu'il s'agit d'une droite car il y a proportionnalité entre  $A$  et  $c$  (mais il existe des courbes d'étalonnage non droites dans d'autres cas).
- Enfin, on mesure l'absorbance de la solution échantillon à doser, et on utilise la droite d'étalonnage pour trouver sa concentration.





Pour réaliser des mesures d'absorbance, on règle le spectrophotomètre sur la valeur de longueur d'onde correspondant au maximum d'absorption. La longueur d'onde est notée  $\lambda_{max}$ . On fait varier la concentration  $C$  de la solution et on mesure pour chacune la valeur de son absorbance  $A$ . On reporte les valeurs sur un tableau puis on trace la courbe d'étalonnage  $A = f(C)$ . La courbe obtenue est appelée courbe d'étalonnage  $A = f(C)$ .

**Exemple** : courbe d'étalonnage de l'absorbance d'une solution jaune de diiode  $I_2$  en fonction de sa concentration  $[I_2]$ .



On remarque que la courbe est une droite qui passe par l'origine. Par conséquent l'absorbance est proportionnelle à la concentration de l'espèce colorante.

$$A = k.C \quad (3.3)$$

La courbe d'étalonnage permet, connaissant l'absorbance d'une solution de déterminer sa concentration.

#### 4 Loi de Beer-Lambert

Pour des concentrations faibles, l'absorbance d'une solution est proportionnelle à la concentration de l'espèce chimique qui colore la solution. La relation entre l'absorbance et la concentration, constitue la loi de Beer-Lambert.

À une longueur d'onde donnée  $\lambda$ , l'absorbance  $A$  d'un mélange de  $n$  espèces absorbantes est la somme des absorbances individuelles :

$$A = \sum_{i=1}^n A_i(\varepsilon_{\lambda,i}, \ell, C_i) \quad (3.4)$$

$\varepsilon_{\lambda,i}$  coefficient d'absorption molaire qui dépend de la nature de l'espèce dissoute, de la température, et de la longueur d'onde ; unité :  $m^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot L$

$\ell$  : longueur de solution traversée, unité : m

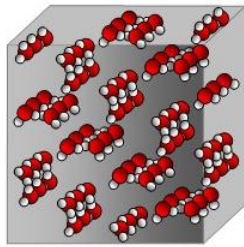
$C_i$  ( $mol \cdot L^{-1}$ ) : concentration de la solution

La loi de Beer Lambert permet de doser (déterminer la concentration) d'une espèce chimique en solution.

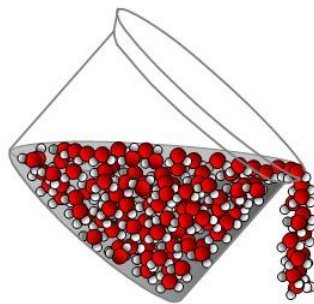
## Cohésion de la matière

### I Les états de la matière

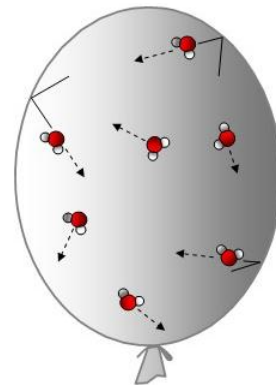
#### 1 Etats gazeux, liquide et solide



SOLIDE



LIQUIDE



GAZ

#### Définition

L'**état gazeux** est caractérisé par des molécules ou des ions très éloignés les uns des autres, c'est-à-dire que la distance les séparant est très supérieure à leur taille et en mouvement constant.

#### Définition

L'**état liquide** est caractérisé par des molécules ou des ions en contact les uns des autres et en mouvement constant.

#### Définition

L'**état solide** est caractérisé par des molécules ou des ions en contact les uns des autres, dans un empilement régulier et en vibration constante autour d'une position d'équilibre.

#### 2 Solides ioniques et moléculaires

#### Définition

Un **solide ionique** (ou cristal ionique) est un empilement régulier d'anions et de cations dans l'espace. Il est électriquement neutre. Sa formule, dite formule statistique, indique la nature et la proportion des ions présents.

**Exemple** : Le solide ionique chlorure de sodium  $\text{NaCl}$  (s) est constitué d'ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$

## Définition

Un **solide moléculaire** est un empilement régulier de molécules dans l'espace.

**Exemple :** Le diiode  $I_2$  (s) est constitué de molécules de diiode  $I_2$ .

## II Les molécules polaires

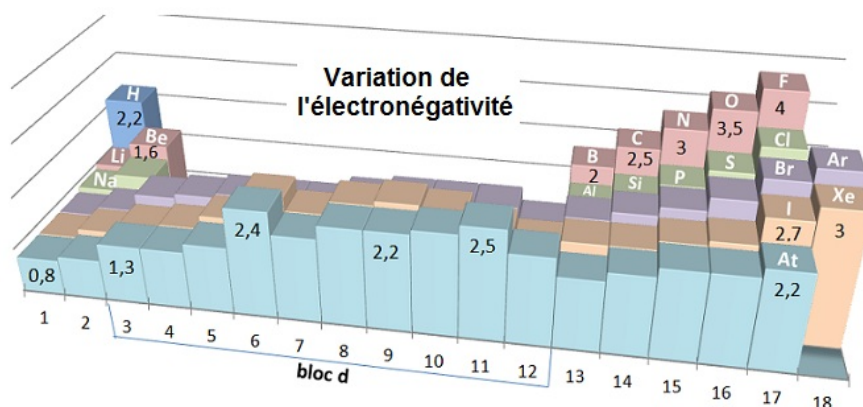
### 1 Polarité d'une liaison et dipôle électrique

Dans les solides moléculaires, les atomes sont liés par des liaisons covalentes. Lorsque les deux atomes sont identiques, la paire d'électrons formant la liaison est répartie de manière symétrique entre les deux atomes. Cependant, certains atomes ont plus ou moins tendance à attirer les électrons de la liaison covalente à eux : on dit que ces atomes sont plus électronégatifs.

Dans ce cas, le doublet d'électron n'est pas localisé entre les deux atomes mais il est plus fortement attiré par un atome que par l'autre : Il se forme alors un dipôle électrique : c'est un ensemble de deux charges électriques  $q$ , égales et de signes contraires, placées à une distance fixe l'un de l'autre. La liaison est alors appelée liaison covalente polarisée.

L'électronégativité varie avec la place d'un élément dans la classification périodique.

- Sur une ligne, de gauche à droite, l'électronégativité augmente.
- Sur une colonne, de bas en haut, l'électronégativité augmente.



Le fluor (F) est l'élément le plus électronégatif et le césium (Cs) est l'élément le moins électronégatif.

Une liaison est polarisée si les deux atomes ont des électronégativités différentes. Plus la différence d'électronégativité est importante, plus la liaison est polarisée.

### 2 Polarité d'une molécule

Une molécule diatomique constituée de deux atomes identiques est apolaire.


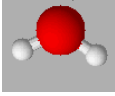
Une molécule diatomique constituée de deux atomes différents est polaire.

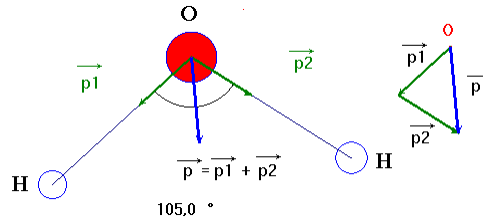
Une molécule polyatomique est polaire :

- si elle présente une liaison polarisée.
- et si le barycentre de ses charges négatives n'est pas confondu avec celui de ses charges positives.


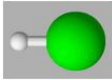
**Exemples :**

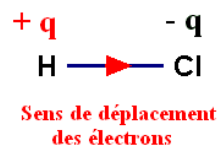
- La molécule de chlorure d'hydrogène :  $H_2O$  :

Représentation de Lewis	Caractéristiques géométriques
	 $d_{H-O} \approx 96 \text{ pm}$ Molécule coudée, $\alpha \approx 105^\circ$



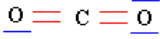
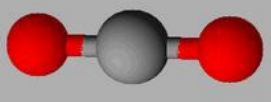
- La molécule de chlorure d'hydrogène :  $H - Cl$  :

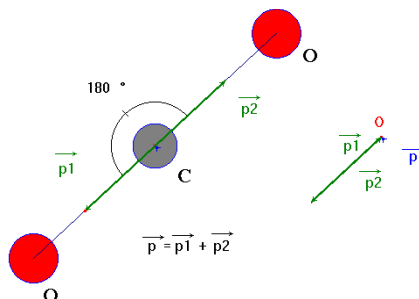
Représentation de Lewis	Caractéristiques géométriques
	 $d_{H-Cl} \approx 127 \text{ pm}$



Il apparaît donc deux pôles électriques différents et distincts aux extrémités de la liaison  $H - Cl$ . On dit que cette liaison est polarisée. Il en résulte que la molécule  $HCl$  présente un caractère dipolaire.

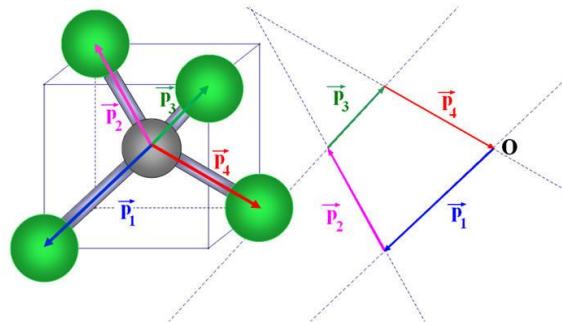
- La molécule de dioxyde de carbone :

Représentation de Lewis	Caractéristiques géométriques
	 $d_{C=O} \approx 116 \text{ pm}$ Molécule linéaire



Ici, les deux liaisons sont polarisées mais les deux barycentres sont confondus, la molécule est apolaire.

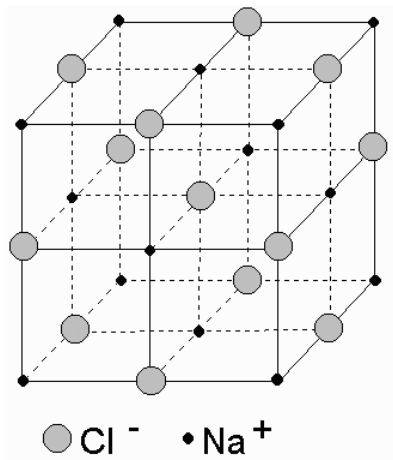
- La molécule de tétrachlorure de carbone  $\text{CCl}_4$ , ci-contre, est apolaire bien que la liaison C - Cl soit polarisée. Cette particularité est liée à la géométrie de la molécule. L'atome de carbone est au centre d'un tétraèdre régulier dont les atomes de chlore occupent les sommets. La somme vectorielle de tous les moments dipolaires est nulle.



### III Cohésion des solides

#### 1 Les solides ioniques

Dans un cristal ionique, chaque ion s'entoure d'ions de signes opposés. La cohésion des solides ioniques est assurée par une interaction électrostatique selon la loi de Coulomb. L'empilement des ions est tel que les attractions électriques entre anions et cations soient maximales et les répulsions entre ions de même charge minimales. Les ions d'un solide ionique étant fixes, il est un isolant électrique.



#### 2 Les solides moléculaires

La cohésion des solides moléculaires est assurée par deux types d'interactions intermoléculaires :

- les interactions de Van der Waals ;
- les liaisons hydrogène.

##### a Les interactions de Van der Waals

###### Définition

Les interactions de Van der Waals sont des interactions entre dipôles électriques.

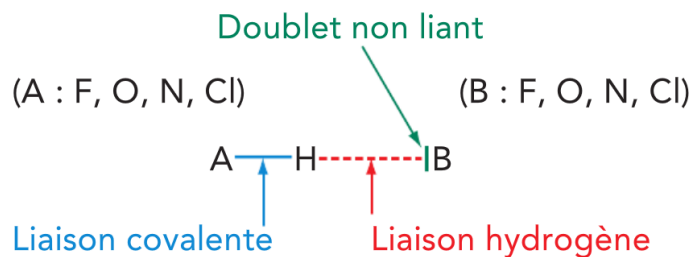
**Exemple :**

- Molécule de I - Cl : dipôle permanent
- Molécule de I<sub>2</sub> : dipôle instantané

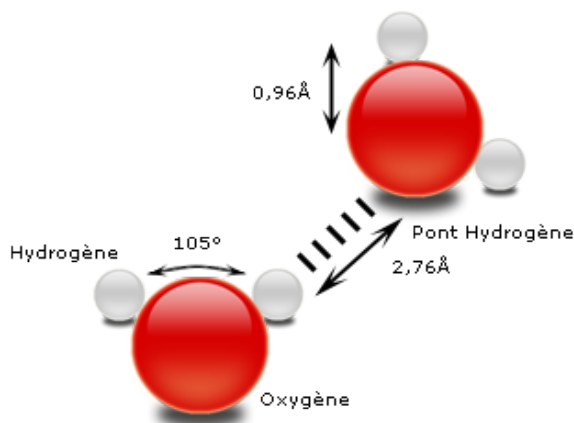
**b La liaison hydrogène**

**Définition**

Une liaison hydrogène se forme lorsqu'un atome d'hydrogène, lié à un atome A très électronégatif, interagit avec un atome B, également très électronégatif et porteur d'un doublet non liant (O, N, Cl, F). Cette liaison est notée en pointillé et les trois atomes concernés sont alignés.



Ex : Liaison hydrogène entre deux molécules d'eau :



La liaison hydrogène correspond, ici, à une interaction électrostatique entre l'atome d'hydrogène, qui porte un excès de charge partielle positive, et le doublet non liant d'un atome d'oxygène.

**Remarques :**

Les liaisons hydrogènes sont plus intenses que les liaisons de Van der Waals mais beaucoup moins intense qu'une liaison covalente. Les interactions qui assurent la cohésion des solides moléculaires sont plus faibles que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques

## IV La dissolution

### 1 Dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire

#### a Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

##### Etape 1 : dissociation du solide ionique

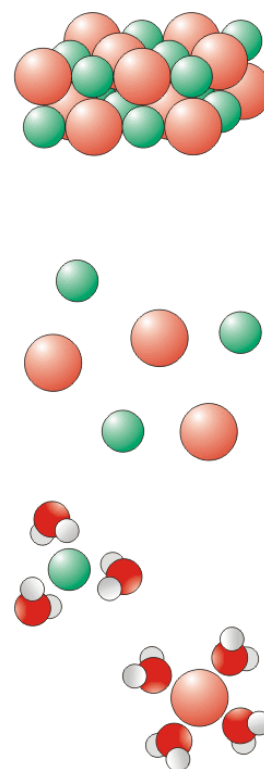
Un cristal ionique, constitué d'ions liés par des forces électrostatiques (1er schéma), en étant en contact avec l'eau commence à se dissoudre. Pour nous, à l'œil nu, il semble "disparaître" dans l'eau. En fait, le cristal est en cours de destruction : les ions sont séparés les uns des autres par le solvant. Ils se libèrent dans le liquide, chacun de leur côté : ils sont trop petits pour être visibles individuellement (2ème schéma).

##### Etape 2 : hydratation (ou solvation) des ions

La molécule d'eau étant polarisée, elle s'associe aux ions positifs par son côté Oxygène, "négatif", et aux ions négatifs par ses côtés Hydrogène, "positif". Cela s'appelle l'hydratation (3ème schéma). Ils peuvent s'entourer de deux à dix molécules d'eau.

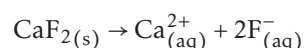
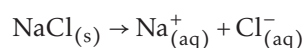
##### Etape 3 : dispersion des ions

Sous l'effet de l'agitation thermique, les ions hydratés s'éloignent peu à peu les uns des autres. Ils se dispersent dans le solvant.



#### b Equation d'une réaction de dissolution dans l'eau

Lors de la mise en solution aqueuse du solide ionique, l'eau dont nous verrons les propriétés plus loin, détruit le cristal. On écrira provisoirement par exemple :



Les ions hydratés sont notés avec le symbole (aq) en indice.

**Remarque** : la solvation des ions se réalise dans tout solvant polaire (eau, éthanol, acétone, ...). Le chlorure de cobalt se dissout en colorant le solvant de deux façons différentes : rouge dans l'eau, bleu dans l'éthanol. En revanche les solides ioniques sont insolubles dans les solvants apolaires : cyclohexane, dichlorométhane, toluène ...

### 2 Dissolution d'un solide moléculaire dans un solvant

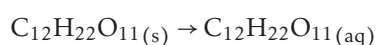
#### a Dissolution d'un solide moléculaire polaire

Pour s'en convaincre, il suffit de comprendre qu'il s'établit des interactions de Van der Waals entre les molécules du solvant et celles du soluté.

Ex : les molécules d'acétone (polaires) se dissolvent bien dans les molécules d'eau (polaires).

Parfois, il est nécessaire de former des liaisons hydrogène, entre les molécules du solvant et celles du soluté.

Ex : C'est le cas du saccharose (polaire) très soluble dans l'eau (polaire).



## b Dissolution d'un solide moléculaire apolaire

Ex : la molécule de diiode  $I_2$ , peu soluble dans l'eau, est très soluble dans le cyclohexane  $C_6H_6$ , solvant apolaire.

## V Effets des transferts thermiques

### Agitation thermique :

Les molécules ou les ions empilés dans un état solide ne sont pas rigoureusement immobiles. Ils sont animés d'un mouvement de vibration appelé agitation thermique. Une élévation de température est liée à une augmentation de l'agitation thermique des molécules ou des ions.

### Transfert thermique et température :

Lorsque deux corps de températures différentes sont mis en contact, le corps le plus froid reçoit de l'énergie du corps le plus chaud par un transfert thermique. Le transfert cesse quand les deux corps sont à la même température.

### Transfert thermique et changement d'état :

Lors d'un changement d'état, la température d'un corps pur reste constante. Si un corps pur reçoit de l'énergie par transfert thermique, alors il passe à un état moins ordonné (du solide au liquide puis au gaz) ; il cède de l'énergie dans le cas contraire (du gaz au liquide puis au solide)



## Composés organiques

### I Rappel : Les chaînes carbonnées

Nom	Formule semi-développée	Formule développée
Méthane	$CH_4$	<pre>       H         H — C — H               H           </pre>
Ethane	$CH_3 - CH_3$	<pre>       H   H             H — C — C — H                   H   H           </pre>
Propane	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	<pre>       H   H   H                 H — C — C — C — H                       H   H   H           </pre>
Butane	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	<pre>       H   H   H   H                     H — C — C — C — C — H                           H   H   H   H           </pre>

Les alcanes à chaîne linéaire sont constitués à partir de carbone tétragonal (lié à 4 autres atomes) et d'atomes d'hydrogène. Leur formule brute générale est  $C_nH_{2n+2}$ . Leur nom doit être connu car on va utiliser le préfixe pour nommer les composés oxygénés.

nom	Formule brute	Formule	Groupe alkyle
méthane	$CH_4$	$CH_3-$	méthyl
éthane	$C_2H_6$	$CH_3 - CH_2-$	éthyl
propane	$C_3H_8$	$CH_3 - CH_2 - CH_2-$	propyl
butane	$C_4H_{10}$	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2-$	butyl
pentane	$C_5H_{12}$	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2-$	pentyl

### II Les alcools

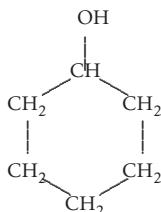
#### 1 Comment reconnaître un alcool ?

Nom	Formule brute	Groupe caractéristique
méthanol	$CH_4O$	hydroxyle -OH
propan-2-ol	$C_2H_6O$	hydroxyle -OH
2-méthylpropan-2-ol	$C_4H_{10}O$	hydroxyle -OH

Un alcool est caractérisé par un groupement hydroxyle -OH, lié à un carbone tétragonal (carbone lié à 4 autres atomes). Cet atome est appelé carbone fonctionnel. Le groupe hydroxyle est appelé le groupe caractéristique ou groupe fonctionnel des alcools. La formule brute générale des alcools saturés (liaison covalente simple entre les atomes de carbone et d'hydrogène) est  $C_nH_{2n+2}O$

**Remarque :** lorsque la chaîne carbonée contient des insaturations cette formule n'est plus valable donc il ne s'agit plus d'alcool.

 **Exercice :** le cyclohexanol est-t-il un alcool ?



formule brute  $C_6H_{12}O$

**Réponse :** non car sa formule brute n'est pas de la forme  $C_nH_{2n+2}O$

## 2 Les 3 classes d'alcool

Un alcool est primaire si le carbone fonctionnel est lié à 1, ou 0 atome de carbone Formule générale  $R-CH_2-OH$  ou  $(CH_2OH)$  (avec R, chaîne carbonée)

Un alcool est secondaire si le carbone fonctionnel est lié à 2 atomes de carbone Formule générale (R et R' chaîne carbonées)

Un alcool est tertiaire si le carbone fonctionnel est lié à 3 atomes de carbone. Formule générale (R, R' et R'' chaîne carbonées)

**Exemple :**

Nom	Classe d'alcool
pentan-2-ol	secondaire
2-methylpentan-2-ol	tertiaire
méthanol	primaire

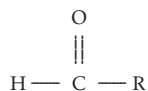
## III Aldéhyde et cétone

### 1 Différence entre aldéhyde et cétone

Nom	formule brute	groupe caractéristique
éthanal	$C_2H_4O$	groupe carbonyle
propanone	$C_3H_6O$	groupe carbonyle

Les aldéhydes et les cétones sont des composés oxygénés qui contiennent le groupe carbonyle. Ils sont appelés composés carbonylés. Le carbone fonctionnel est celui du groupe carbonyle. Il est trigonal (lié à 3 autres atomes) Les autres carbones sont tétragonaux (liés à 4 autres atomes). La formule brute générale des composés carbonylés est  $C_nH_{2n}O$ .

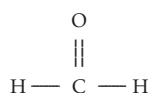
Un composé carbonyle dont le carbone fonctionnel est lié à au moins un atome d'hydrogène est un aldéhyde. Sa formule générale est :



Aldéhyde

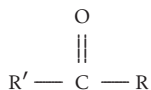
R : hydrogène ou chaîne carbonée

**Exemple** : le méthanal (appelé également formol)



Ethanal

Un composé carbonyle dont le carbone fonctionnel est lié à 2 atomes de carbone est une cétone. Sa formule générale est :



Cétone

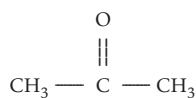
R et R' : chaîne carbonée

## 2 Règles de nomenclature des aldéhydes et cétones

Pour établir le nom des composés carbonyles que sont les aldéhydes et cétones

1. on recherche la chaîne la plus longue comportant l'atome de carbone fonctionnel
2. on numérote les atomes de carbone en minimisant l'indice du carbone fonctionnel
3. on repère les ramifications alkyle sur la chaîne principale, on écrit le numéro du carbone portant la ramification, puis un tiret et enfin le nom de la ramification avant le nom de la chaîne principale.
4. on remplace le e de l'alcane correspondant par la terminaison al pour les aldéhydes et one pour les cétones.

**Exemple** :

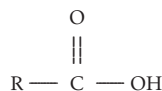


Diméthylcétone

## IV Les acides carboxyliques

### 1 Définition d'un acide carboxylique

Un acide carboxylique présente le groupe caractéristique carboxyle :



Acide carboxylique

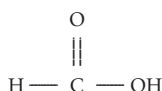
La formule générale des acides carboxyliques est : R - CO<sub>2</sub>H avec R : chaîne carbonée ou atome d'hydrogène. Le carbone fonctionnel est trigonal (lié à 3 autres atomes). La formule brute générale d'un acide carboxylique est : C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub>O<sub>2</sub>

### 2 Nomenclature des acides carboxyliques

Pour établir le nom des acides carboxyliques

1. on recherche la chaîne la plus longue comportant l'atome de carbone fonctionnel
2. on numérote les atomes de carbone en minimisant l'indice du carbone fonctionnel
3. on repère les ramifications alkyle sur la chaîne principale, on écrit le numéro du carbone portant la ramification, puis un tiret et enfin le nom de la ramification avant le nom de la chaîne principale.
4. Le nom du composé est précédé du mot acide. On remplace ensuite le "e" du nom de l'alcane correspondant par la terminaison "oïque".

**Exemple :**



Acide méthanoïque

### 3 Propriétés chimiques des acides carboxyliques

#### a Les acides carboxyliques sont-ils solubles dans l'eau ?

L'acide éthanoïque (10 % environ du vinaigre) est très soluble dans l'eau. Cette solubilité est due à l'établissement de liaison hydrogène entre les molécules d'eau (solvant polaire) et le groupe carboxyle. Le groupe carboxyle est hydrophile. En revanche, la chaîne carbonée de l'acide carboxylique est apolaire. Par conséquent elle est hydrophobe.

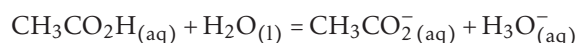
L'acide pentanoïque (CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>2</sub> - COOH) est-t-il plus soluble que l'acide éthanoïque ? Non car sa chaîne carbonée hydrophobe est plus longue que la chaîne carbonée de l'acide éthanoïque.

La solubilité des acides carboxyliques dans l'eau est due au groupe carboxyle qui est hydrophile. Ce groupe établit des liaisons hydrogène avec les molécules d'eau.

La solubilité des acides carboxyliques diminue lorsque la longueur de la chaîne carbonée augmente.

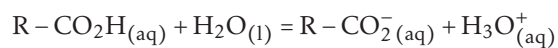
#### b Pourquoi qualifier d'acide les acides carboxyliques ?

L'acide éthanoïque réagit avec l'eau suivant l'équation chimique :



Il y a production d'ion oxonium (ou hydronium) H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. Par conséquent le milieu devient acide (pH < 7). La molécule d'acide s'ionise.

Le caractère acide d'une solution aqueuse d'acide carboxylique est dû à son ionisation au contact des molécules d'eau. Il y a production d'ions oxonium (ou hydronium)  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Le pH de la solution diminue.  
Equation chimique correspondante :



## V Groupes caractéristiques

Espèce	Formule générale	Nom
Alcool	$\text{R}-\text{OH}$	<i>R</i> -ol
Alcool I	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{H} \end{array}$	
Alcool I	$\begin{array}{c} \text{R}_2 \\   \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{H} \end{array}$	
Alcool III	$\begin{array}{c} \text{R}_2 \\   \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{R}_3 \end{array}$	
Aldéhyde	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	( <i>R</i> -C)-al
Cétone	$\begin{array}{c} \text{R} \\ / \\ \text{O}=\text{C} \\ \backslash \\ \text{R} \end{array}$	<i>R</i> -one
Acide carboxylique	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	Acide ( <i>R</i> -C)-oïque
Ester	$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}_1-\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}-\text{R}_2 \end{array}$	( <i>R</i> <sub>1</sub> -C)-oate de <i>R</i> <sub>2</sub> -yle
Anhydride d'acide	$\begin{array}{c} \text{R} \quad \text{O} \quad \text{R} \\ \backslash \quad / \quad \backslash \\ \text{C} \quad \text{O} \quad \text{C} \\    \quad    \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	Anhydride ( <i>R</i> -C)-oïque

## Synthèse chimique

Fabriquer une molécule est un peu comme construire un objet en Méccano ou en Lego !  
Il ne faut pas assembler les morceaux dans n'importe quel ordre ni au mauvais endroit.

Quelle stratégie le chimiste doit-il élaborer pour synthétiser une nouvelle molécule ?

### I Stratégie

1 Avant l'expérience :

Synthétiser une espèce chimique signifie la produire à partir de réactifs.

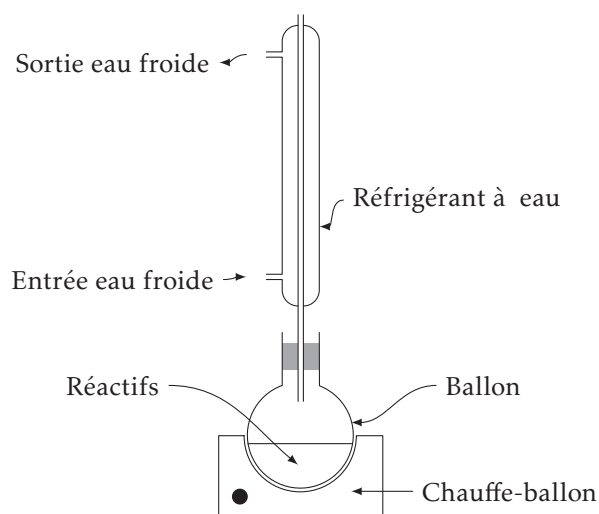
Pour cela il faut :

- choisir les **réactifs** ainsi que leur quantité de matière
- choisir un **solvant** dans lequel les réactifs ont une bonne solubilité.
- choisir un **catalyseur** pour accélérer la réaction chimique
- choisir les **bonnes conditions physiques** (température, pression, éclairage... de manière à obtenir un bon rendement au cours de la synthèse.
- **évaluer les risques** humains et environnementaux liés à la production.

Il faut ensuite évaluer le coût de la masse d'espèce produite.

2 Choix du montage :

Certaines réactions se font à froid, à pression atmosphérique, il suffit de mélanger les réactifs et d'utiliser le bon catalyseur. Lorsque la réaction nécessite un apport de chaleur (l'élévation de température catalyse la réaction) on peut utiliser un montage à reflux.



3 Isoler le produit voulu :

Lors d'une réaction, il peut rester une certaine quantité de réactifs qu'il faut séparer puis éliminer.

2 méthodes :

- la filtration sous vide La filtration d'un mélange liquide-solide s'effectue sous vide partiel.

Une fiole à vide munie d'un entonnoir Buchner permet d'effectuer la filtration.

Le solide (ou le liquide suivant l'espèce chimique produite) est ensuite récupéré.

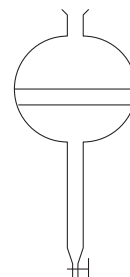
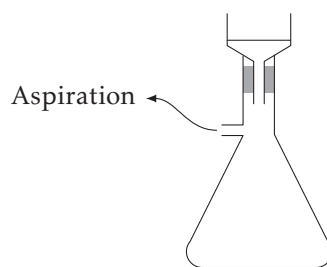
- l'extraction liquide-liquide

Considérons un mélange de 2 liquides A et B dans un solvant C.

On veut récupérer A et éliminer B.

On ajoute au mélange un autre solvant D dans lequel A est plus soluble que B.

A va se solubiliser préférentiellement dans D. Il suffira alors d'éliminer après décantation dans l'ampoule à décanter, le solvant C contenant l'impureté B.



#### 4 Purification :

L'opération de purification consiste à éliminer les impuretés dans un produit. Il existe 2 méthodes :

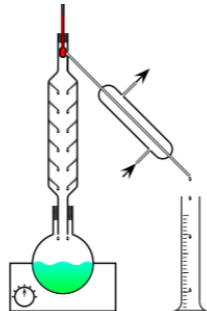
- La recristallisation

La technique de purification par recristallisation est utilisée pour les solides. Si le produit à obtenir A est mélangé avec une impureté B, on dissout l'ensemble dans un solvant à chaud.

Le produit A, moins soluble que les impuretés, se recristallise lorsque le mélange refroidit et les impuretés B restent en solution.

Il suffit d'éliminer le solvant par filtration et ne garder que les cristaux A.

- La distillation



Exemple :

le produit brut est constitué du produit A et d'impuretés B.

La température d'ébullition de A est  $T = 60\text{ }^{\circ}\text{C}$ , celle de B est de  $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Le produit A se volatilise en premier lorsque la température d'ébullition est de  $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Les vapeurs de A se liquéfient et sont récupérées dans l'erenmeyer. Les impuretés restent dans le ballon et sont ainsi séparées du produit A.

#### 5 Analyses

Une fois le produit A séparé puis purifié, il faut contrôler sa pureté et l'identifier.

Il existe plusieurs méthodes :

- Chaque espèce chimique pure à une **température de fusion** précise  $T_f$ .

Pour les solides, on mesure la température de fusion du produit obtenu sur un **banc Köfler**.

S'il fond à une température égale à  $T_f$ , le produit obtenu est pur.

- Pour les liquides, on mesure leur indice de réfraction  $n$  avec un **réfractomètre** ou leur température d'ébullition.

Son principe de fonctionnement repose sur la détermination de l'indice du liquide posé sur son prisme.

Cet indice dépend directement de la quantité de soluté présente dans la solution.

- Pour les solides et les liquides on effectue une **spectroscopie IR** ou une **RMN**

#### 6 Rendement :

On appelle rendement  $r$  d'une synthèse, le rapport entre la quantité de matière  $n_{exp}$  de produit formé expérimentalement sur la quantité de matière  $n_{th}$  obtenue si la réaction était totale ou encore la masse

$m_{exp}$  de produit obtenue expérimentalement sur la masse  $m_{th}$  de produit obtenue si la réaction était totale :

$$r = \frac{n_{exp}}{n_{th}} = \frac{m_{exp}}{m_{th}}$$

Si les produits formés sont sous forme gazeuse, le rendement  $r$  est égal au rapport du volume obtenu expérimentalement  $V_{exp}$  sur le volume  $V_{th}$  obtenu si la réaction était totale :

$$r = \frac{V_{exp}}{V_{th}}$$

Bien entendu le rendement doit être le plus grand possible !

## II Analyse de l'espèce chimique synthétisée

### 1 Chromatographie sur couche mince

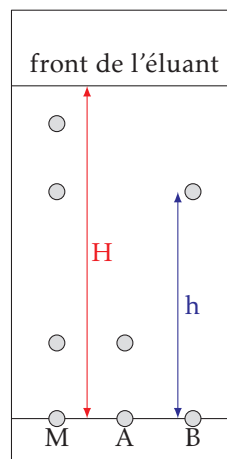
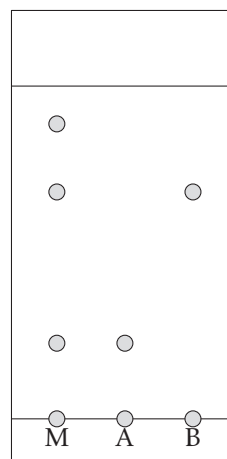
Une chromatographie sur couche mince (CCM) permet de séparer et d'identifier les différentes espèces chimiques présentes dans un mélange homogène.

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) ←

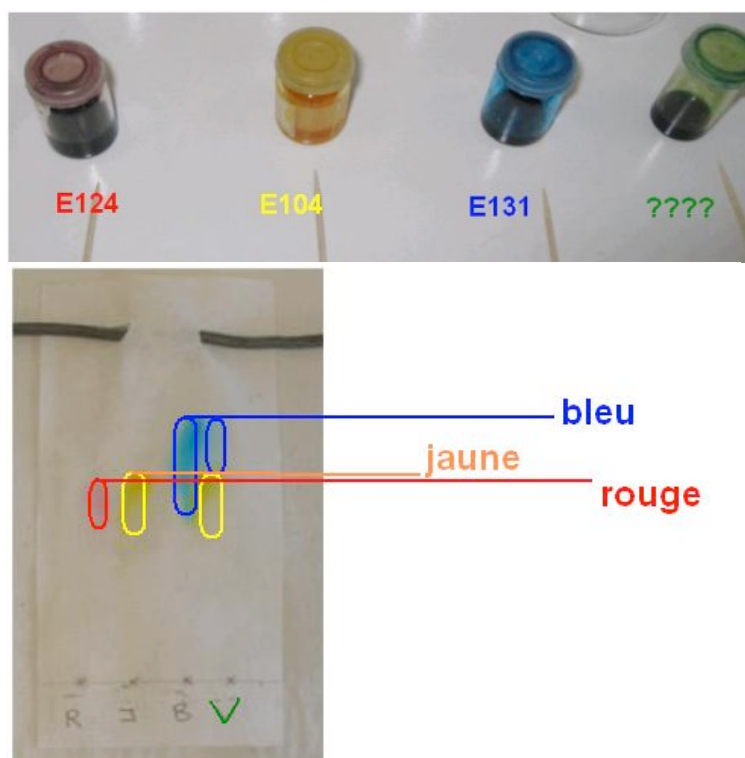
(cm) ←

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.

## 2 Spectroscopie Infrarouge

On se propose de développer, ici, une technique d'identification.

La spectroscopie infrarouge met en jeu des rayonnements de longueur d'onde comprise entre 2,5 et 16  $\mu\text{m}$ . La spectroscopie infrarouge exploite le fait que les molécules possèdent des fréquences spécifiques pour lesquelles elles tournent ou vibrent en correspondance avec des niveaux d'énergie discrets (modes vibratoires). L'absorption de ces radiations correspond à des transitions vibrationnelles : élongation ou déformation. Les fréquences de résonance peuvent être dans une première approche liées à la force de la liaison, et aux masses atomiques de terminaison. Donc, la fréquence des vibrations peut être associée à une liaison particulière. Ainsi, la spectroscopie infrarouge est un très puissant moyen de caractérisation pour identifier des groupements moléculaires et obtenir de nombreuses informations microscopiques sur leur conformation et leurs éventuelles interactions

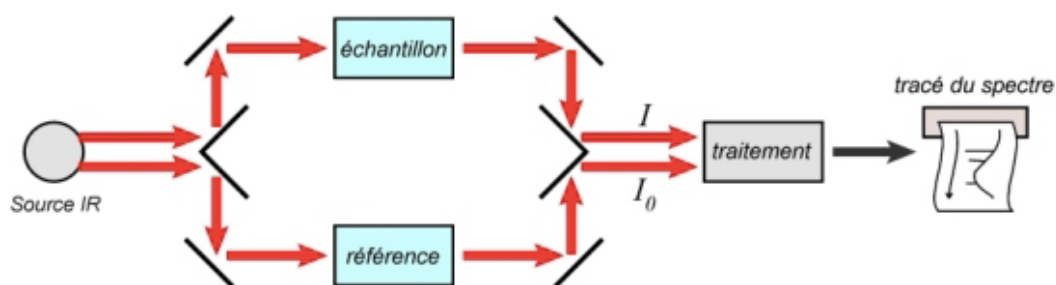
Les spectrophotomètres sont le plus souvent à transformée de Fourier car l'intensité lumineuse reçue est améliorée ainsi que le rapport signal/bruit de fond.

Ils comportent 5 parties :

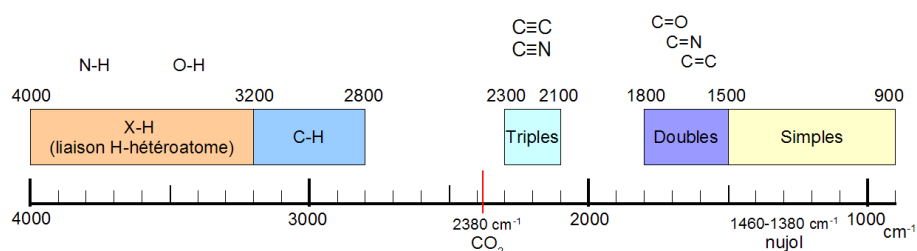
- la source IR
- l'interféromètre
- le compartiment à échantillon
- le détecteur
- l'enregistreur

Un spectre IR est constitué par la représentation en pourcentage de la transmission en fonction du nombre d'onde  $\sigma = \frac{1}{\lambda}$  exprimé en  $\text{cm}^{-1}$  (inverse de la longueur d'onde) sur un axe orienté sur la gauche. Les bandes d'absorption sont dirigées vers le bas. On distingue deux grandes régions.

La région 4000 - 1500  $\text{cm}^{-1}$  contient les bandes de vibration des principaux groupes caractéristiques. Ces bandes ou ces pics sont caractérisés par leur position, leur forme et leur largeur. Des tables fournissent le



nombre d'onde correspondant aux différentes fonctions et permettent leur identification. La région  $1500 - 600 \text{ cm}^{-1}$  est plus complexe et difficile à interpréter dite des "empreintes digitales". Il est en général difficile d'attribuer les pics observés à des groupes d'atomes précis. Elle ne sera pas prise en compte par la suite avec les élèves de terminale.



Les relations entre les bandes d'absorption et la structure moléculaire font l'objet d'une importante bibliographie permettant d'indexer les spectres.

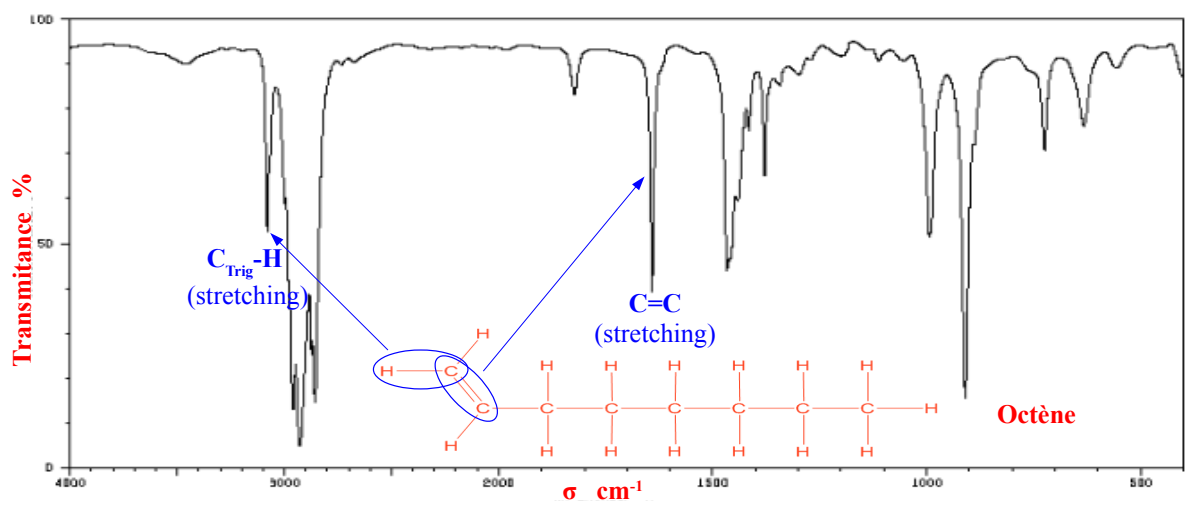
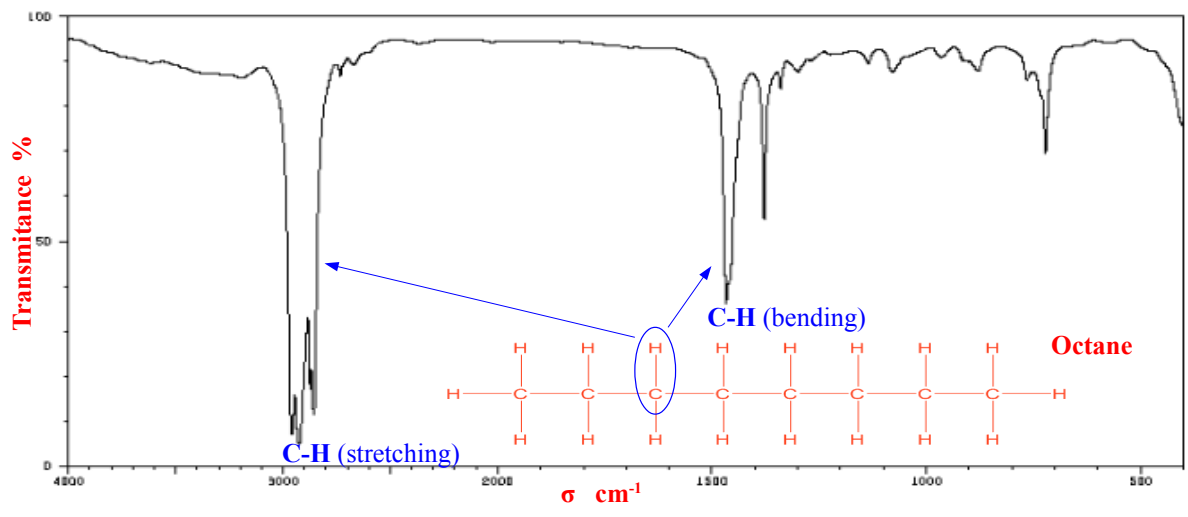
Table spectroscopique IR simplifiée :

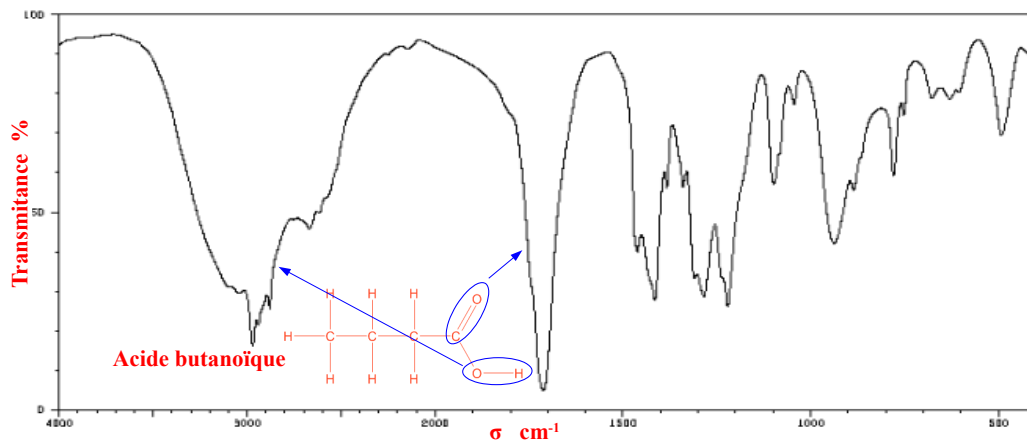
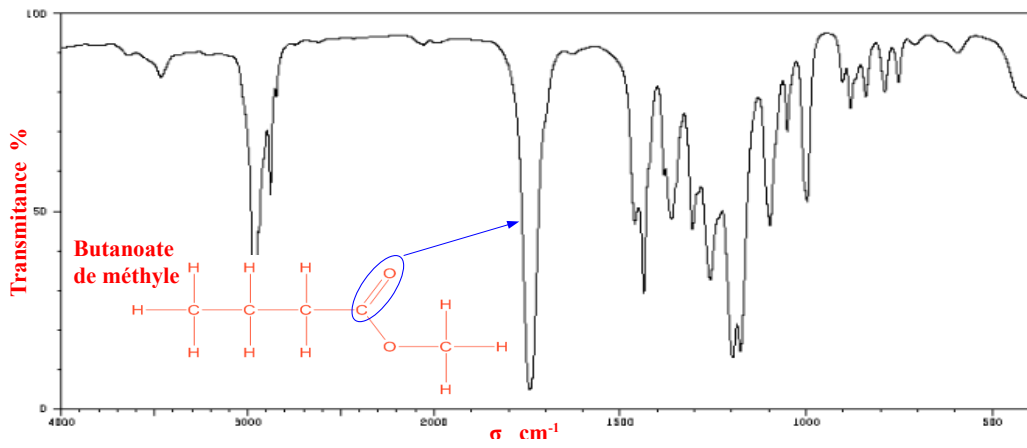
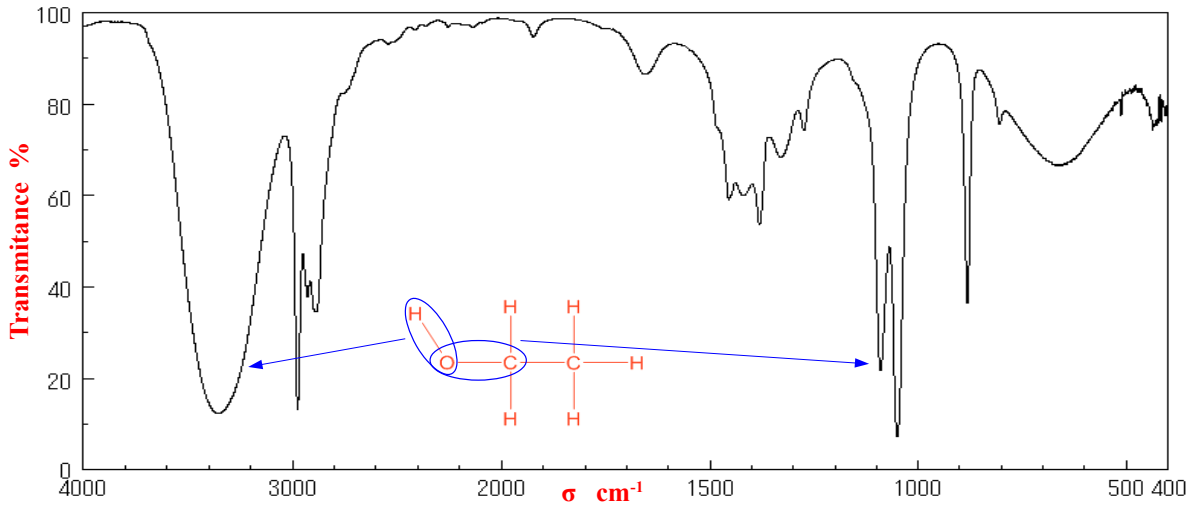
Liaison	Nombre d'onde ( $\text{cm}^{-1}$ )	Intensité
O-H alcool libre	3500 - 3700	forte, fine
O-H alcool lié	3200 - 3400	forte, large
O-H acide carboxylique	2500 - 3200	forte à moyenne, large
N-H amine	3100 - 3500	moyenne
N-H amide	3100 - 3500	forte
N-H amine ou amide	1560 - 1640	forte ou moyenne
C <sub>tri</sub> - H	3000 - 3100	moyenne
C <sub>tét</sub> - H	2800 - 3000	forte
C = O ester	1700 - 1740	forte
C = O amide	1650 - 1740	forte
C = O aldéhyde et cétone	1650 - 1730	forte
C = O acide	1680 - 1710	forte

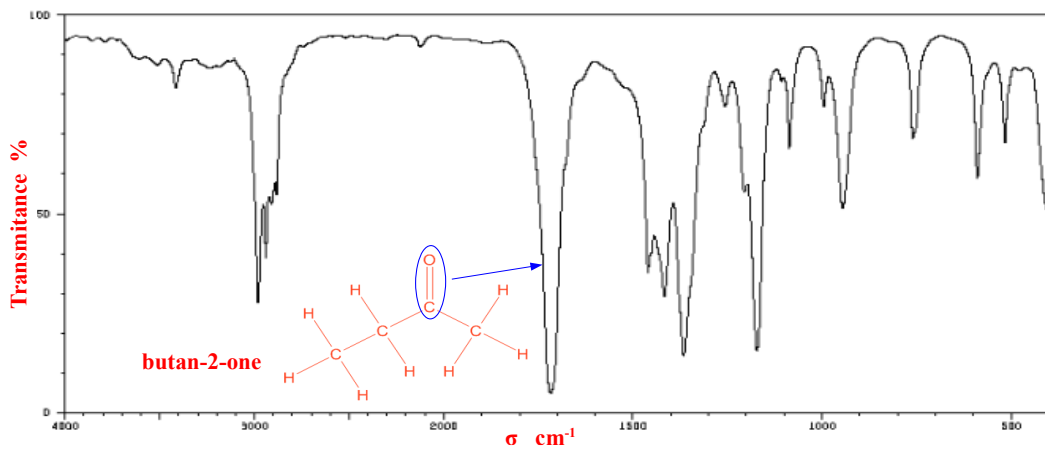
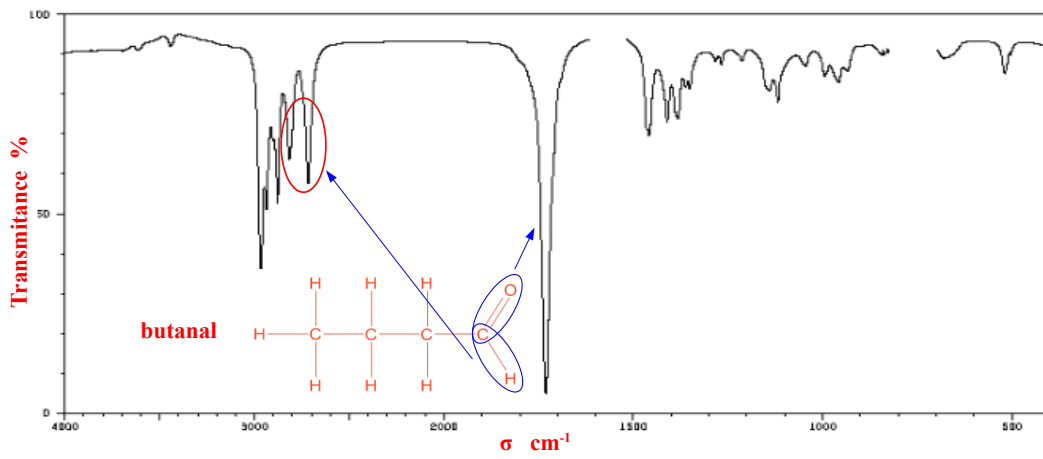
Remarque :

C<sub>tri</sub> signifie que l'atome de carbone est trigonal, c'est-à-dire relié à trois voisins.

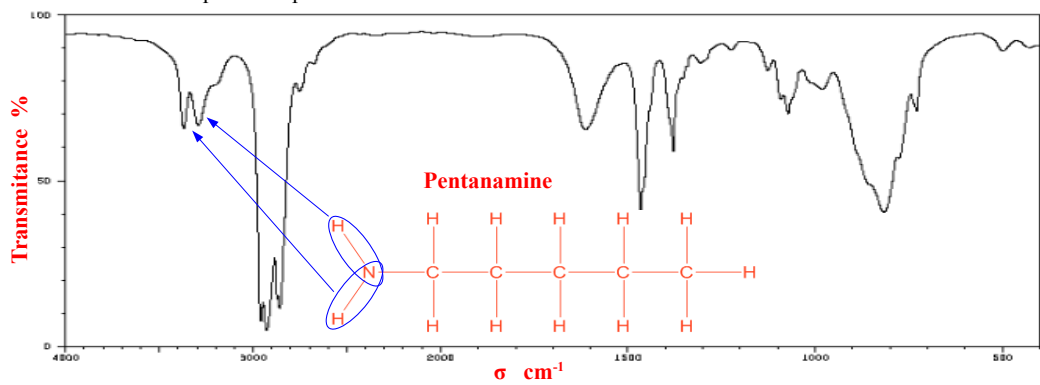
C<sub>tét</sub> signifie que l'atome de carbone est tétraédrique, c'est-à-dire relié à quatre voisins.







Voici ci-dessous le spectre de pentanamine.



## Interactions fondamentales et champs

### I Interactions

#### 1 Interaction forte

Cette interaction ne se manifeste qu'entre nucléons au cœur du noyau. Elle engendre des forces attractives d'une grande intensité lorsque deux nucléons sont suffisamment proches l'un de l'autre, mais devient insignifiante au-delà d'une distance de l'ordre de  $10^{-15}$  m.

#### 2 Interaction faible

L'interaction faible, tout comme l'interaction forte, ne se manifeste qu'à l'interaction du noyau. Comme son nom l'indique, son intensité est beaucoup moins grande que celle de l'interaction forte. Elle est en particulier à l'origine de la radiocativité.

#### 3 Interaction électromagnétique

Dès lors que deux corps sont porteurs d'une charge électrique, il existe entre eux une interaction électromagnétique, engendrant des forces d'origine électrique et des forces d'origine magnétique.

Si ces corps sont au repos, les forces d'origine magnétique sont nulles et l'on parlera alors d'interaction électrostatique (ou interaction électrique). Nous nous limiterons ici à ce cas particulier.

Dans le cas de deux charges ponctuelles, l'interaction électrostatique obéit à une loi énoncée par Coulomb en 1785 :

"Deux corps  $A$  et  $B$ , de charge  $q_A$  et  $q_B$ , considérés comme ponctuels et séparés par une distance  $d$ , sont soumis à une interaction répulsive si leurs charges sont de même signe, attractive si elles sont de signe opposés."

Les deux corps chargés  $A$  et  $B$  sont soumis à des forces électrostatiques qui ont la même droite d'action et la même intensité.

$$F_{A/B} = F_{B/A} = k \frac{|q_A||q_B|}{d^2}$$

où

$q_A$  et  $q_B$  en coulombs (C)

$d$  en mètres

$k$  en  $\text{N.m}^2.\text{C}^{-2}$

$k = 9,0 \times 10^9 \text{ N.m}^2.\text{C}^{-2}$

#### 4 Interaction gravitationnelle

L'interaction gravitationnelle est interaction attractive qui s'exerce entre deux corps en raison de leur masse : elle est donc universelle. Elle obéit à une loi énoncée par Newton en 1687.

"Deux corps  $A$  et  $B$ , de masse  $m_A$  et  $m_B$ , considérés comme ponctuels et séparés par une distance  $d$ , sont soumis à une interaction attractive."

Les deux corps  $A$  et  $B$  sont soumis à des forces gravitationnelles qui ont la même droite d'action et la même intensité.

$$F_{A/B} = F_{B/A} = G \frac{m_A m_B}{d^2}$$

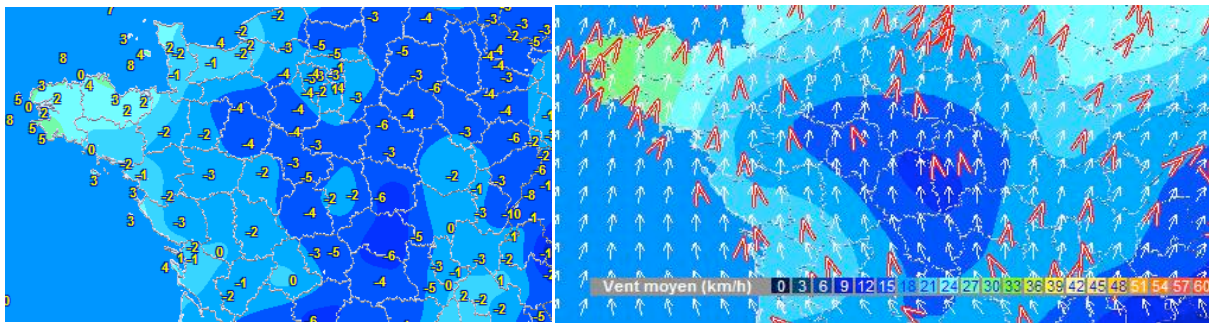
où

$m_A$  et  $m_B$  en kilogramme (kg)

$d$  en mètre (m)

$G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ N.m}^2.\text{kg}^{-2}$

## II Champ scalaire, champ vectoriel



### Définition

Un **champ** est la donnée, pour chaque point de l'espace, d'une grandeur physique, pouvant être **scalaire** (ex :  $P$ ,  $T$ ), ou **vectorielle** (ex : vitesse des particules dans un fluide, vecteur champ électrique).

Un champ dont la grandeur physique est la même dans une région de l'espace y est dit uniforme.

Une ligne en chaque point de laquelle la valeur d'un champ scalaire est la même est une ligne de ce champ.

Une ligne en chaque point tangente à un champ vectoriel est une ligne de ce champ.

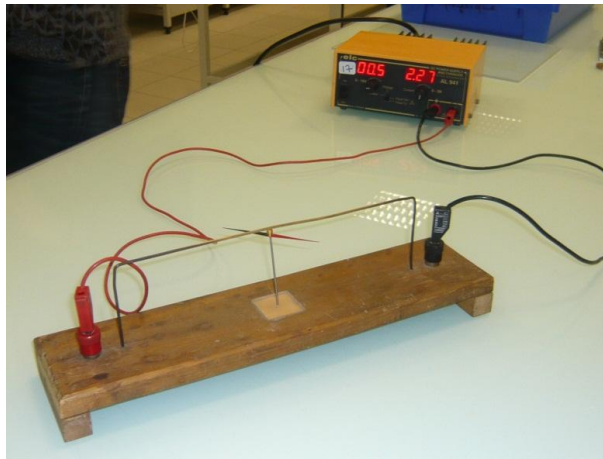
Les lignes d'un champ uniforme sont parallèles.

## III Champ magnétique

### 1 Qu'est-ce qu'un champ magnétique ?

Un champ magnétique  $\vec{B}$  est un champ vectoriel permettant de modéliser les forces subies par une aiguille aimantée au voisinage d'un courant, d'un aimant, de la Terre...

- **Direction** : celle de l'aiguille aimantée
- **Sens** : du sud vers le nord de l'aiguille
- **Valeur** : en Tesla (T), indiquée par un teslamètre

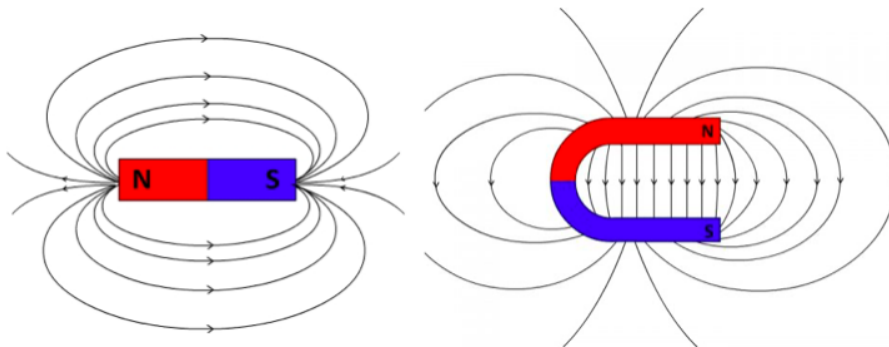


## 2 Sources de champ magnétique

### a Un courant

Le champ magnétique créé par un courant est d'autant plus grand que ce courant est intense.

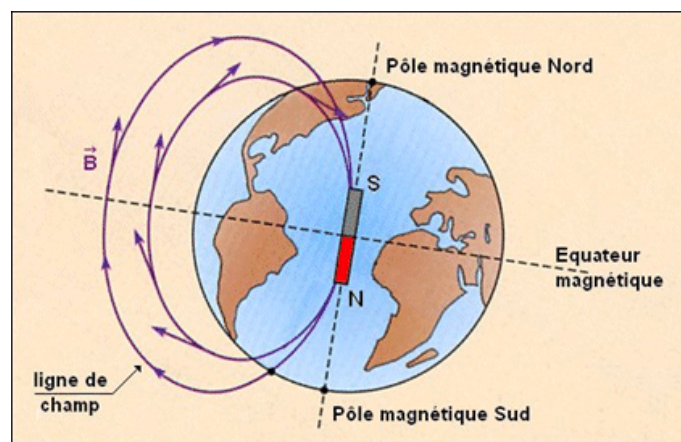
### b Les aimants



Voici les lignes de champ d'un aimant droit et d'un aimant en U.

On peut remarquer que le champ magnétique créé par un aimant en U est uniforme dans son entrefer.

### c Le noyau externe de la Terre



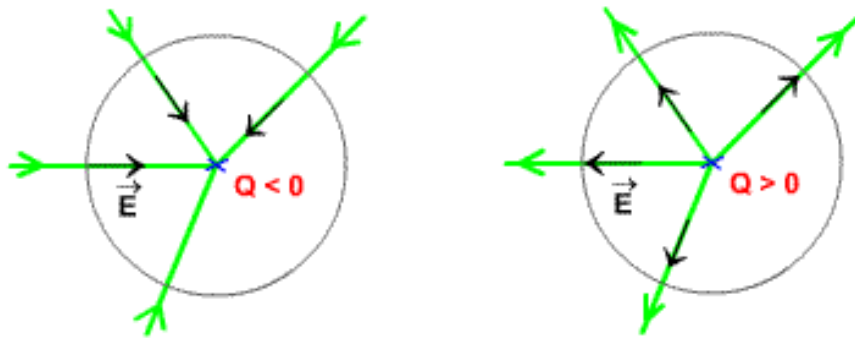


Le champ magnétique terrestre, créé par le noyau externe (en fer) de la Terre, ressemble à celui d'un aimant droit placé en son centre. Sa valeur varie peu autour de  $4.10^{-5}$  T.

### 3 Champ électrostatique

Un champ électrostatique  $\vec{E}$  est un champ vectoriel permettant de modéliser les forces subies par un objet chargé au voisinage d'autres objets chargés.

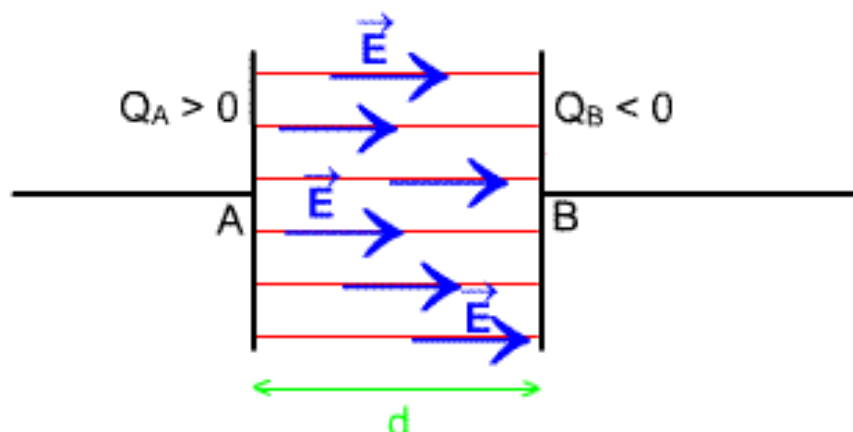
#### a Force subie par une charge ponctuelle dans un champ $\vec{E}$



Une charge ponctuelle  $q$  placée dans un champ  $\vec{E}$  subit une force :

$$\vec{F} = q \cdot \vec{E}$$

#### b Champ $\vec{E}$ dans un condensateur plan



- **Direction** : uniforme, perpendiculaire aux plaques
- **Sens** : des charges positives vers les charges négatives
- **Valeur** :  $E = U/d$

Avec

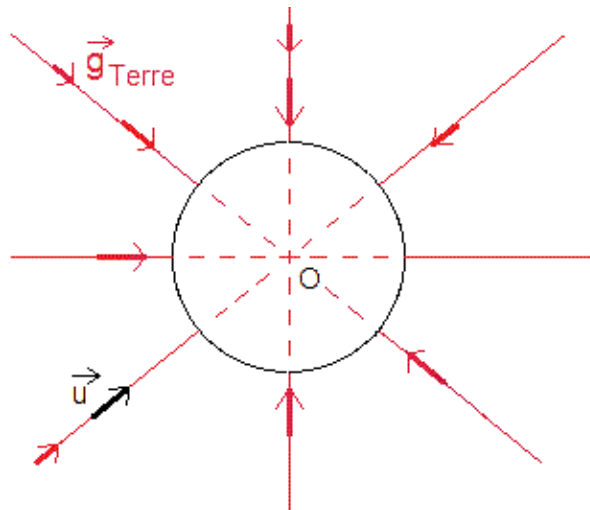
-A et B : plaques conductrices séparées par un isolant

-U : tension entre les plaques A et B

## IV Champs de gravitation et de pesanteur

Un champ de gravitation  $\vec{G}$  est un champ vectoriel permettant de modéliser les forces subies par un objet de masse non nulle au voisinage d'autres objets de masses non nulles.

### 1 Force subie par une masse ponctuelle dans un champ $\vec{G}$



Une masse ponctuelle  $m$  placée dans un champ  $\vec{G}$  subit une force :

$$\vec{F} = m \cdot \vec{G}$$

n

### 2 Champ de pesanteur

Le champ de pesanteur  $g$  est un champ vectoriel permettant de modéliser la force subie par un objet de masse non nulle au voisinage de la Terre, c'est-à-dire son poids  $P$  :

$$g = P/m$$

Au voisinage de la Terre et en négligeant sa rotation, le champ  $G$  créé par la Terre peut être identifié à  $g$  :

$$g = G_{\text{Terre}}$$

Localement,  $g$  est approximativement uniforme. A Paris :

- **Direction** : la verticale
- **Sens** : vers le bas
- **Valeur** :  $g = 9,81 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$

## Combustions

### Introduction :

Quelles sont les problématiques du stockage de l'énergie ? Comment s'opère la conversion de l'énergie chimique ? Pour répondre à ces problématiques, on fait intervenir dans ce cours la notion de combustion.

## I Réactions de combustion

### 1 Equation de combustion

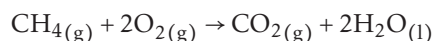
La combustion d'un composé organique X (le plus souvent un hydrocarbure ou un alcool) dans le dioxygène de l'air (le comburant) produit du dioxyde de carbone et de l'eau.

**Méthode pour écrire et équilibrer une réaction de combustion :**

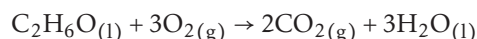
- On équilibre l'élément Carbone (avec  $\text{CO}_2$ ), puis l'élément Hydrogène (avec  $\text{H}_2\text{O}$ ).
- On équilibre enfin l'élément Oxygène en modifiant le coefficient stœchiométrique devant  $\text{O}_2$ .

### Exemples :

Combustion du méthane :



Combustion de l'éthanol :



### Remarque :

Lorsque la combustion se fait en milieu confiné, la quantité de dioxygène n'est pas assez importante, et la combustion devient incomplète. Il se forme alors du monoxyde de carbone  $\text{CO}(\text{g})$  gaz toxique.

### 2 Application à la mesure de la masse de $\text{CO}_2$ produit.

#### Exercice :

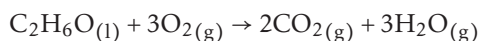
On réalise la combustion complète de 20 mL d'éthanol (liquide de densité  $d = 0,79$ ) dans des conditions telles que la température est  $\theta = 50^\circ\text{C}$  et la pression est  $P = 1015 \text{ hPa}$ . On donne sa masse molaire  $M = 46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Questions :**

- 1 Ecrire l'équation de la combustion de l'éthanol.
- 2 Montrer que la quantité de matière initiale d'éthanol vaut  $n = 0,34 \text{ mol}$
- 3 Calculer le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience.
- 4 Déterminer à l'aide d'un tableau d'avancement de la réaction :
  - le volume de dioxygène nécessaire à la combustion complète de l'éthanol ;
  - le volume de dioxyde de carbone formé ;
  - la masse d'eau produite.

## Réponses :

1.



2. L'éthanol étant liquide à 50 °C, pour calculer la quantité de matière, on utilise la masse volumique ; si  $d = 0,79$

$$\rho = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = \rho \times V / M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 0,79 \times 20 / 46 = 0,34 \text{ mol}$$

3. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire des gaz est :  $V_m = RT/P = 26,4 \text{ L.mol}^{-1}$

4. Le tableau d'avancement de la réaction est le suivant :

Tableau d'avancement

	Avancement	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	+	$3\text{O}_2$	$\rightarrow$	$2\text{CO}_2$	+	$3\text{H}_2\text{O}$
état initial	0	0,34		n		0		0
état intermédiaire	$x(t)$	$0,34 - x(t)$		$n - 3x(t)$		$2x(t)$		$3x(t)$
état final	$x_{max}$	$0,34 - x_{max}$		$n - 3x_{max}$		$2x_{max}$		$3x_{max}$

4.1.

D'après le tableau d'avancement,  $n(\text{O}_2) = 3x_{max} = 1,02 \text{ mol}$

$$\text{donc } V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \times V_m = 1,02 \times 26,4 = 27,2 \text{ L}$$

4.2.

$$n(\text{CO}_2) = 2x_{max} = 0,68 \text{ mol}$$

$$\text{donc } V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \times V_m = 0,68 \times 26,4 = 18,1 \text{ L}$$

4.3.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 3x_{max} = 1,02 \text{ mol}$$

$$\text{donc } m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \times M(\text{H}_2\text{O}) = 1,02 \times 18 = 18,4 \text{ g}$$

## II Energie d'une combustion

### 1 Energie libérée lors d'une combustion

On note  $E_{comb}$  l'énergie libérée lors de la combustion d'un composé X. Le système chimique libère de l'énergie : on parle de réaction exothermique. Comme le système "perd" de l'énergie (il la cède au milieu extérieur), alors  $E_{comb} < 0$  (toujours pour une combustion)

On appelle énergie molaire de combustion (ou "chaleur de combustion"), notée  $E_{m,comb}$ , l'énergie libérée par 1 mol de combustible consommé. C'est une constante.

On a donc la relation suivante :

$$E_{comb} = n \times E_{m,comb}$$

$n$  : quantité de combustible (en mol)

$E_{comb}$  : énergie de combustion (en J)

$E_{m,comb}$  : énergie molaire de combustion (en  $\text{J.mol}^{-1}$ )

Ex : Calculer l'énergie libérée par la combustion de 2,0 mol de butane. On précise que l'énergie molaire de combustion vaut  $-2877 \text{ kJ.mol}^{-1}$

### 2 Stockage et conversion de l'énergie chimique

Lors d'une réaction chimique, de l'énergie est libérée ou captée par les molécules et ions. Ce sont les liaisons chimiques, qui en se formant ou se brisant, transfèrent de l'énergie chimique.

Les combustions font partie des réactions exothermiques qui libèrent de l'énergie chimique. Cette énergie est convertie en d'autres formes d'énergie, par transfert thermique.

Ex : un moteur de voiture convertit de l'énergie chimique en énergie mécanique (cinétique).

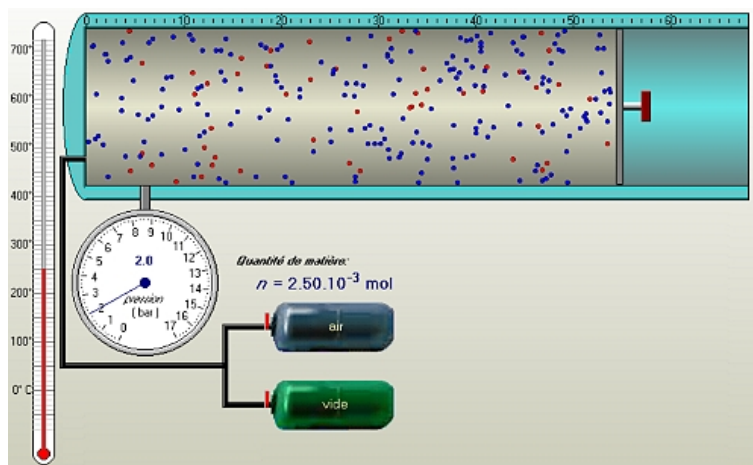
**Ordres de grandeur :**

- Energies molaires de changement d'état : 10 à 102  $\text{kJ.mol}^{-1}$
- Energies molaires de combustion : 103 à 104  $\text{kJ.mol}^{-1}$
- Energies molaires nucléaires (fission) : 1011 à 1013  $\text{kJ.mol}^{-1}$

## La pression

### I Description d'un gaz

#### 1 A l'échelle microscopique



Un gaz est constitué d'un ensemble de molécules (ou parfois d'atomes dans le cas des gaz rares) assez éloignées les unes des autres. Ces atomes ou ces molécules sont en agitation permanente et désordonnée.

**Exemple :** le gaz dioxygène composé de molécules de dioxygène ( $O_2$ ). Le gaz néon composé d'atome de néon (Ne)

#### 2 Description d'un gaz à l'échelle macroscopique

Il est impossible et trop compliqué, de décrire un gaz à l'échelle microscopique, car les molécules sont en nombre trop important et il faudrait connaître un trop grand nombre de paramètres (vitesse, position, masse etc.). On utilise alors, pour décrire l'état d'un gaz, des grandeurs macroscopiques, facilement accessibles à la mesure :

- la pression  $P$  en pascal (symbole Pa)
- la température  $T$  (en kelvin, symbole K)
- le volume  $V$  (en mètre cube, symbole  $m^3$ )
- la quantité de matière  $n$  de gaz (en mole, symbole mol).

Ces grandeurs qui permettent de décrire l'état d'un gaz sont appelées : variables d'état.

## II Notion de pression

### 1 Mise en évidence des forces pressantes



On place un ballon de baudruche contenant très peu d'air sous une cloche à vide. On fait ensuite le vide d'air sous la cloche. On observe alors que le ballon se gonfle. Son enveloppe se tend et son volume augmente.

Dans la partie (1), la face externe du ballon est soumise à un bombardement incessant par les molécules des gaz constituant l'air ( $O_2$  et  $N_2$  essentiellement)

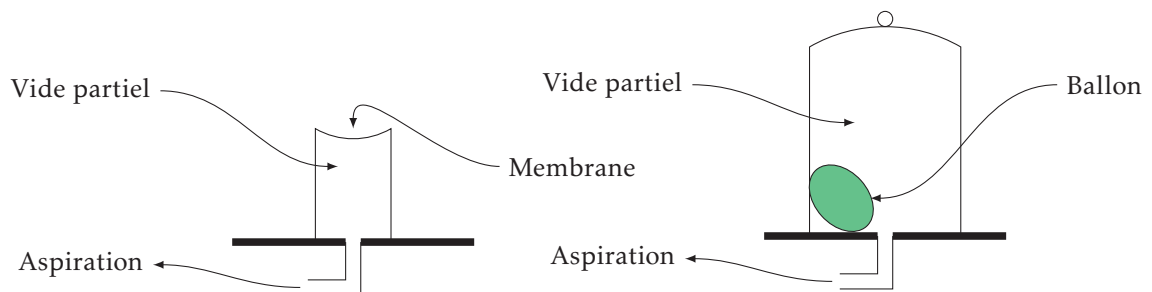
Dans la partie (2), seule la face interne du ballon est soumise au bombardement par les molécules enfermées dans le ballon (il n'y a plus d'air à l'extérieur). Sous l'action de ce bombardement qui a lieu de l'intérieur vers l'extérieur, le ballon se déforme.

Une surface en contact avec un gaz est soumise à un très grand nombre de chocs des molécules de gaz (aspect microscopique). Il en résulte, sur cette surface, une force appelée force pressante (aspect macroscopique).

L'air atmosphérique est attiré par la Terre et tombe comme n'importe quel objet.

Il exerce donc une force pressante sur tous les corps à la surface de la Terre et par là même exerce une pression : la pression atmosphérique.

#### 1 Mise en évidence.



La membrane semble "aspirée" vers l'intérieur. Le ballon grossit comme s'il se remplissait d'air !

En fait, c'est la différence de pression entre l'intérieur et l'extérieur, et donc des forces pressantes différentes, qui engendre les déformations :

- La membrane est déformée vers l'intérieur, parce que l'air extérieur exerce une force pressante plus grande que l'air intérieur.
- Le ballon semble gonfler, parce que l'air intérieur au ballon exerce une force pressante plus grande que l'air extérieur.

De quels facteurs dépend-elle ?

- L'altitude :

Qui n'a jamais ressenti une gêne aux oreilles en partance pour la montagne (ou la plaine d'ailleurs !)?

### Propriété

La pression atmosphérique diminue au fur et à mesure que l'altitude augmente. (de 10hPa tous les 100 m en moyenne jusqu'à 5000 m)

La météo :

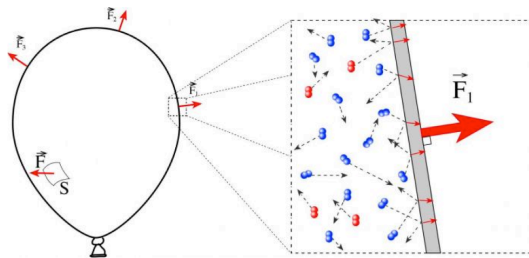
Quand on comprime de l'air dans une pompe à vélo (en bouchant l'orifice), l'air s'échappe quand on débouche la pompe ! Si, si !!

Et il en va de même pour l'air atmosphérique.

### Propriété

Un fluide se déplace toujours des hautes pressions vers les basses pressions.

## 2 Définition



### Définition

Soit  $F$  la valeur de la force pressante s'exerçant sur une surface plane d'aire  $S$ . La pression  $P$  résultant de cette force est égale au rapport de la force  $F$  sur la surface  $S$ .

$$p = \frac{F}{S}$$

Force (N)

Pression (Pa)

Surface  $m^2$

### Propriété

La pression est proportionnelle à la force pressante et inversement proportionnelle à la surface pressée.

### Autres unités de pression :

L'unité légale du système international (SI) est bien sûr le Pascal (Pa), mais comme elle est faible, il en existe d'autres plus usuelles.

→ Le bar : 1 bar =  $10^5$  Pa

C'est celle qu'on utilise pour gonfler les pneus de voiture par exemple : 1 bar est proche de la pression atmosphérique (comparaison facile) et d'une valeur "ronde" (pour simplifier).

→ L'atmosphère :  $1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

Cette unité est souvent employée pour justement comparer une pression avec la pression atmosphérique.

→ Le cmHg (centimètre de mercure) :

Le baromètre de Toricelli contenant du mercure, on mesure la pression par la différence de hauteur  $h$  entre les deux niveaux de... **mercure**, d'où une pression exprimée en cmHg (ou encore en mmHg).

#### Exercice :

On pose une masse  $m = 1,6 \text{ kg}$  sur une main. La surface de contact est  $S = 16 \text{ cm}^2$ . Calculer la pression exercée par la masse.

1) données :  $g = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$  ;  $S = 16 \text{ cm}^2 = 16 \times (10^{-2})^2 = 16 \times 10^{-4} \text{ m}^2$  ;  $m = 1,6 \text{ kg}$

2) formule :  $P = F/S$

d'où  $P = m \cdot g/S$

3) calcul

$P = (1,6 \times 9,8)/(16 \times 10^{-4}) = 9,8 \times 10^4 \text{ Pa}$  La pression qui s'exerce sur le livre est de 1 bar environ (l'équivalent de la pression atmosphérique).

### 3 La pression atmosphérique

La pression atmosphérique est la pression exercée par l'air qui nous entoure.

Au niveau du sol la pression atmosphérique notée  $P_{atm}$  est :  $P_{atm} = 1 \text{ bar}$ .

La pression atmosphérique diminue avec l'altitude. Plus l'altitude s'élève moins il y a de molécules par  $\text{m}^3$  d'air et plus les forces pressantes sont faibles.

	Nom de la couche	Hauteur de la base h (en km)	Pression (en Pa)
0	Troposphère	0,0	101 325
1	Tropopause	11,000	22 632
2	Stratosphère	20,000	5 474,9
3	Stratosphère	32,000	868,02
4	Stratopause	47,000	110,91
5	Mésosphère	51,000	66,939
6	Mésosphère	71,000	3,9564
7	Mésopause	84,852	0,3734

Quel rapport avec le beau temps ?

Un anticyclone est un lieu où la pression de l'air est plutôt élevée (en tout pour de l'air atmosphérique).

Par contre, un endroit où il régnait une basse pression est appelé dépression.

Alors, comme pour la pompe à vélo, l'air circule de l'anticyclone vers la dépression.

#### Et il emmène les nuages avec lui !

Donc, il n'y a plus de nuage sous l'anticyclone (il fait beau), par contre, il pleut sous la dépression !

La mesure de la pression atmosphérique permet donc de prévoir la météo.

La valeur moyenne de la pression atmosphérique vaut :  $p_{atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1013 \text{ hPa}$ .

Elle varie chez nous environ entre 980 hPa (vent plutôt fort) à 1030 hPa (temps très beau).

Les records enregistrés (pour indication) sont 1086 hPa en Mongolie et 870 hPa au centre du typhon "Tip" en 1979.



## 4 Mesure de la pression d'un gaz

La pression se mesure avec un manomètre. Les baromètres mesurent la pression atmosphérique. Les manomètres absolus donnent la valeur de la pression du gaz par rapport au vide. Les manomètres relatifs donnent la pression du gaz par rapport à la pression atmosphérique.

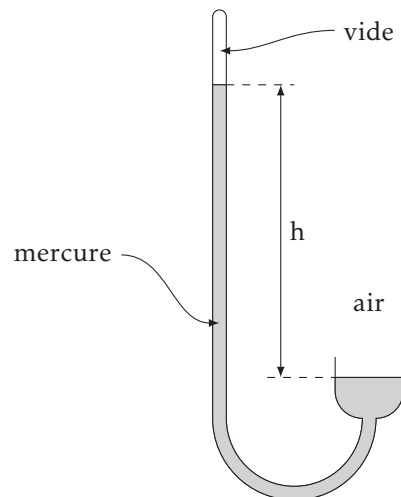
On la mesure à l'aide d'un baromètre, dont le schéma est donné ci-contre.

Il a été inventé par **Torricelli** en 1644.

**Si, il y a bien du vide au-dessus !!**

Pourquoi ?

L'air exerce une force pressante sur la surface libre du mercure et le fait monter dans le tube jusqu'à  $h = 760$  mm, mais ne peut pas plus !



Mesure d'une pression.

On utilise un **manomètre**.

- Manomètre à liquide.

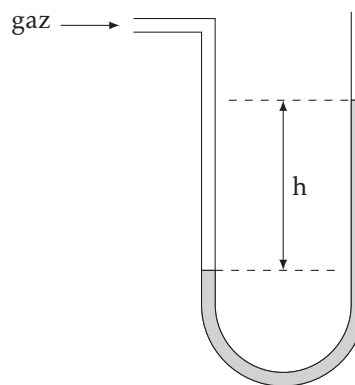
La dénivellation  $h$  entre les deux surfaces du liquide manométrique représente (en cm de liquide) la différence de pression ( $p_{\text{gaz}} - p_{\text{atm}}$ ).

- Manomètre métallique.

La déformation d'un boîtier métallique est transmise à une aiguille se déplaçant devant un cadran.

- Manomètre électronique.

Un capteur de pression produit un signal électrique qui est transmis à un afficheur.



## III Température et agitation thermique

### 1 De quoi dépend la température d'un corps ?

La température d'un corps, à l'état solide, liquide ou gazeux, est liée à l'agitation des molécules qui le constituent. Plus les molécules sont agitées (plus leur vitesse est importante) plus la température est élevée.

### 2 Appareils de mesure de température

La température se mesure avec un thermomètre. Il comporte un capteur mettant en jeu un phénomène physique variant avec la température. Les phénomènes les plus courants sont :

- La dilatation d'un liquide : (expérience du ballon) thermomètre usuel à alcool ou à mercure,
- La résistance électrique d'un conducteur : thermomètre électronique
- L'émission de rayonnement : thermomètre à rayonnement infrarouge.

Pour repérer la température d'un corps la sonde du thermomètre doit être en contact avec le corps suffisamment longtemps : la sonde et le corps doivent être en équilibre thermique.

### 3 Echelles de température

L'échelle légale de température est l'échelle de température absolue dont l'unité est le Kelvin (K).

Une échelle très utilisée est l'échelle Celsius dont l'unité est le degré Celsius (°C).

La température absolue, notée  $T$  et la température Celsius notée sont liées par la relation :

En l'absence de toute agitation thermique, la température absolue  $T$  est égale à 0 K : c'est le zéro absolu. Il n'existe pas de température inférieure à 0 K. A cette température les entités chimiques sont immobiles.

## IV Relation entre pression et volume

### 1 Cas des gaz

#### a : Equation d'état des gaz parfaits

Pour décrire l'état d'un gaz, des grandeurs macroscopiques, facilement accessibles à la mesure :

- la pression  $P$  en pascal (symbole Pa)
- la température  $T$  (en kelvin, symbole K)
- le volume  $V$  (en mètre cube, symbole  $m^3$ )
- la quantité de matière  $n$  de gaz (en mole, symbole mol).

Ces grandeurs qui permettent de décrire l'état d'un gaz sont appelées : variables d'état.

$$P \times V = n \times R \times T$$

#### b Loi de Boyle-Mariotte

##### Définition

Pour un gaz, quel qu'il soit et à une température donnée, le produit de son volume par la pression qu'il subit est constant.

$$P \times V = \text{constante}$$

### 2 Cas des liquides : Relation entre pression $P$ et profondeur $h$

Profondeur ( $10^{-2}$ m)	Pression hydrostatique $P(Pa)$	$P(\text{totale}) = P_{(atm)} + P_{(Pa)}$
0	0	101325
1,0	98	101423
2,0	$2,0 \times 10^2$	101525
3,0	$2,9 \times 10^2$	101615
4,0	$3,9 \times 10^2$	101715
5,0	$4,9 \times 10^2$	101815

La pression dans un liquide augmente avec la profondeur. A une profondeur  $h$  (m), dans un liquide masse volumique  $\rho$  ( $kg/m^3$ ) la pression  $P$  est donnée par la formule :

$$P = P_{atm} + \rho \cdot g \cdot h$$

où

$g$  : intensité du champ de pesanteur terrestre  $g = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$

$P_{atm}$  (pression atmosphérique) =  $10^5 \text{ Pa}$

Dans le cas où le liquide est l'eau, sa masse volumique étant  $\rho(\text{eau}) = 1,00 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$ , la relation devient :

$$P = P_{atm} + \rho.g.h = 101325 + 1,00 \times 10^3 \times 9,8 \times h$$

$$P = 101325 + 9,8 \times 10^3 \times h$$

**Exemple** : un plongeur se trouve à  $h = 10 \text{ m}$  de profondeur. La masse volumique de l'eau est  $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$ . Calculer la pression  $P$  à cette profondeur

La pression à cette profondeur est :

$$P = P_{atm} + \rho.g.h = 1,0 \times 10^5 + 1,0 \times 10^3 \times 9,8 \times 10 = 2,0 \times 10^5 \text{ Pa} = 2 \text{ bar environ.}$$

A 10 m de profondeur la pression est deux fois plus forte qu'à la surface. A 20 m elle est 3 fois supérieure, etc.

## V Application au sport

### 1 La plongée

Lors d'une plongée subaquatique, la pression de l'eau augmente avec la profondeur, dans les bouteilles le gaz est stocké sous haute pression. Le détendeur permet d'égaliser la pression de l'air que respire le plongeur avec celle du milieu extérieur.

#### À quelle pression un plongeur est-il soumis ?

Au-dessus du plongeur, il y a une hauteur  $h$  d'eau et l'atmosphère.

Il est donc soumis à la pression atmosphérique **et** à la pression due à la hauteur  $h$  de liquide.

Donc :

$$p_{\text{plongeur}} = p_{\text{eau}} + p_{\text{atm}}$$

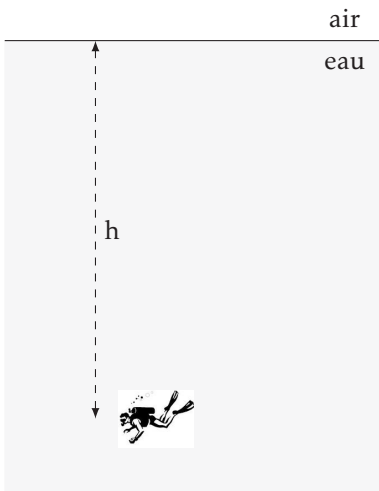
La pression atmosphérique équivaut à une hauteur d'eau de 10 m.

#### Propriété

À chaque fois qu'un plongeur descend de 10 m, la pression qu'il subit augmente d'une atmosphère.

#### Définition

On appelle **pression absolue**, la **somme** de la pression atmosphérique et de la pression de l'eau.



#### Gare à l'embolie !

Toutes les boissons gazeuses sont des exemples de gaz dissous dans un liquide.

#### Propriété

Plus la pression est grande, plus le gaz peut être dissous.

Quand on ouvre une bouteille d'eau gazeuse, le gaz dissous passe d'une pression élevée à la pression atmosphérique et on voit apparaître des bulles de gaz.

Dans le cas de la plongée, les gaz dissous dans le sang peuvent passer à l'état gazeux si la remontée est trop rapide.

Les bulles de gaz produites peuvent boucher des capillaires et empêcher le sang de circuler, ce qui peut endommager le cerveau, les poumons...

### Propriété

L'air que le plongeur respire se trouve à la même pression que l'eau où il se trouve... et les gaz dissous dans le sang aussi !!

**Le plongeur ne doit pas remonter trop vite, sinon les gaz dissous peuvent former des bulles dans le sang.**

## 2 En altitude

La pression atmosphérique diminue quand l'altitude augmente.

Au niveau de la mer,  $P_{atm} = 1,013 \times 10^5$  Pa une inspiration de 5 litre d'air fait entrer 0,042 mol de dioxygène dans le sang.

A 2200 m,  $P_{atm} = 0,775 \times 10^5$  Pa, une inspiration de 5 L fait entrer uniquement 0,032 mol de dioxygène dans les poumons. Les performances des sportifs faisant du fond sont moins élevées.

## Aspect énergétique des phénomènes électriques

### I Charges électriques et intensité électrique

Dans un circuit électrique fermé sous tension peuvent circuler des électrons, de charge électrique négative. Par convention, on définit le courant électrique comme la circulation (en sens inverse des électrons) de charges positives. Le courant circule, à l'extérieur du générateur de la borne positive vers la borne négative.

La charge électrique  $Q$  se mesure en coulombs (C).

On définit l'intensité électrique  $I$  comme la quantité de charges électriques qui circule pendant l'intervalle de temps  $\Delta t$ . L'unité de l'intensité est l'ampère (A).

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

### II Générateur de tension continue

#### 1 Générateur idéal de tension continue

Le générateur de tension idéal maintient entre ses bornes positives et négatives une tension fixe  $U$  quelle que soit l'intensité  $I$  débitée par le circuit.

On appelle force électromotrice (fem) du générateur sa tension à vide (lorsqu'il ne débite pas de courant). On la note en général  $E$  en volts (V)

On appelle caractéristique la représentation de  $U$  en fonction de  $I$ . Pour un générateur idéal, elle prend la forme d'une demi-droite parallèle à l'axe des abscisses.

#### 2 Générateur réel de tension continue

Le générateur de tension non idéal ne maintient fixe  $U$  égale à sa fem  $E$  lorsqu'il un courant (circuit fermé). De façon générale :

- $U$  est inférieure à  $E$  lorsque le générateur débite un circuit
- $U$  décroît lorsque l'intensité augmente

Un générateur linéaire de tension a une caractéristique décroissante, prenant la forme d'un segment de droite. On la caractérise par  $E$  la fem du générateur et  $r$  sa résistance interne ( $\Omega$ ).

La relation s'écrit

$$U = E - rI$$

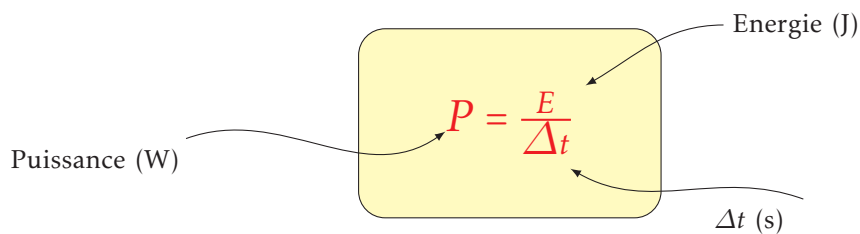
Un générateur réel peut être modélisé comme l'association en série d'un générateur idéal de tension à vide  $E$  et d'une résistance  $r$ .

### III Puissance et énergie

L'énergie  $E$  est une grandeur associée à un système physique dont l'unité est le joule (J)

La puissance  $P$  est une grandeur homogène à une énergie divisée par un temps dont l'unité est le watt (W).

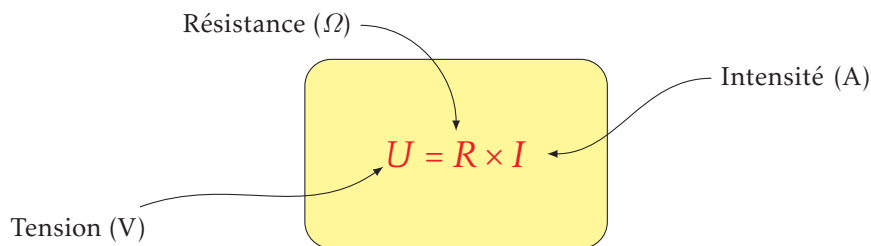
La relation entre l'énergie et la puissance s'écrit



A diagram showing the formula  $P = \frac{E}{\Delta t}$  inside a yellow rounded rectangle. Three arrows point from labels to parts of the formula: 'Energie (J)' points to  $E$ , ' $\Delta t$  (s)' points to the denominator, and 'Puissance (W)' points to  $P$ .

Un conducteur ohmique est un dipôle électrique que l'on peut caractériser par la proportionnalité entre la tension à ses bornes et l'intensité du courant qui le traverse. On caractérise un conducteur ohmique par sa résistance électrique  $R$  exprimée en ohm ( $\Omega$ ). Sa caractéristique est croissante et a la forme d'un segment de droite partant de l'origine.

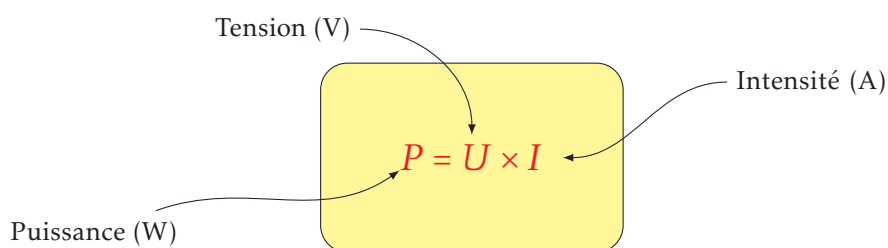
La loi d'Ohm s'écrit :



A diagram showing the formula  $U = R \times I$  inside a yellow rounded rectangle. Three arrows point from labels to parts of the formula: 'Résistance ( $\Omega$ )' points to  $R$ , 'Intensité (A)' points to  $I$ , and 'Tension (V)' points to  $U$ .

Un conducteur ohmique convertit l'énergie électrique reçue en chaleur, c'est ce que l'on appelle l'effet Joule.

La puissance électrique reçue par un récepteur s'écrit :



A diagram showing the formula  $P = U \times I$  inside a yellow rounded rectangle. Three arrows point from labels to parts of the formula: 'Tension (V)' points to  $U$ , 'Intensité (A)' points to  $I$ , and 'Puissance (W)' points to  $P$ .

La puissance dissipée par effet Joule dans un conducteur ohmique s'écrit alors :

$$P = UI = RI^2$$

## IV Conversion d'énergie et rendement

Un générateur de tension convertit une partie de l'énergie reçue (mécanique ou chimique le plus souvent) en énergie électrique.

Un récepteur électrique reçoit de l'énergie électrique et la convertit en chaleur (conducteur ohmique) ou en une autre forme, en tout ou en partie.

Le rendement de conversion (ou efficacité énergétique) est une grandeur sans unité qui est définie comme le quotient :

$$r = \frac{\text{gain en énergie}}{\text{coût en énergie}}$$

où le gain est la quantité d'énergie obtenue sous la forme voulue, et le coût est la dépense énergétique effectuée pour ce faire.

On peut faire le quotient :

$$r = \frac{\text{puissance obtenue}}{\text{puissance dépensée}}$$

Une chaîne énergétique est un diagramme rendant compte des diverses conversions d'énergie, y compris de la dégradation en chaleur, par effet Joule.

## V Bilan de puissance

Pour effectuer un bilan de puissance électrique, on utilise la loi des mailles et on multiplie les tensions dans la maille par l'intensité du courant  $I$  la traversant.

On a alors des termes homogènes à une puissance. On interprète enfin chaque terme comme puissance reçue ou donnée selon la convention pour chaque dipôle.

## Aspect énergétique des phénomènes mécaniques

### I Énergie cinétique et travail

#### 1 Énergie cinétique

L'énergie cinétique d'un objet de masse  $m$  et de vitesse  $v$  est donnée par :

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$$

A nouveau, la possible transformation de l'énergie cinétique en travail implique une identité des unités de ces deux grandeurs et :

$$[E_{cin}] = [W] = J \text{ (joule)}$$

On peut aussi résumer la situation en disant que pour augmenter la vitesse d'un objet de masse  $m$  du repos à une vitesse donnée, on doit fournir un travail qui s'accumule sous la forme d'énergie cinétique dans l'objet. Ce travail est récupérable à travers le travail fourni lorsque l'objet exerce une force qui diminue sa vitesse.

#### 2 Travail d'une force constante

Le travail d'une force constante  $\vec{F}$  dont le point d'application se déplace (en translation) du point  $A$  au point  $B$  se définit comme un produit scalaire :

$$W_{AB} = \vec{F} \cdot \vec{AB} = F \times AB \times \cos \alpha$$

où  $\alpha$  l'angle entre les deux vecteurs en degrés.

#### 3 Théorème de l'énergie cinétique

Le théorème de l'énergie cinétique stipule que la variation de l'énergie cinétique  $\Delta E_c = E_c(B) - E_c(A)$  d'un système matériel (assimilable à un point de masse  $m$ ), entre deux instants est égale à la somme algébrique de tous les travaux des forces extérieures qui lui sont appliquées.



$$\Delta E_c = \sum W_{AB}(\vec{F}_{ext})$$

## II Forces conservatives et énergie potentielle

Une force est dite conservative si son travail ne dépend pas du chemin suivi par son point d'application. On associe une énergie potentielle  $E_p$  aux forces conservatives.

Pour le poids  $\vec{P} = m\vec{g}$ ,

$$\Delta E_p = mgz + k$$

$k$  est constante arbitraire qui dépend du zéro potentiel que l'on choisit.

Le travail exercé par une force conservative lors d'un déplacement d'un point  $A$  vers un point  $B$  est égal à l'opposé de la variation de l'énergie potentielle associée :

$$W_{AB} = -\Delta E_p = E_p(A) - E_p(B)$$

## III Energie mécanique

L'énergie mécanique d'un système est la somme de son énergie cinétique et de son énergie potentielle :

$$E_m = E_c + E_p$$

L'énergie mécanique d'un système conservatif (soumis uniquement à des forces conservatives) est constante, sa variation au cours du temps est donc nulle.

Si un système mécanique en translation est conservatif son énergie mécanique est constante.

## IV Forces non conservatives

En pratique, un système mécanique dont les frottements sont négligeables (et sans moteur) peut être considéré comme approximativement conservatif.

Si un système mécanique présente des forces de frottement non négligeables, son énergie mécanique ne peut rester constante et va diminuer.

La diminution de l'énergie mécanique correspond au travail des forces de frottement :

$$\Delta E_m = W(\vec{F}_{\text{frottements}})$$

## Les ondes dans la matière

### I Qu'est-ce qu'une onde mécanique progressive ?

#### Définition

Une **onde mécanique progressive** est le phénomène de propagation d'une perturbation, de proche en proche, sans transport de matière, mais avec transport d'énergie à travers un milieu matériel.

**Exemples :** les vagues à la surface de l'eau : les rafales de vent transmettent de l'énergie à la surface de l'eau (en la soulevant) générant la houle.

L'eau ne se déplace pas : c'est la déformation de la surface (soulèvement) qui se propage transportant ainsi de l'énergie sous forme d'énergie potentielle de pesanteur.

Mais tous les matériaux matériels peuvent être parcourus d'ondes.

Et pour nous petits terriens, la Terre est un magnifique milieu matériel d'étude, traversée qu'elle est, par les ondes sismiques et le son...

### II Caractéristiques des ondes progressives périodiques

Espace & temps sont alors liés, puisque l'on retrouve la même forme d'onde plus loin, un peu plus tard, une fois qu'elle a « progressé ».

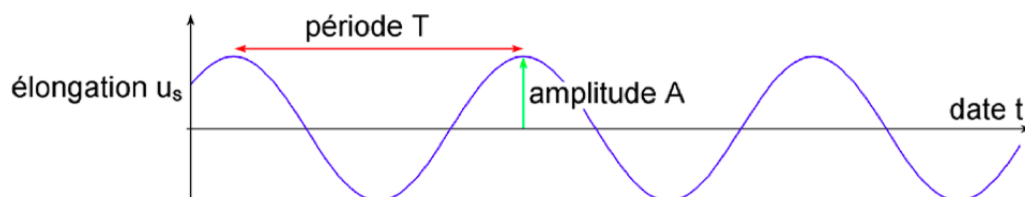
#### Définition

Une **onde progressive périodique** a toutes les caractéristiques de l'onde progressive, avec en plus un caractère périodique.

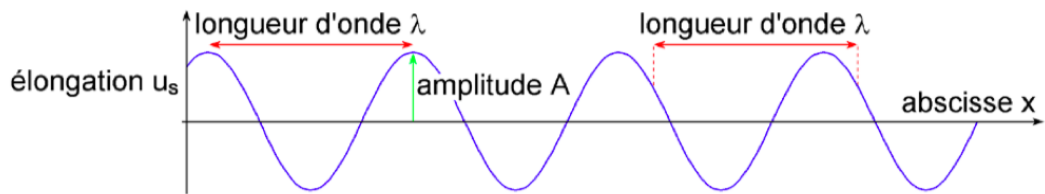
Il faut savoir reconnaître une telle onde (mettre en évidence la répétition d'un motif élémentaire), et savoir mesurer sa période  $T$  (qui est la durée d'émission d'un motif élémentaire) le plus précisément possible (typiquement, sur plusieurs périodes).

Considérons un signal  $u_s$  correspondant à l'élongation d'une onde progressive se déplaçant au cours du temps. Il apparaît deux types de périodes.

- **Période temporelle :** Chaque point du milieu subit la même perturbation à intervalles de temps égaux à  $T$ .



- **Période spatiale :** La même perturbation se reproduit identique à elle-même dans la direction de propagation. La plus petite distance entre motifs identiques consécutifs est la période spatiale. Il est encore plus correct de dire que la longueur d'onde est la plus petite distance entre deux points en phase.



Une **onde progressive périodique** est dite **sinusoïdale** si l'évolution périodique de la source peut être associée à une fonction sinusoïdale.

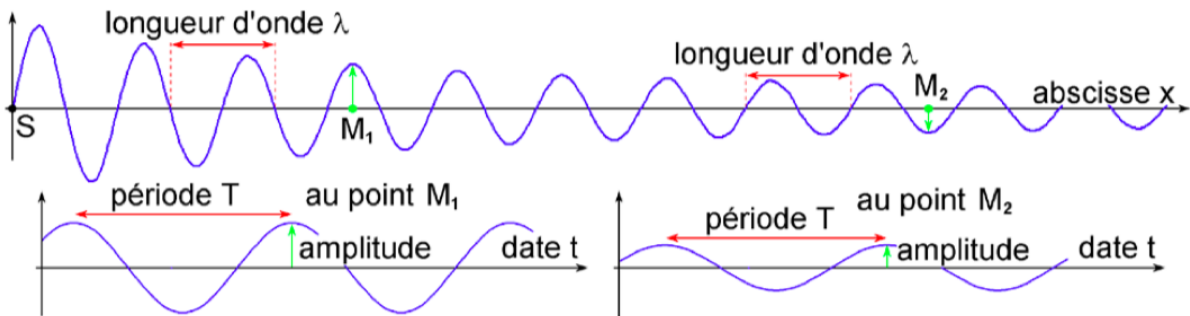
La période spatiale est appelée longueur d'onde et notée  $\lambda$ , en mètre (m). Le lien entre période spatiale  $\lambda$  et période temporelle  $T$  en seconde (s) fait intervenir la célérité  $v$  de l'onde :

Célérité de l'onde  $\text{m.s}^{-1}$

$$\lambda = v \times T$$

Longueur d'onde (m)      Période (s)

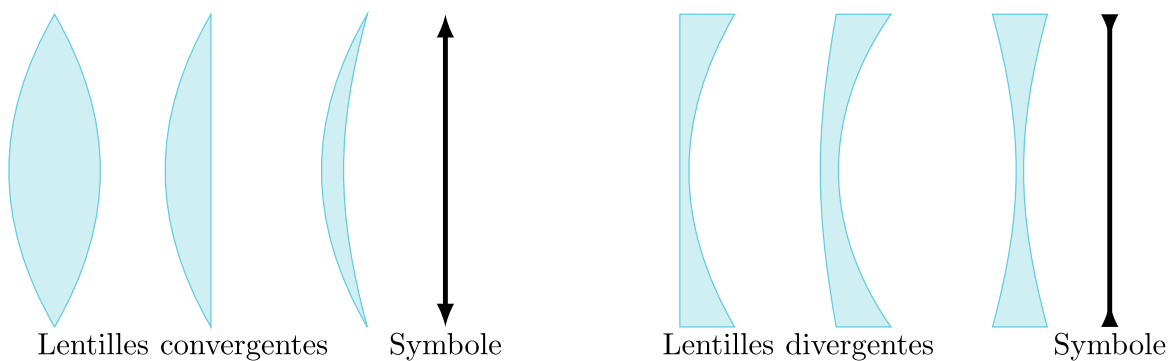
Les sons s'atténuent avec la distance



## Vision et images

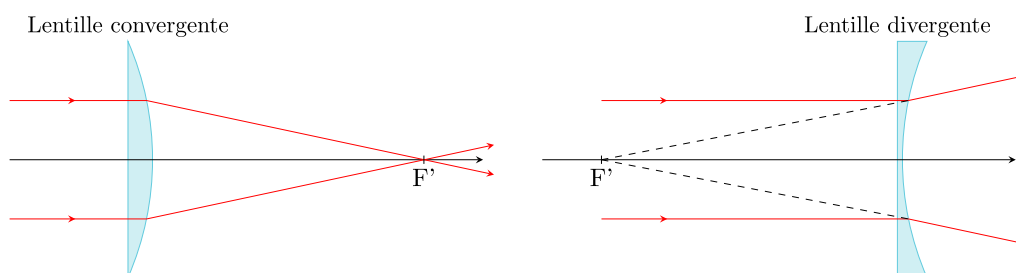
### I La lentille convergente

#### 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.

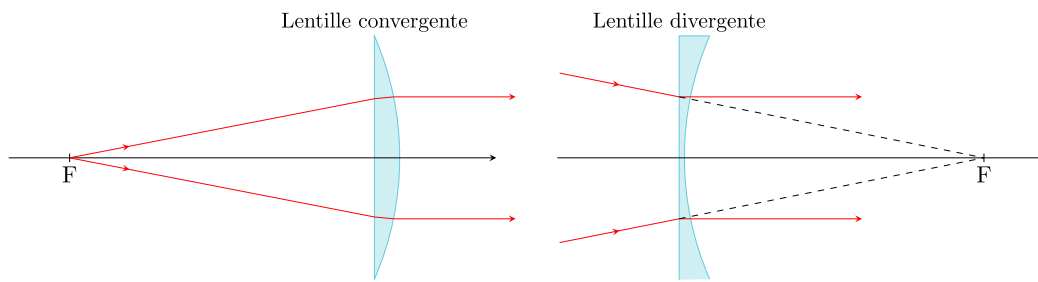
#### 2 Points et rayons particuliers pour une lentille convergente



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 $F'$

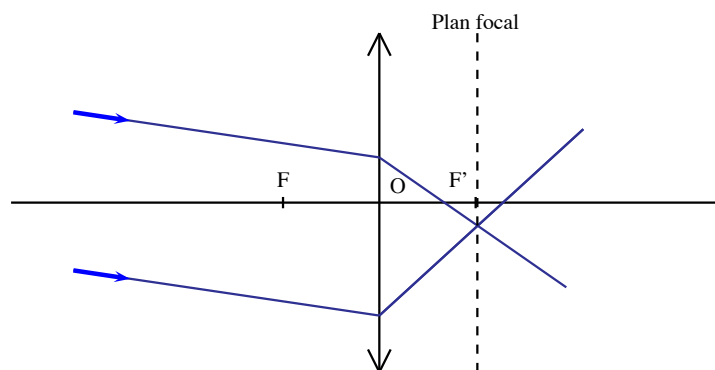
Un rayon incident, parallèle à l'axe optique d'une lentille convergente, émerge en passant par un point de cet axe situé après la lentille appelé foyer principal image noté  $F'$ .

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

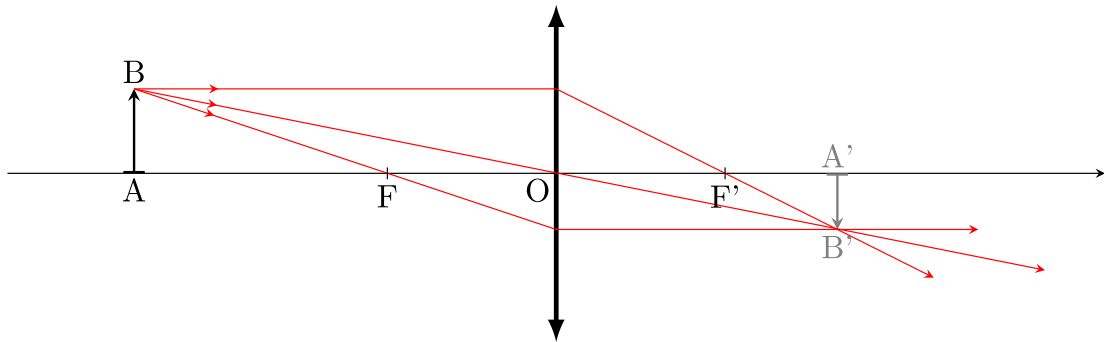
La **vergence**  $V$  d'une lentille est l'inverse de sa distance focale  $f'$   
Unité : la dioptrie ( $\delta = m^{-1}$ )

## 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  $B$  :

- 1 un rayon passant par l'axe optique qui n'est pas dévié
- 2 un rayon passant par le foyer objet  $F$  qui ressort de la lentille parallèlement à l'axe optique
- 3 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 :

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

$\gamma$  est la lettre grecque "gamma".

**Exercice :**

Soit une lentille de vergence  $5\delta$ . 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 :

$$\begin{aligned} \frac{1}{\overline{OF'}} &= \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} \iff \frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OF'}} + \frac{1}{\overline{OA}} \\ \implies \overline{OA'} &= \frac{\overline{OA} \times \overline{OF'}}{\overline{OA} + \overline{OF'}} = \frac{-0.3 \times \frac{1}{5}}{-0.3 + \frac{1}{5}} = 0.6 \text{ m} \end{aligned} \quad (13.1)$$

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

$$\begin{aligned} \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} &= \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} \iff \overline{A'B'} = \frac{\overline{OA'} \times \overline{AB}}{\overline{OA}} \\ \implies \overline{A'B'} &= \frac{0.6 \times 0.02}{-0.3} = -0.04 \text{ m} \end{aligned} \quad (13.2)$$

Ainsi :

$$\gamma = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{-0.04}{0.02} = -2 \quad (13.3)$$

#### 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.

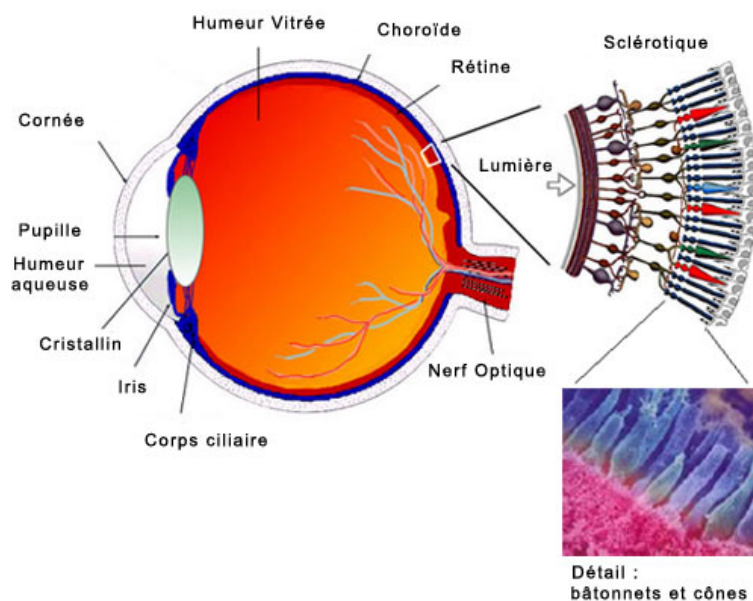
Une image réelle est située à droite de la lentille ; une image virtuelle à gauche



## Vision et couleurs

### I Vision des couleurs et synthèse additive des couleurs

#### 1 La perception des couleurs par l'œil



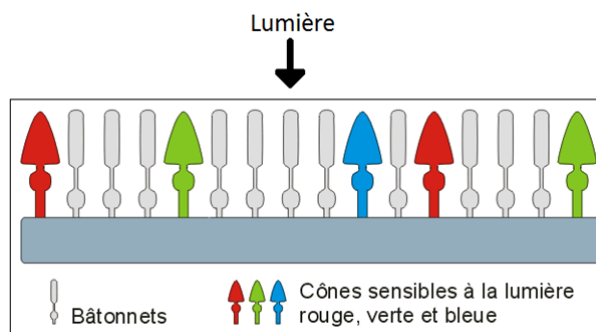
Les objets que l'œil perçoit se forment sur la rétine.

La rétine est composée de 2 types de capteurs :

- les bâtonnets qui ne sont sensibles qu'à l'intensité lumineuse
- les cônes qui ne sont sensibles qu'à la couleur des objets.

Il existe 3 types de cônes :

- le premier type détecte la couleur bleue
- le second la couleur verte
- le troisième la couleur rouge



La perception des couleurs par l'homme utilise le principe de la trichromie (obtention de toutes les couleurs possibles à partir des 3 couleurs : verte, bleue, rouge). Les informations lumineuses sont envoyées au cerveau par l'intermédiaire du nerf optique.

## 2 Obtention des couleurs par synthèse additive

Thomas Young (1773, 1829), médecin et physicien anglais, démontre qu'on peut obtenir toutes les couleurs en superposant 3 lumières colorées, rouge, verte et bleue, chacune ayant une intensité donnée. Ces 3 couleurs sont appelées **couleurs primaires**. En réglant l'intensité de ces 3 couleurs et en les superposant on peut également obtenir du blanc.

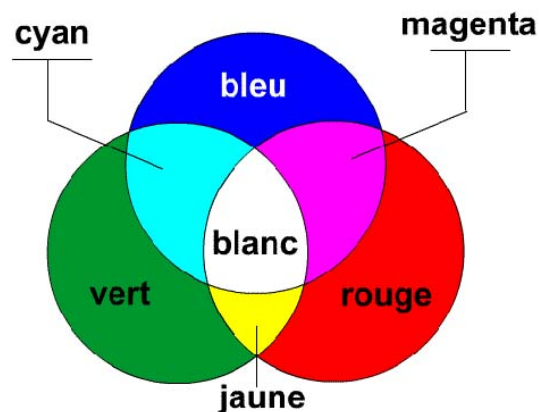
### Définition

La **synthèse additive** des couleurs correspond à la superposition de lumières colorées. On obtient n'importe quelle couleur à partir des 3 couleurs primaires.

- le rouge et le vert donnent le jaune.
- le rouge et le bleu donnent le magenta.
- le bleu et le vert donnent le cyan

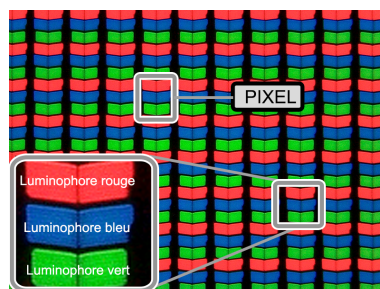
La **synthèse additive** des couleurs correspond à l'obtention de n'importe quelle couleur à partir des 3 couleurs primaires.

- le rouge et le vert donnent le jaune.
- le rouge et le bleu donnent le magenta.
- le bleu et le vert donnent le cyan



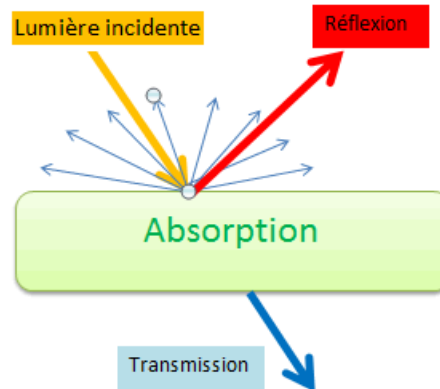
Deux couleurs sont dites complémentaires si leur synthèse additive donne du blanc. L'œil utilise ce principe ce qui nous permet de synthétiser toutes les couleurs de l'arc en ciel.

**Remarque** : les écrans d'ordinateurs ou de téléphones portables sont constitués à partir de pixels (sur un iphone 640 pixels en longueur et 480 pixels en largeur). Chaque pixel comporte 3 luminophores ; un de couleur bleu, le second de couleur rouge, le troisième de couleur verte. Chaque luminophore possède une intensité lumineuse précise. Chaque pixel va donc produire une lumière colorée par synthèse additive. L'ensemble des pixels va fournir une image sur l'écran.



## II Couleurs des objets et synthèse soustractive des couleurs

### 1 Diffusion, absorption, transmission



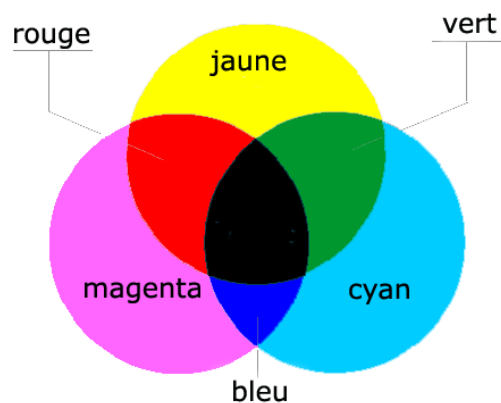
La **diffusion** est observée lorsqu'un objet éclairé réfléchit dans toutes les directions la lumière qu'il reçoit.

L'**absorption** est le phénomène par lequel un objet transparent absorbe une partie de la lumière qu'il reçoit.

La **transmission** est le phénomène par lequel un objet transparent est traversé par une partie de la lumière incidente

### 2 Synthèse soustractive

Pour obtenir n'importe quelle couleur sur un écran il suffit de faire traverser la lumière blanche à travers un filtre coloré. Par exemple, si le filtre est de couleur cyan (bleue claire), toutes les couleurs composant la lumière blanche sont absorbées sauf le cyan ! La synthèse soustractive est l'obtention de n'importe quelle couleur à partir de l'absorption des couleurs composant le blanc. A partir de trois filtres cyan, magenta (mélange de rouge et de bleu), et jaune on obtient toutes les couleurs. Ces trois couleurs sont appelées couleurs primaires de la synthèse soustractive. En superposant les trois filtres correspondant aux trois couleurs primaires on obtient le noir. Le noir correspond à l'absence de couleur. Deux couleurs sont dites complémentaires si leur synthèse soustractive donne du noir.



## Définition

La synthèse soustractive correspond à l'absorption par un objet d'une partie de la lumière qu'il reçoit : des lumières colorées sont retirées (soustraites) à la lumière incidente.

Par synthèse soustractive :

- le cyan et le jaune donnent le vert
- le cyan et le magenta donnent le bleu (bleu-violet)
- le jaune et le magenta donnent le rouge (rouge vermillon)

### 3 La couleur perçue des objets

Pourquoi un objet de couleur bleu nous paraît-il de cette couleur ?

Tout d'abord il faut qu'il soit éclairé, sinon il nous apparaîtrait noir.

S'il est éclairé avec un faisceau de lumière blanche, toutes les radiations lumineuses qui la composent vont être absorbées par l'objet sauf la lumière bleue ! Cette lumière va se réfléchir sur la surface, et se diffuser jusqu'à notre œil.

Si en plus l'objet est transparent, une partie de la lumière bleue va traverser l'objet et être transmise jusqu'à notre œil.

## Propriété

La couleur perçue d'un objet dépend :

- de la lumière incidente
- de l'absorption, de la diffusion et de la transmission par l'objet de la lumière reçue
- de la synthèse des lumières reçues par l'œil.

## Remarque :

-la couleur d'un objet est, en général, la synthèse additive de plusieurs lumières colorées perçues par l'œil. Exemple, un objet diffuse la couleur rouge et verte et absorbe la couleur bleue. Par synthèse additive il paraîtra de couleur rouge + verte = jaune.

-si cet objet est éclairé avec une lumière bleue il paraîtra noir. En effet, il va absorber cette lumière et n'en diffuser aucune.

- Les daltoniens ne peuvent différencier le vert du rouge car les cônes détectant ces couleurs sont déficients. La couleur d'un objet dépend de la qualité des cônes composant la rétine de l'observateur.

## Modèle ondulatoire et particulaire de la lumière

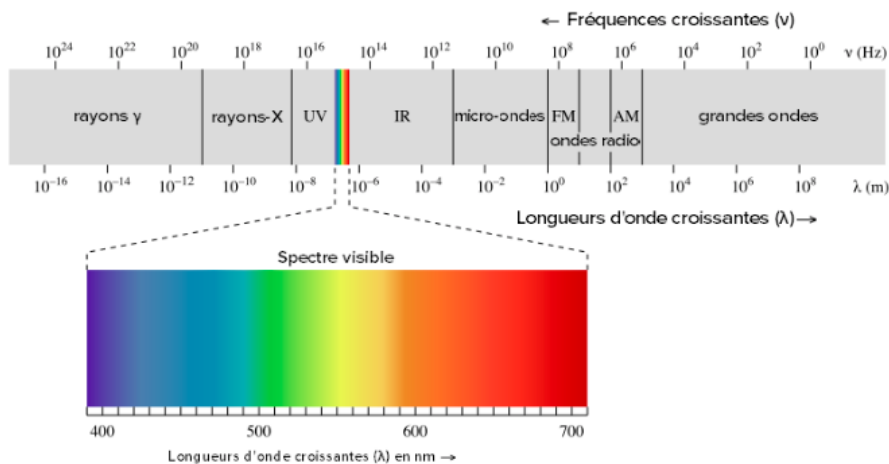
### I Ondes électromagnétiques

Les ondes électromagnétiques sont caractérisées par leur longueur d'onde dans le vide  $\lambda$  ou leur fréquence  $\nu$  (fréquence de la source émettrice).

Toutes les ondes électromagnétiques se propagent dans le vide avec la même célérité :

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

Elles classées par domaines spectraux en fonction du dispositif utilisé pour les émettre ou les recevoir.



Comme dans le cas des ondes mécaniques, la période  $T$  ou la fréquence  $\nu$  d'un rayonnement monochromatique est liée à sa longueur d'onde dans le vide par la relation :

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

- $\lambda$  est la longueur d'onde du rayonnement exprimé en mètre (m)
- $c$  est la célérité de la lumière dans le vide exprimée en mètre par seconde ( $\text{m.s}^{-1}$ ) :  $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ .
- $T$  est la période de l'onde électromagnétique exprimée en seconde (s)
- $\nu$  est la fréquence du rayonnement exprimée en hertz (Hz)

## II Photon

La lumière est constituée de corpuscules appelés photons. A chaque photon correspond une onde électromagnétique de longueur d'onde  $\lambda$ , de fréquence  $\nu$  et de célérité  $c$  dans le vide ( $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ ). Un photon a une masse nulle et une énergie  $E$ , produit de la constante de Planck  $h$  par sa fréquence.

Max Planck postule en 1900 qu'un rayonnement ne peut échanger avec la matière qu'une quantité d'énergie proportionnelle à une quantité appelée quantum d'énergie. Cette quantité s'écrit :

$$|\Delta E| = h \times \nu = \frac{h \times c}{\lambda}$$

où :

- $|\Delta E|$  est la quantité d'énergie exprimée en joule (J)
- $\nu$  est la fréquence du rayonnement exprimée en hertz (Hz)
- $h$  est la constante de Planck exprimée en joule fois seconde (J  $\times$  s) :  $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J} \times \text{s}$ .
- $c$  est la célérité de la lumière dans le vide exprimée en mètre par seconde ( $\text{m.s}^{-1}$ ) :  $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ .
- $\lambda$  est la longueur d'onde du rayonnement exprimé en mètre (m)

En 1905, Albert Einstein poursuit la pensée de Max Planck, et émet l'hypothèse que la lumière est à la fois une onde (électromagnétique) et un ensemble de particules qu'il nomme photons. Dans sa théorie, chaque photon porte alors le quantum d'énergie  $|\Delta E| = h \times \nu$  introduit par Max Planck.

Cette double nature de la lumière est appelée dualité onde-corpuscule.

## III Quantification des niveaux d'énergie

Afin d'interpréter le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, en 1913, M. Bohr énonce les postulats suivants :

- L'atome possède différents niveaux d'énergie bien définis,  $E_1, E_2, E_3$  etc. Il s'agit de valeurs discontinues (ou discrètes), et non de valeurs continues.
- Les variations d'énergie  $|E_p - E_n|$  de l'atome sont quantifiées.

Lorsque l'atome passe d'un état d'énergie  $E_p$  élevé à un niveau d'énergie  $E_n$  plus faible, il libère une énergie égale à  $|E_p - E_n|$ .

Le niveau de plus basse énergie de l'atome est appelé le niveau fondamental. Lorsqu'un atome se trouve à un niveau d'énergie supérieur au niveau fondamental, on dit qu'il est excité. Dans l'état d'énergie nulle l'atome est ionisé.

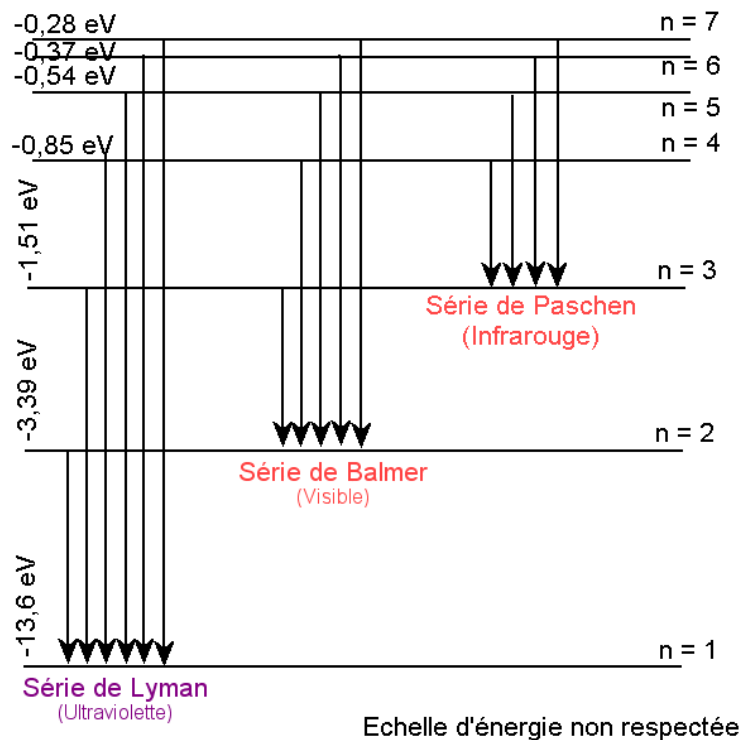
### 1 Emission d'un photon/désexcitation

Lorsqu'un atome se désexcite en effectuant une transition électronique d'un niveau d'énergie  $E_p$  à un niveau d'énergie plus faible  $E_n$ , il émet un photon d'énergie :

$$|\Delta E| = h \times \nu = \frac{h \times c}{\lambda} \quad (15.1)$$

où :

- $\Delta E$  est la quantité d'énergie exprimée en joule (J)
- $\nu$  est la fréquence du rayonnement exprimée en hertz (Hz)
- $h$  est la constante de Planck exprimée en joule fois seconde (J.s) :  $h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ J.s}$ .
- $c$  est la célérité de la lumière dans le vide exprimée en mètre par seconde ( $\text{m.s}^{-1}$ ) :  $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ .
- $\lambda$  est la longueur d'onde du rayonnement exprimé en mètre (m)



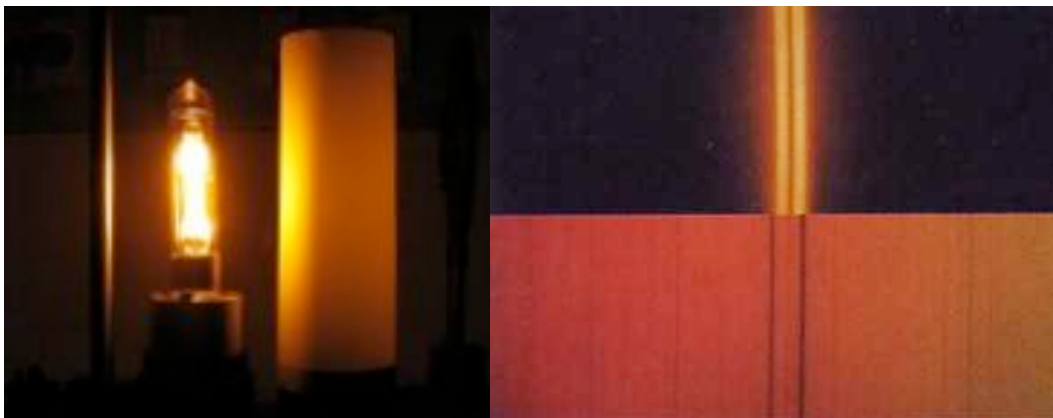
## 2 Interprétation énergétique des spectres atomiques

Un gaz excité sous basse pression émet, en se désexcitant, des rayonnements visibles (ou des rayonnements ultraviolets) possédant chacun une longueur d'onde. La valeur de la longueur d'onde est déterminée par le passage d'un niveau d'énergie  $E_p$  supérieur à un niveau de plus basse énergie  $E_n$  :

$$\lambda = \frac{hc}{|E_p - E_n|} \quad (15.2)$$

L'ensemble des rayonnements lumineux de longueur d'onde va produire le spectre de raies d'émission du gaz.

**Exemple** : lampe spectrale au sodium



Les différents niveaux d'énergie correspondant à l'atome de sodium sont représentés ci contre : Lorsque l'atome passe d'un état excité correspondant à une énergie  $E_1$  au niveau d'énergie fondamentale  $E_0$  il émet un photon.

La longueur d'onde du photon vaut :  $\lambda = 589 \text{ nm}$ .

La radiation émise est de couleur jaune. Les autres raies lumineuses (ou non lumineuses) sont dues à d'autres désexcitation énergétiques.

**Exemple :**

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.

### 3 Interprétation énergétique du spectre d'absorption

Lorsqu'un atome se désexcite en passant d'un niveau d'énergie  $E_p$  à un niveau d'énergie plus basse  $E_n$ , il émet un photon d'énergie

$$E(\text{photon}) = |E_p - E_n|$$

De la même manière lorsqu'un photon d'énergie  $E(\text{photon})$  frappe un atome il peut être absorbé. L'atome passe alors d'un niveau d'énergie  $E_n$  à un niveau d'énergie supérieur  $E_p$ .

**Exemple :** lorsque l'atome d'hydrogène se désexcite il émet un photon lumineux d'énergie

$$E(\text{photon}) = |E_p - E_n|$$

La radiation lumineuse est de couleur rouge de longueur d'onde :

$$\lambda = \frac{hc}{|E_p - E_n|}$$

Lorsqu'un photon lumineux d'énergie  $|E_p - E_n|$  va traverser l'atmosphère du soleil, il va être absorbé par un atome d'hydrogène. Le spectre du soleil va contenir une raie noire correspondant à la longueur d'onde de 652 nm. Cette raie noire nous indique que l'atmosphère du soleil contient de l'hydrogène.