

C1 : Description de la matière à l'échelle macroscopique.

1 Corps purs et corps mélangés.

- Une substance constituée d'une seule espèce chimique est un **corps pur** sinon c'est un **mélange**.
- Lorsqu'un mélange est **homogène** on ne peut pas distinguer ces constituants, dans le cas contraire on dit qu'il est **hétérogène**.



statue en cuivre

Exemples :

- substances pures:** aluminium, diamant.
- mélanges homogènes:** eau sucrée ou salée
- mélange hétérogène:** eau et huile.

- Composition d'un mélange :



tuyaux en cuivre

Définition Pourcentage en masse

Le pourcentage **massique** p_m d'une espèce dans un mélange est le rapport de la **masse** cette espèce par celle du mélange.

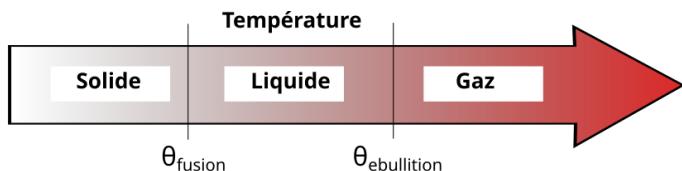
$$p_m = \frac{\text{masse de l'espèce}}{\text{masse du mélange}}$$

Remarque : La composition d'un mélange peut aussi être donnée par un pourcentage volumique.

2 Identification d'une espèce chimique.

On peut identifier une espèce chimique à l'aide de ces propriétés physiques ou chimiques

A. Température de changement d'état.



Pour un corps **pur**, le changement d'état se fait à température constante. Pour un mélange la température varie lors du changement d'état.

Remarque : On note la température par la lettre θ (pour ne pas confondre avec t qui désigne le temps)

B. La masse volumique.

Définition Masse volumique

La masse volumique ρ d'une espèce est le rapport entre sa masse m et son volume V :

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

Remarques :

- Toutes les combinaisons d'unités sont possibles comme g/L, kg/m³
- Il existe 2 notations soit g/L ou g.L⁻¹ (car g/L = g × 1/L = g × L⁻¹)

La masse volumique de l'eau est de 1,0 kg.L⁻¹ et celle de l'air est de l'ordre de 1,3 g.L⁻¹

C. Quelques tests d'identification chimiques.

- Au contact de l'eau, le sulfate de cuivre anhydre (blanc) devient bleu.
- Le **dioxygène** est un gaz qui ravive la flamme d'une allumette incandescente.
- Le **diazote** est un gaz qui émet son (appelé aboiement) au contact d'une flamme.

Ce qu'il faut savoir faire

- Citer des exemples courants de corps purs et de mélanges homogènes et hétérogènes.
- Identifier, à partir de valeurs de référence, une espèce chimique par ses températures de changement d'état, sa masse volumique ou par des tests chimiques.
- Citer des tests chimiques courants de présence d'eau, de dihydrogène, de dioxygène, de dioxyde de carbone
- Citer la valeur de la masse volumique de l'eau liquide et la comparer à celles d'autres corps purs et mélanges.
- Distinguer un mélange d'un corps pur à partir de données expérimentales.
- Citer la composition approchée de l'air et l'ordre de grandeur de la valeur de sa masse volumique.
- Établir la composition d'un échantillon à partir de données expérimentales.

C1 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

Q1. Parmi les substances suivantes, lesquelles sont pures ? lesquelles sont mélangées ?

eau de source ; eau boueuse ; statuette en bronze ; glucose ; air

Q2. Dans une classe de 2^{de} de 35 élèves il y a 20 filles, calculer le pourcentage de fille dans cette classe.

Q3. Un bronze est un alliage contenant du cuivre et de l'étain. Une statue en bronze pèse 5,3 kg et contient 640 g d'étain. Calculer le pourcentage massique p_m de l'étain dans la statue et l'exprimer en %.

Q4. Rappeler ce que sont les transformations physiques d'ébullition et de fusion.

Q5. La température de fusion de l'éthanol est de -114 °C et celle d'ébullition est de 78°C. Quel est son état physique à 20 °C (Justifier à l'aide d'un schéma)

Q6. Calculer le volume occupé par 1,0 kg d'air.

Outils mathématiques pour la physique :

a) Convertir :

236 g = kg

25 mL = L

0,5 m³ = L

b) Écrire les quotients suivants avec la nouvelle notation de type : $1/x = x^{-1}$

km/h =

g/mL =

W/m² =

kg/m³ =

c) Calcul littéral :

Si $a = b \times c$ alors $b = \dots$ et $c = \dots$

Exercice 1: Le Destop

Le « Destop » est un déboucheur liquide de canalisation qui contient de l'eau (formule H₂O), de l'hydroxyde de sodium (formule NaOH), de l'ammoniaque (formule NH₃).

a) Dans 1,0 kg de Destop il y a 100 g d'hydroxyde de sodium. Calculer le pourcentage massique en hydroxyde de sodium dans le Destop.

b) On ajoute 250 g d'eau à 500 g de Destop. Montrer que le nouveau pourcentage massique en hydroxyde de sodium du mélange obtenu est de l'ordre de 6,7 %.

Exercice 2: Mélanges



- 1) En s'aidant de la définition du pourcentage en masse, définir le pourcentage volumique (p_v) d'une espèce dans un mélange. (Indice la masse est remplacée par le volume)

Un flacon de 200 mL d'alcool vendu en pharmacie contient 140 mL d'éthanol.

- 2) De quel type de mélange s'agit-il ?
3) Quel est le pourcentage volumique d'éthanol dans ce flacon ?
4) Dans 5,0 L d'air il y a 4,0 L de diazote. Calculer le pourcentage volumique du diazote dans l'air.

Exercice 3: Identifier une espèce chimique

Données:

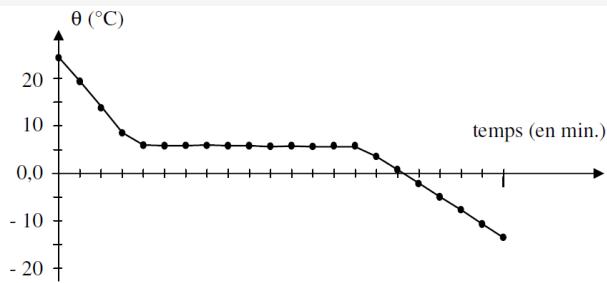
Espèce	θ fusion (°C)	θ ébullition (°C)
eau	0	100
pentan-1-ol	-79	138
éthanol	-114	78
éthoxyéthane	-116	34
cyclohexane	6	81
propanone	-95	56
toluène	-95	111
butanal	-99	75
pentan-3-ol	-8	116
plomb	327	1 749

- 1) À $\theta = 120^\circ\text{C}$, quel est l'état physique (solide, liquide ou gaz) :

- du pentan-1-ol ?
- de l'eau ?
- du plomb ?

On plonge un tube à essai contenant un liquide inconnu dans un bain glacé. On relève la température à intervalles de temps réguliers.

La courbe donnant l'évolution de la température du liquide en fonction du temps est donnée ci-contre.



- 2) L'espèce chimique contenue dans le tube à essai est-elle pure ? Justifier.
- 3) Quelle est cette espèce chimique ? Justifier.

Exercice 4: Masse volumique de l'air

On pèse un ballon plein d'air, on mesure $m_1 = 108,4$ g, puis on retire 1,5 L d'air en le dégonflant, la nouvelle masse du ballon est $m_2 = 106,6$ g.

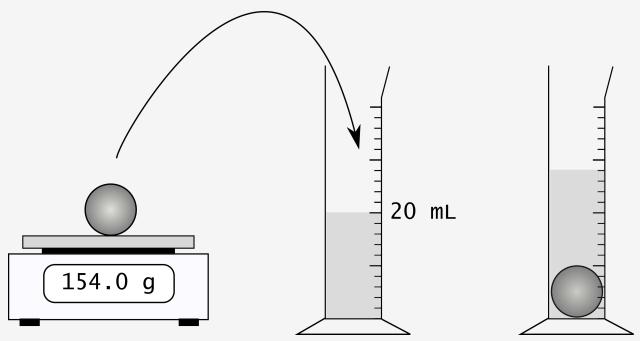
Calculer la masse volumique ρ de l'air en g.L^{-1} puis en kg.m^{-3} .

Exercice 5: Masse volumique de métaux

Données : Masse volumique de quelques métaux

Espèce	Plomb	Aluminium	Fer	Cuivre	Or
ρ (g.L^{-1})	$1,44 \times 10^4$	$2,70 \times 10^3$	$7,86 \times 10^3$	$8,96 \times 10^3$	$1,93 \times 10^4$

- 1) Calculer la masse de 100 mL de cuivre.
- 2) Quel est le volume occupé par 1,0 kg de fer.
- 3) On réalise l'expérience suivante avec un métal inconnu de forme sphérique. Quel est ce métal ? (Justifier la démarche)



Exercice 6: Le glycérol.

Le glycérol a une masse volumique de $1,26 \text{ kg.L}^{-1}$ à 15°C .

On pèse 250 g de glycérol que l'on dissout complètement dans 1,0 L d'eau.

Données : ρ (mélange) = $1,05 \text{ kg.L}^{-1}$; ρ (eau) = $1,0 \text{ kg.L}^{-1}$

- 1) Calculer le volume de glycérol que l'on a utilisé pour préparer le mélange.

2) Calculer la masse du mélange.

3) En déduire le volume du mélange obtenu.

4) Calculer le pourcentage massique du glycérol dans le mélange.

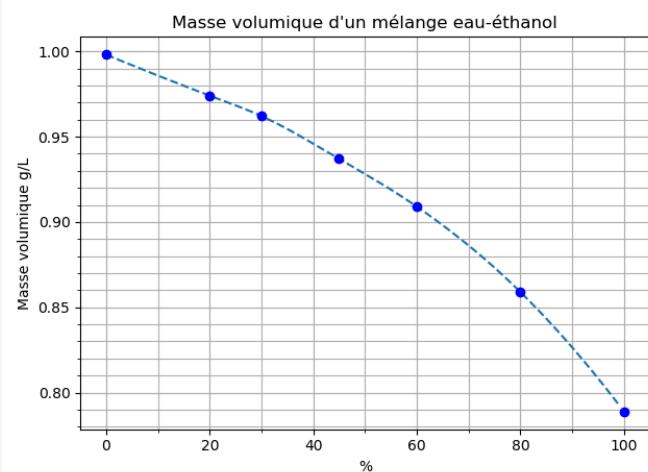
5) Calculer le pourcentage volumique du glycérol dans le mélange et conclure.

Exercice 7: Le mélange eau - alcool

L'« alcool » vendu en pharmacie est un mélange eau - éthanol.

Sur une bouteille de 250 mL d'alcool vendu en pharmacie on peut lire « Alcool modifié 90 % vol »

Données:



- 1) Calculer le volume d'éthanol présent dans la bouteille.
- 2) À l'aide du graphique trouver la masse volumique du liquide de la bouteille. On fera apparaître les traits de construction.
- 3) En déduire la masse du mélange eau - éthanol de la bouteille.

C2 : Les solutions aqueuses

1 Concentration volumique en masse.

A. Définition.

Définition Concentration en masse

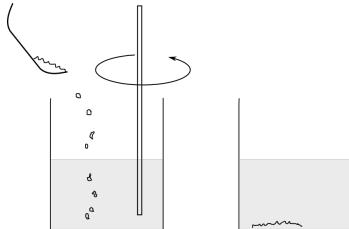
La concentration (volumique) en masse, notée c_m d'un soluté de masse $m_{\text{soluté}}$ dans une solution de volume V_{solution} se calcule par :

$$c_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

Attention : Ne pas confondre concentration et la masse volumique. Les unités sont les mêmes mais la masse utilisée est différente !

B. Concentration maximale d'un soluté

Il existe une concentration au-delà de laquelle une espèce chimique ne peut plus se dissoudre : la concentration est alors maximale et la solution est saturée.



2 Préparation d'une solution.

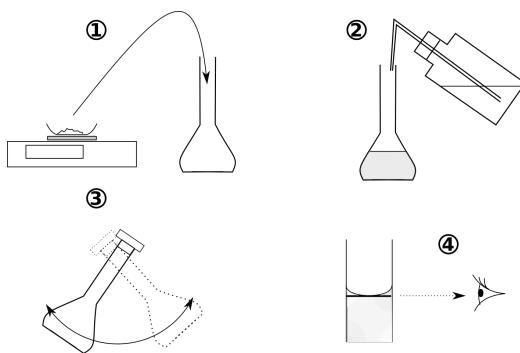
Il existe deux méthodes pour préparer un volume V de solution de concentration en masse c_m

A. Par dissolution.

Matériel indispensable : Balance électronique – fiole jaugée

Méthode :

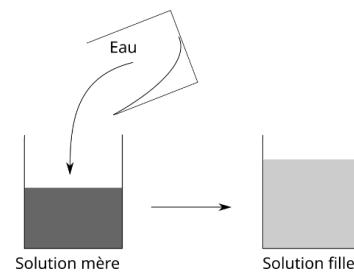
- 1) Peser le solide et le verser dans la fiole.
- 2) Verser de l'eau au $\frac{3}{4}$ environ
- 3) Agiter.
- 4) Compléter jusqu'au trait de jauge



Principe : Pour calculer la masse de soluté nécessaire à partir de la concentration et du volume : $m = c_m \times V$

B. Par dilution

Vocabulaire : La solution de départ est la solution mère de concentration c_0 et de volume V_0 . La solution obtenue est la solution fille de concentration c_1 et V_1 .



Définition Dilution

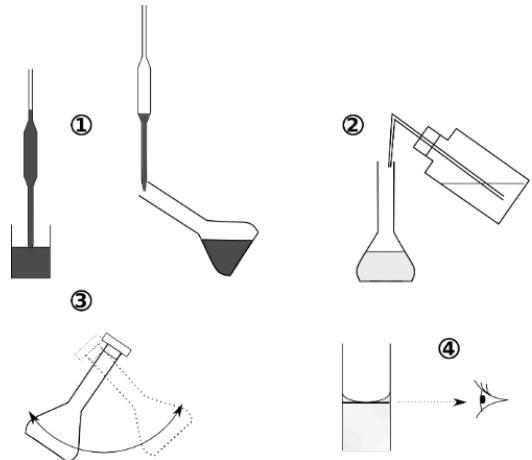
Diluer une solution consiste à baisser sa concentration en y ajoutant de l'eau. Lors de la dilution la masse du soluté ne change pas donc :

$$m = c_0 \times V_0 = c_1 \times V_1$$

Matériel indispensable: pipette jaugée et fiole jaugée

Méthode :

- 1) Prélever le volume de solution mère et le verser dans la fiole
- 2) Verser de l'eau au $\frac{3}{4}$ environ
- 3) Homogénéiser
- 4) Compléter jusqu'au trait de jauge



Remarque importante : Généralement on ne dilue pas toute la solution mère, il faut savoir calculer le volume du prélèvement nécessaire pour pouvoir préparer la solution fille.

3 Dosage par étalonnage

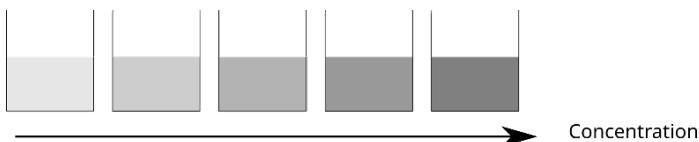
Définition Dosage

Doser une espèce chimique c'est déterminer sa concentration dans une solution.

A. L'échelle de teintes.

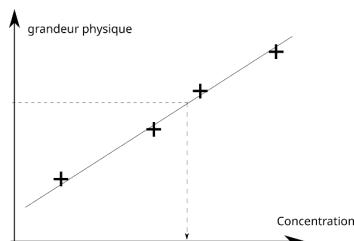
Si la solution est colorée :

- 1) On prépare des solutions de différentes concentrations **connues** ce qui donne une échelle de teintes. Plus la concentration est grande plus la couleur est prononcée.
- 2) On détermine la concentration d'une solution inconnue par **comparaison** avec l'échelle de teinte.



B. Courbe d'étalonnage.

- 1) On prépare des solutions de différentes concentrations connues, ce sont les solutions étalons.
- 2) On mesure une **grandeur physique** (masse volumique, pH, etc) pour chacune des solutions étalons.
- 3) On trace la courbe représentative de la grandeur mesurée en fonction de la concentration. On l'appelle la **courbe d'étalonnage**.
- 4) On mesure la grandeur physique de la solution inconnue puis on utilise la courbe pour trouver sa concentration graphiquement.



Ce qu'il faut savoir faire

- ✓ Identifier le soluté et le solvant à partir de la composition ou d'une solution.
- ✓ Distinguer la masse volumique d'un échantillon et la concentration en masse d'un soluté au sein d'une solution.
- ✓ Déterminer la valeur de la concentration en masse d'un soluté à partir du mode opératoire de préparation d'une solution par dissolution ou par dilution.
- ✓ Déterminer la valeur d'une concentration en masse et d'une concentration maximale à partir de résultats expérimentaux

C2 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

Q1. Parmi les substances suivantes, lesquelles sont des solutions aqueuses ?

Un thé à la menthe; de l'essence; un sirop de grenadine; du white spirit.

Q2. Un litre d'eau de mer contient environ 35 g de sel, on dit que la concentration du sel est de 35 g.L⁻¹. On écrit $c_m = 35 \text{ g.L}^{-1}$

- Quelle masse m de sel est dissoute dans 100 mL d'eau de mer (Justifier)

Q3. La concentration maximale en sel de l'eau est de 360 g.L⁻¹. Dans ce cas on dit que la solution est **saturée**. Peut-on dissoudre 100 g de sel dans 250 mL d'eau ? (Justifier)

Q4. Que veut dire diluer ? (Répondre en une phrase la plus simple possible)

Q5. Pour préparer une solution par dilution au laboratoire quels objets ne sont pas utiles ?
Bécher ; Éprouvette ; balance ; fiole ; pipette.

Q6. On veut préparer $V_1 = 100 \text{ mL}$ de solution sucrée de concentration en masse $c_1 = 10 \text{ g.L}^{-1}$ à partir d'une solution de concentration en masse $c_0 = 100 \text{ g.L}^{-1}$.

- Calculer le volume qu'il faut prélever avec la pipette.

Outils mathématiques pour la physique :

Convertir :

$$342 \mu\text{g} = \dots \text{ g}$$

$$0,025 \text{ L} = \dots \text{ mL}$$

$$100 \text{ L} = \dots \text{ m}^3$$

Calculer et convertir :

$$25 \text{ mg}/10 \text{ L} = \dots \text{ g.L}^{-1}$$

$$78 \text{ mg}/36 \text{ mL} = \dots \text{ g.L}^{-1}$$

$$0,058 \text{ kg}/250 \text{ mL} = \dots \text{ g.L}^{-1}$$

$$1 \text{ kg.L}^{-1} = \dots \text{ g.mL}^{-1}$$

Calcul littéral :

Si

$$\frac{a}{b} = \frac{c}{d}$$

$$\text{alors } a = \dots$$

$$\text{et } b = \dots$$

Un thé glacé parfumé à la pêche blanche a une concentration en masse en sucre de 90 g.L⁻¹.

- Calculer la masse de sucre contenue dans une bouteille de 50 cL de ce thé.

Exercice 2: Préparation par dissolution.

On veut préparer 200 mL de solution aqueuse de chlorure de sodium (NaCl) de concentration en masse $c_m = 5,0 \text{ g.L}^{-1}$

- 1) Quel est le solvant et le soluté ?
- 2) Quelle de masse de chlorure de sodium faut-il peser pour préparer la solution par dissolution ?
- 3) De quel matériel a-t-on besoin pour réaliser la dissolution ?

Exercice 3: Préparation par dilution.

On dispose d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (CuSO_4) de concentration en masse égale 20 g.L⁻¹.

À partir de cette solution, on veut préparer 500 mL d'une solution de concentration en masse égale à 5,0 g.L⁻¹.

- 1) Quel est le nom de la verrerie nécessaire pour réaliser cette solution ?
- 2) Compléter le tableau suivant :

Solution	Volume	Concentration
Mère		
Fille		

- 3) Calculer le volume de solution mère qu'il faut prélever pour préparer la solution fille.

Exercice 4: Dilution de l'eau de Javel.

Un berlingot d'eau de javel du commerce a une concentration en masse égale à 152 g.L⁻¹ de « chlore actif ». On prélève 20 mL d'eau de javel du berlingot que l'on verse dans une fiole jaugée de 500 mL puis on complète avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.

- Calculer la concentration en masse en « chlore actif » de la solution préparée en g.L⁻¹.

Exercice 5: Échelle de teintes.

On réalise une échelle de teintes à partir d'une solution mère de bleu patenté (un colorant alimentaire) de concentration en masse égale à 5,0 g.L⁻¹.

n° de la solution étalon	1	2	3	4	5	6
concentration en masse (en g.L ⁻¹)	0,20	0,40	0,60	0,70	0,80	1,0

On dissout la partie bleue d'un bonbon dans de l'eau chaude. La solution obtenue a un volume de 200 mL et une couleur comprise entre la solution étalon n°3 et la solution étalon n°4.

Exercice 1: Concentration en masse.

- 1)** Chaque solution étalon a un volume de 20 mL. Calculer le volume de solution mère à prélever pour fabriquer la solution étalon n°6.
- 2)** Donner un encadrement (c'est-à-dire un intervalle) de la concentration en masse de la solution préparée avec un bonbon.
- 3)** Donner un encadrement de la masse de colorant dans un bonbon.

Exercice 6: Facteur de dilution. (difficile)

On dispose du matériel suivant : pipettes de 5mL, 10 mL, 25 mL. Fiole jaugée de 50 mL et 100 mL.

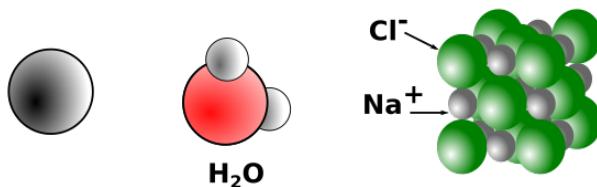
On veut diluer une solution d'un facteur 2, c'est-à-dire diviser sa concentration par 2.

- 1)** Parmi le matériel disponible lequel doit-on utiliser ? (justifier votre raisonnement)
- 2)** Même question pour une dilution par 10 ?

C3 : La matière à l'échelle microscopique

Atomes ions et molécules sont des **entités chimiques**

Atome Molécule Ions



Une espèce chimique est une « collection » d'un grand nombre d'entités.

En physique, on distingue l'échelle macroscopique qui est celle des objets de notre quotidien, et l'échelle microscopique qui est celle des atomes.

1 Les atomes.

A. Composition.

- **L'atome** est la plus petite des entités chimiques, il est constitué d'un **noyau** entouré d'un nuage électronique.
- Le **noyau** est constitué de particules appelées nucléons. Un nucléon peut être un **proton** ou un **neutron**.

Définition Notation symbolique

- Un noyau de symbole X est noté : ${}_Z^AX$

où Z est le nombre de protons (ou numéro atomique) et A est le nombre de nucléons (ou nombre de masse)

- Le nombre de neutrons N se calcule par $N = A - Z$

- Le **symbole** chimique d'un atome est une lettre majuscule parfois associé à une lettre minuscule.

Exemple : Cu ; C ; O ; Mn ...

B. Quelques grandeurs physiques

- Taille et charge de l'atome

	Atome	Noyau
Taille(m)	1×10^{-10}	1×10^{-15}

Prorité : L'atome est électriquement neutre et essentiellement constitué de vide !

- Masse et charge du noyau:

	Masse (kg)	Charge (C)
proton	$1,67 \times 10^{-27}$	$+e = 1,60 \times 10^{-19} C$
neutron	$1,67 \times 10^{-27}$	0
électron	$9,11 \times 10^{-31}$	$-e = 1,60 \times 10^{-19} C$

Observations:

1. Les nucléons ont quasiment la même masse.
2. La masse d'un électrons est beaucoup plus petite que celle d'un nucléon.

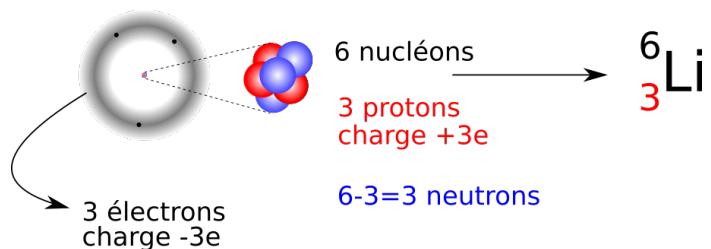
3. Le proton et l'électron ont des charges électriques opposées.

Remarques :

- Une charge électrique s'exprime en coulomb (C)
- La plus petite charge électrique possible est notée e (comme élémentaire)

Prorité :

- La masse d'un atome est presque la même que celle des nucléons.
- L'atome est électriquement neutre, car il contient le même nombre de protons et d'électrons.



2 Les molécules.

Définition Molécules

Une molécule est un ensemble d'atomes liés entre eux.

- La formule brute d'une molécule se compose de lettres et de chiffre.

Attention: le nombre est toujours écrit après la lettre !

Exemples :

- Dans H_2O il y a deux atomes H et un seul O
- Dans CO_2 il y a un atome C et deux atomes O.

3 Les ions.

A. Composition

Définition Ions

- Un ions est un atome ou une molécule qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électron(s).
- Il possède une charge électrique positive ou négative.

La charge électrique totale d'un ion est notée en exposant

Exemples : Cu^{2+} ; H^+ ; SO_4^{2-} ; MnO_4^{2-}

- Les ions chargés négativement sont des anions
- Les ions chargés positivement sont des cations

B. Solide ionique

Définition Solide ionique

À l'état solide, les ions de charges opposées s'associent pour former un composé ionique qui est globalement neutre.

Exemples :

- Le chlorure de sodium est un solide ionique contenant des ions Na^+ et Cl^- sa formule est NaCl

- Le chlorure de cuivre est un solide ionique contenant des ions Cu²⁺ et Cl⁻ sa formule est CuCl₂

Ce qu'il faut savoir faire

- ✓ Définir une espèce chimique comme une collection d'un nombre très élevé d'entités identiques.
- ✓ Exploiter l'électroneutralité de la matière pour associer des espèces ioniques et citer des formules de composés ioniques.
- ✓ Utiliser le terme adapté parmi molécule, atome, anion et cation pour qualifier une entité chimique à partir d'une formule chimique donnée.
- ✓ Citer l'ordre de grandeur de la valeur de la taille d'un atome.
- ✓ Comparer la taille et la masse d'un atome et de son noyau.
- ✓ Établir l'écriture conventionnelle d'un noyau à partir de sa composition et inversement.

C3 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

Q1. Quelles sont les entités chimiques à l'échelle microscopique ?

Q2. Quelle est la composition du noyau d'hélium ${}_2^4\text{He}$?
Même question pour l'atome ${}_2^4\text{He}$

Q3. En utilisant les données chiffrées du cours, calculer combien de fois un atome est plus grand que son noyau. Associer une des propriétés du cours au résultat précédent.

Q4. En utilisant les données chiffrées du cours, calculer combien de fois la masse d'un nucléon est-elle plus grande que celle d'un électron ? Associer une des propriétés du cours au résultat précédent.

Q5. Quelle est la charge d'un ion qui a gagné des électrons ? Comment appelle-t-on ce type d'ion ?

Q6. Quelles affirmations sont justes ?

- Un composé ionique contient autant d'anions que de cations.
 - Un composé ionique est électriquement neutre
 - Un composé ionique est un ensemble d'un très grand nombre d'ions
-

Outils mathématiques pour la physique :

Les puissances de 10 permettent d'écrire simplement de très grands ou de très petits nombres.

a) Calculer (de tête)

$$10^2 \times 10^3 = \dots \dots \dots$$

$$10^2 \times 10^{-3} = \dots \dots \dots$$

$$10^5 / 10^3 = \dots \dots \dots$$

$$2 \times 10^8 / (2 \times 10^2) = \dots \dots \dots$$

$$3 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^3 = \dots \dots \dots$$

b) À l'aide votre calculette, calculer :

$$5,12 \times 10^{-18} / 32 = \dots \dots \dots$$

$$4,0 \times 10^{-20} / 1,6 \times 10^{-19} = \dots \dots \dots$$

Attention : les calculettes affichent généralement la lettre E à la place des puissances de 10, par exemple $1,6 \times 10^{-19}$ sera affiché $1.6\text{E-}19$. Cette notation ne doit pas être écrite sur vos copies !

Exemple : Pour entrer la valeur $9,11 \times 10^{-31}$

- Sur une calculatrice Ti:



- Sur une calculatrice Casio:



Exercice 1: Formule d'une espèce chimique

Pour toutes les espèces chimiques suivantes, donner sa composition complète (nombre d'atomes et de charges s'il y en a)



Exercice 2: entités chimiques Compléter le tableau :

Nom :	Hydro-gène			Chlorure	Eau	Sulfate
Type d'entité :						
Formule :			Mg ²⁺	Cl ⁻		
Composition : (atomes)		1 C 2 O				2 S 4 O
Charge :		0				2 -

Exercice 3: Composés ioniques

Données : Formules chimiques de quelques ions

Nom :	Cuivre	Nitrate	Sodium	Fer	Carbone	Hydroxyde
Formule :	Cu ²⁺	NO ₃ ⁻	Na ⁺	Fe ²⁺	CO ₃ ²⁻	HO ⁻

- 1)** Écrire les formules des composés ioniques suivants :

- Hydroxyde de sodium
- Carbonate de fer
- Nitrate de cuivre

- 2)** Donner les noms de composés suivants :

- Fe(OH)₂
- NaNO₃

Exercice 4: Composition du noyau

- 1)** Quelle est la composition du noyau ${}_{17}^{35}\text{Cl}$?

- 2)** Quelle est la composition du noyau ${}_{20}^{44}\text{Ca}$?

- 3)** Un noyau d'argent Ag possède 47 protons et 61 neutrons écrire sa formule symbolique complète.

Données :

masse d'un nucléon $m = 1,67 \times 10^{-27}$ kg ; charge élémentaire $e = 1,6 \times 10^{-19}$ C

- 4)** La masse d'un noyau est de $7,35 \times 10^{-26}$ kg, quel est son nombre de masse ?
- 5)** La charge d'un noyau est de $2,72 \times 10^{-18}$ C, quel est son numéro atomique ?

Exercice 5: Propriétés de l'atome

Le rayon d'un atome d'oxygène ${}_{8}^{16}\text{O}$ est de $4,8 \times 10^{-9}$ m et celui de son noyau est de $3,7 \times 10^{-15}$ m

- 1)** Combien de fois un atome d'oxygène est-il plus grand que son noyau ?
- 2)** Quelle propriété de l'atome est illustré par cet exemple ?

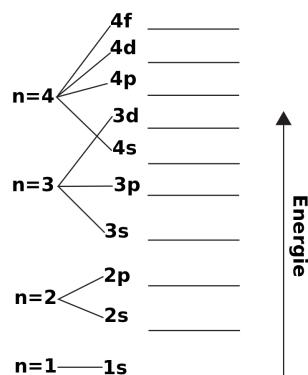
La masse d'un proton est $m_p = 1,673 \times 10^{-27}$ kg et celle d'un neutron est $m_n = 1,675 \times 10^{-27}$ kg.
- 3)** Calculer la masse du noyau ${}_{8}^{16}\text{O}$
- 4)** Sachant que la masse de l'atome ${}_{8}^{16}\text{O}$ est $2,680 \times 10^{-26}$ kg, calculer la proportion de masse de l'atome située dans son noyau.
- 5)** Quelle propriété de l'atome est illustré par cet exemple ?

C4 : Formation des ions et des molécules

1 Cortège électronique des atomes.

A. Structure électronique d'un atome

- Les électrons du nuage électronique d'un atome se disposent sur **des niveaux d'énergie** qui sont organisés en **couches** (notées $n=1,2,3\dots$) et en **sous couches** (notées s,p).
- Une sous-couche s peut contenir au maximum 2 électrons, et une sous-couche p en contient 8 au maximum.
- L'ordre de remplissage des niveaux d'énergie est **1s 2s 2p 3s 3p 4s**. Les électrons qui occupent la dernière couche sont appelés électrons de **valence**.



Pour cela un atome peut se transformer:

- en ion
- former une molécule.

2 Des entités plus stables.

A. Les ions monoatomiques.

Pour respecter la règle de stabilité un atome peu gagner ou perdre un ou plusieurs électrons. Il va donc se transformer en un ion.

Formule :	H ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Cl ⁻	F ⁻
Ion:	hydrogène	sodium	potassium	calcium	magnésium	chlorure	fluorure

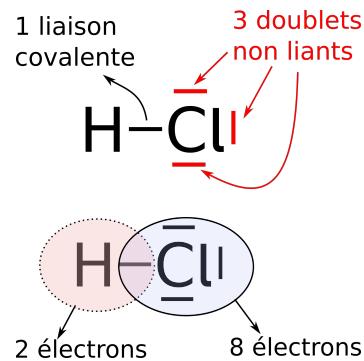
B. Les molécules.

Pour respecter la règle de stabilité, deux atomes peuvent mettre un électron en commun et former une liaison covalente.

Définition Schéma de Lewis

On appelle schéma de **Lewis**, une représentation de la molécule qui montre tous les électrons de valence sous forme de trait.

- Sur un schéma de Lewis, un trait correspond à 2 électrons (ou doublet). Lorsqu'il est situé entre deux atomes, c'est une liaison (ou doublet liant), sinon on l'appelle doublet **non liant**.



En pratique :

- Tous les atomes (sauf H) sont entourés de 8 électrons dans le schéma de Lewis.
- Les électrons d'un doublet liant comptent pour les deux atomes.

Définition Structure électronique

On appelle structure électronique d'un atome (ou d'un ion) la répartition des électrons sur les différentes couches et sous-couches.

B. Classification périodique

Tous les éléments chimiques sont classés dans le tableau périodique des éléments.

1H Hydrogène								2He Hélium
3Li Lithium	4Be Béryllium	5B Bore	6C Carbone	7N Azote	8O Oxygène	9F Fluor	10Ne Néon	
11Na Sodium	12Mg Magnésium	13Al Aluminium	14Si Silicium	15P Phosphore	16S Soufre	17Cl Chlore	18Ar Argon	

Classification simplifiée

- Dans la classification actuelle, les éléments sont organisés par :
 - numéro atomique croissant en ligne.
 - électrons de valence égaux dans une colonne.
- Les éléments d'une même colonne ont des propriétés chimiques semblables, ils forment une famille d'éléments chimiques.

C. Stabilité chimique des gaz nobles.

- La famille des gaz nobles occupe la dernière colonne du tableau périodique. Ce sont des éléments très stables qui ne forment pas d'ion ni de molécules.

Définition Règle de stabilité

Un atome de numéro atomique $Z < 18$ a tendance à adopter la structure électronique du gaz noble dont il est le plus proche dans le tableau périodique.

C4 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

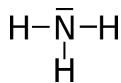
- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

Q1. Donner la structure électronique de l'atome de soufre $_{16}\text{S}$ puis indiquer son nombre d'électrons de valence

Q2. En utilisant le tableau périodique, donner le nombre d'électrons de valence du silicium.

Q3. En utilisant la classification périodique, déterminer la formule de l'ion monoatomique que donne le sodium.

Q4. Le schéma de Lewis ci-contre est celui de l'ammoniac.



- Combien y a-t-il de liaisons covalentes dans l'ammoniac ?
- Combien y a-t-il de doublets non liants ?
- Justifier que la structure électronique de l'atome d'azote est la même que celle d'un gaz noble.

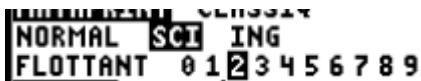
Q5. L'énergie de la liaison N-H est de $6,48 \times 10^{-22}$ J. Pour dissocier une molécule d'ammoniac en des atomes séparés il faut apporter.

Outils mathématiques pour la physique :

Toutes les calculettes ont un mode permettant d'afficher le résultat d'un calcul sous forme de notation scientifique et de l'arrondir avec un nombre de décimale donnée.

Avec une calculette de type TI

- 1) Appuyer sur et choisir SCI puis pour sortir.



- 2) Dans la ligne FLOTTANT choisir le nombre de décimales pour l'arrondi

- 2) Appuyer sur

Écrire en notation scientifique avec un arrondi au 100^{ème}:

- $1695648 / 856 = \dots$
- $0,0045687 / 853 = \dots$
- $782 / 56,9 = \dots$

Exercice 1: Structure électronique d'un atome

1) Donner la structure électronique de l'atome d'azote et de néon.

2) Quel atome a pour structure électronique: $1s^2 2s^1$?

Même question pour $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

3) Combien d'électrons de valence possède l'atome d'aluminium ?

4) En utilisant le tableau, donner les noms des atomes ayant 7 électrons de valence. Que peut-on dire de ces atomes ?

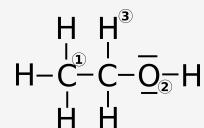
Exercice 2: Ions monoatomiques

Donner la formule des ions monoatomiques que peuvent former les atomes suivants :

- Lithium
- Sodium
- Fluor
- Phosphore

Exercice 3: Structure de Lewis d'une molécule

La figure ci-contre est la représentation de Lewis de la molécule d'éthanol.



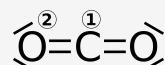
1) Dans la molécule d'éthanol, combien y a-t-il de liaisons covalentes et de doublets non-liants ?

2) Entourer les électrons de valence autour de l'atome de carbone n°1 puis les compter.

3) Même question pour les atomes n°2 et n°3.

4) En utilisant le tableau périodique, vérifier que chacun de ces 3 atomes a bien la structure d'un gaz noble.

5) Reprendre les questions précédentes pour la molécule de dioxyde de carbone, représentée ci-contre.



C5 : Quantité de matière

1 Masse d'une entité.

Définition

La masse d'une molécule ou d'un ion est égale à la somme des masses des atomes qui le composent.

Masses de quelques atomes :

Atome	H	O	C	N	S
Masse (en g)	$1,67 \times 10^{-24}$	$2,66 \times 10^{-23}$	$1,99 \times 10^{-23}$	$2,33 \times 10^{-23}$	$5,32 \times 10^{-23}$

2 Nombre d'entités dans un échantillon de matière.

Définition

La masse m d'un échantillon de matière est proportionnelle au nombre N d'entités qu'il contient.

$$m = N \times m_{\text{entité}}$$

3 Quantité de matière.

Définition La mole

Une mole est un ensemble de $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Remarque : On écrit « une mole » ou 1 mol où mol est l'unité de la mole.

Définition Quantité de matière

La quantité de matière n (mol) d'un échantillon de matière contenant N entités est :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

avec $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ qui est appelé le nombre d'Avogadro



Avogadro (1776-1856)

Remarques :

- La mole est l'une des 7 unités fondamentales du Système International.



Pourquoi le nombre d'Avogadro est-il aussi grand ? (environ six cent mille milliards de milliards !)

- Sa valeur est adaptée à l'échelle microscopique où le nombre d'entités présentes dans un échantillon de matière est gigantesque !
- On estime que l'Univers observable contient 1×10^{24} étoiles: il y a donc plus de molécules d'eau dans un verre que d'étoile dans l'Univers.



Ce qu'il faut savoir faire

- ✓ Déterminer la masse d'une entité à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.
- ✓ Déterminer le nombre d'entités et la quantité de matière (en mol) d'une espèce dans une masse d'échantillon.

C5 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

- Q1.** En utilisant les données du cours, calculer la masse d'une molécule d'eau H_2O
- Q2.** En utilisant les données du cours, calculer la masse d'un ion sulfate SO_4^{2-}
- Q3.** Calculer le nombre de molécules d'eau présentes dans une masse de 100 g d'eau
- Q4.** Quelle est la quantité de matière de 100 g d'eau ?

Les chiffres significatifs

Méthode : Comment arrondir le résultat d'un calcul en physique ou en chimie ?

Comme la valeur d'une grandeur physique n'est jamais exacte, le nombre de chiffres avec lequel on l'écrit a de l'importance.

Par exemple, une mesure de distance de 1,300 m est plus précise qu'une mesure de 1,3 m car dans le 1^{er} cas on a écrit 4 chiffres alors que dans le 2^{ème} cas on en a que 2.

Règle : Dans la valeur d'une grandeur physique tous les chiffres écrit sont significatifs sauf les 0 en 1^{ère} position

Principe : Le résultat d'un calcul ne peut pas être plus précis que les données avec lequel on l'effectue. Il faut donc l'arrondir avec le même nombre de chiffres significatifs que la donnée la moins précise.

- Entourer les chiffres significatifs dans les valeurs suivantes puis les compter:

2,3 :

2,387 :

0,023 :

$2,29 \times 10^3$:

- Calculer en respectant la règle sur les chiffres significatifs, calculer :

$3,456 \times 2,3 =$

$4,854 / 2,3 =$

$2,785 \times 10^{-3} / 1,895 =$

Exercice 1: Masse et nombre d'entités chimiques

- 1) a) Calculer la masse d'une molécule de glucose $C_6H_{12}O_6$.
b) Combien y a-t-il de molécules dans 180 g de glucose ?
- 2) a) Calculer la masse d'un ion carbonate CO_3^{2-}
b) Quelle est la masse de 10^{20} ions carbonate ?

- 3) a) Calculer la masse d'une molécule d'ammoniac NH_3
b) Combien y a-t-il de molécules dans 1,0 µg d'ammoniac ?

Exercice 2: Quantité de matière.

- 1) Quelle est la quantité de matière de $1,0 \times 10^{24}$ atomes ?
(Ne pas oublier l'unité !)
- 2) Quel est le nombre d'atomes contenus dans $5,0 \times 10^{-3}$ mol d'atomes ?
- 3) Quelle est la quantité de matière de 180 g de glucose ? (on utilisera le résultat de l'exercice précédent)
- 4) Quelle est la masse de 2,0 mmol d'ions carbonate ?
(on utilisera le résultat de l'exercice précédent)

Exercice 3: Le chlorure de sodium

La masse d'un atome de chlore vaut $3,82 \times 10^{-23}$ g celle d'un atome de sodium est de $5,88 \times 10^{-24}$ g

- 1) Justifier que la masse de l'ion chlorure est quasiment la même que celle de l'atome de chlore.
- 2) Calculer la masse d'une entité de « chlorure de sodium ».
- 3) Combien y a-t-il d'entités « chlorure de sodium » dans une masse de 10,0 g ?
- 4) À l'aide de la réponse précédente calculer la quantité de matière de 10,0 g de chlorure de sodium.

Exercice 4: Même nombre d'entités

La photo ci-contre montre cinq espèces chimiques : le carbone, le soufre, le mercure, le cuivre et le fer. Le nombre d'entités de chacune des espèces est le même.



- 1) La masse du carbone dans la coupelle est de 12,0 g, combien y a-t-il d'entités ?
- 2) Calculer la masse du soufre dans la coupelle.
- 3) La masse du mercure dans le bêcher est de 201 g, quelle est la masse d'un atome de mercure ?

C6 : Les transformations physiques

Dans ce chapitre et les suivants, on va distinguer 3 types de transformations de la matière, celles qui modifient l'état physique des espèces, celles qui modifient la composition chimique des espèces, et celles qui modifient le noyau d'un atome.

1 Changements d'états de la matière.

A. Écriture symbolique.

La matière existe sous trois états physiques :

- solide
- liquide
- gaz

On indique l'état physique d'une espèce dans sa formule chimique à l'aide de (s), (l) ou (g)

Exemples :

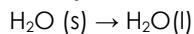
- H₂O (s) est l'eau solide (glace)
- CO₂ (g) est le dioxyde de carbone gazeux

Remarque : Lorsqu'une espèce chimique est en solution on écrit (aq)

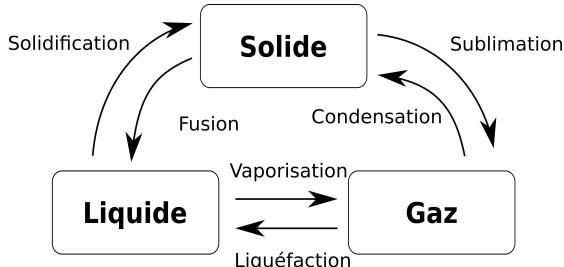
Définition

Le changement d'état physique de la matière est représenté par une équation de transformation.

Exemple : La fusion de l'eau est symbolisée par:



B. Noms des changements d'états

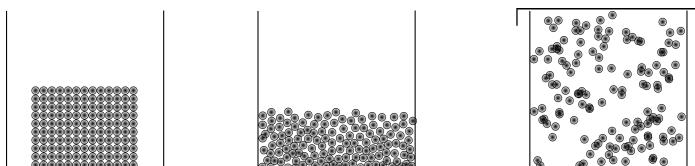


Attention à ne pas confondre :

- Fusion et dissolution.
- Évaporation (vaporisation lente) et ébullition (vaporisation rapide)

C. Modélisation microscopique.

- Pour un **solide**, les entités chimiques sont proches et fixes (en moyenne)
- Pour un **liquide**, les entités chimiques sont proches mais peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres.
- Pour un **gaz** les entités chimiques sont libres.



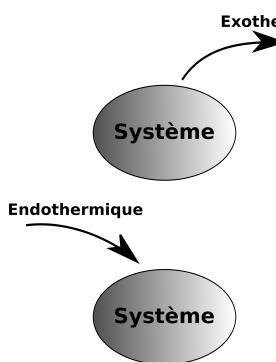
2 Aspect énergétique.

A. Transfert d'énergie lors d'un changement d'état.

Lors d'un changement d'état physique :

Définition

- Un système qui passe d'un état dispersé vers un état condensé **libère** de l'énergie, on dit que la transformation est exothermique.
- Un système qui passe d'un état condensé vers un état dispersé **absorbe** de l'énergie, on dit que la transformation est endothermique.



Remarque : Pour le système étudié, l'énergie échangée a une valeur positive si elle est reçue et négative si elle est perdue.

B. Énergie massique.

Définition

L'énergie échangée par le système lors d'un changement d'état est proportionnelle à sa masse :

$$Q = m \times L$$

où Q est l'énergie échangée (J), m la masse (kg) et L l'énergie massique (ou chaleur latente) (J.kg⁻¹)

Exemple : Pour l'eau à 100°C $L_{\text{vaporisation}} = 2,3 \times 10^6 \text{ J.kg}^{-1}$

Pour la glace à 0°C $L_{\text{fusion}} = 3,3 \times 10^5 \text{ J.kg}^{-1}$

Remarque : Les énergies massiques de liquéfaction et de solidification sont négatives

C6 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

Exercice 1: Changement d'état de la matière.

- 1) Donner le nom du changement d'état dans la transformation $I_2(s) \rightarrow I_2(g)$
- 2) Écrire l'équation de la fusion du fer (symbole Fe)
- 3) Écrire l'équation de condensation de l'eau (symbole H_2O)
- 4) Un gaz occupe tout le volume disponible, comment l'expliquez-vous ?

Exercice 2: Interpréter un phénomène physique.

- 1) On dépose un colorant à la surface d'un bêcher rempli d'eau. Au bout de quelques minutes toute l'eau est colorée alors que le récipient n'a pas été agité. Quelle conclusion pouvez-vous en tirer ?



- 2) Lorsqu'on sort d'une piscine, on ressent généralement un important effet de refroidissement (même en été) ce phénomène est encore plus important s'il y a du vent. Interprétez ce phénomène.
- 3) La rosée est un phénomène naturel lors duquel apparaissent des gouttelettes d'eau sur les végétaux exposés à l'air libre le matin ou le soir. Interprétez ce phénomène.

Exercice 3: Aspect énergétique d'un changement d'état.

Données : Pour l'eau à 100°C $L_{\text{vaporisation}} = 2,3 \times 10^6 \text{ J.kg}^{-1}$ pour la glace à 0°C $L_{\text{fusion}} = 3,3 \times 10^5 \text{ J.kg}^{-1}$

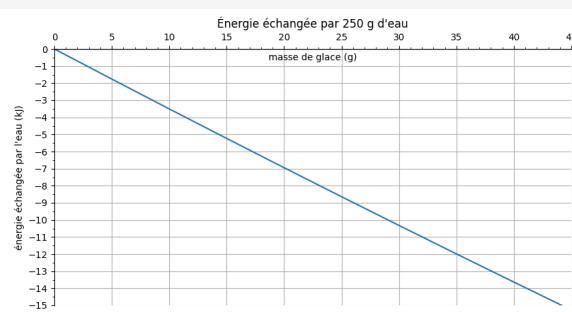
- 1) Quelle énergie faut-il fournir à 250 mL de l'eau à 100°C pour la vaporiser ?
- 2) La vaporisation est-elle exothermique ou endothermique ? (Justifier)
- 3) Est-il possible de faire fondre entièrement un glaçon de 75 g à 0°C en lui apportant 12 kJ ? Si non, calculer la masse de glace qui a fondu.

Exercice 4: Refroidir un verre de jus d'orange.

Un élève se demande combien il doit mettre de glaçons dans son verre de 25 cl jus d'orange qui est à 20°C pour le refroidir de sorte que sa température finale soit de 10°C .

Données : La masse volumique de l'eau est 10 g.cl^{-1}

- 1) On suppose que le jus d'orange se comporte comme de l'eau. Calculer la masse du jus d'orange en gramme.
- 2) L'énergie échangée par une masse m d'eau est : $Q = m \times c \times (T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}})$ avec $c=4,18 \text{ J}^{\circ}\text{C/g}$. Calculer l'énergie que doit perdre de jus d'orange pour atteindre la température désirée.
- 3) Le graphique suivant donne la valeur de l'énergie échangée par l'eau (en kJ) lorsque la glace a entièrement fondu. L'utiliser pour déterminer la masse de glace nécessaire.



- 1) La masse d'un glaçon est de 7,0 g. Répondre à la question initiale.
- 2) Si on verse 45 g de glace quelle sera la température du jus d'orange ?

Exercice 5: Énergie et changement d'état.

Données : Pour l'eau à 100°C $L_{\text{vaporisation}} = 2,3 \cdot 10^6 \text{ kJ.kg}^{-1}$ pour la glace à 0°C $L_{\text{fusion}} = 3,3 \cdot 10^5 \text{ kJ.kg}^{-1}$
Masse volumique de la glace $\rho_{\text{glace}} = 0,92 \text{ kg.L}^{-1}$ masse volumique de l'eau liquide $\rho = 1,00 \text{ kg.L}^{-1}$

- 1) On sort un bloc de glace à -15°C d'un congélateur, son volume est $V=1,5 \text{ L}$. Calculer la masse de ce bloc de glace.
- 2) Expliquer pourquoi le bloc de glace ne va pas fondre immédiatement.
- 3) Lorsqu'on lui apporte une énergie $Q_1=43 \text{ kJ}$ la température du bloc de glace augmente et il commence à fondre. Calculer la valeur de l'énergie Q_2 nécessaire pour qu'il fonde entièrement.
- 4) Après avoir apporté une énergie supplémentaire $Q_3 = 580 \text{ kJ}$ la température de l'eau arrive à 100°C et commence à bouillir. Calculer la valeur de l'énergie Q_4 nécessaire pour vaporiser toute l'eau.
- 5) En utilisant les réponses précédentes, calculer la valeur **totale** de l'énergie nécessaire pour vaporiser le bloc de glace de volume 1,5 L initialement à -15°C .

C7 : Les transformations chimiques

1 Modélisation d'une transformation chimique

A. Équation de réaction.

- Lors d'une transformation chimique certaines espèces chimiques disparaissent, ce sont les **réactifs**.
- D'autres espèces se forment ce sont des **produits**.

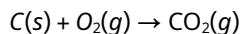
Définition Equation de réaction

Une transformation chimique est modélisée par une **équation de réaction** que l'on symbolise par une flèche.



Exemple : La combustion du carbone C(s) dans le dioxygène O₂(g) donne du dioxyde de carbone CO₂(g).

L'équation de la réaction s'écrit



- Une espèce chimique présente lors d'une réaction mais qui **ne se transforme pas** est spectatrice.

B. Stoechiométrie.

Définition Lois de conservation

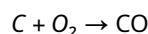
Lors d'une transformation chimique il y a conservation :

- des éléments chimiques (atomes)
- des charges électriques.



Remarque : Pour appliquer ces lois il est généralement nécessaire d'ajouter des coefficients dans les équations de réactions, ce sont **les coefficients stœchiométriques**.

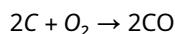
Exemple : La transformation



ne respecte pas la conservation de l'élément oxygène (on passe de 2 à 1 !)

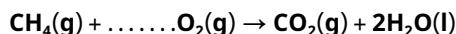
Lavoisier (1743-1794)

Il faut ajouter des coefficients pour **équilibrer** cette équation

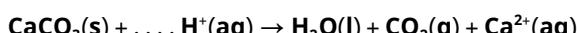


Exemples de réactions chimiques :

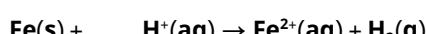
- La combustion du méthane :



- Action d'un acide sur le calcaire :



- Corrosion d'un métal par un acide :



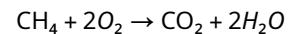
C. Réactif limitant.

Définition Réactif limitant

Lors d'une transformation chimique, si l'un des réactifs est entièrement consommé, la réaction s'arrête ce réactif est appelé le réactif **limitant**.

Comment trouver le réactif limitant à partir de la composition initiale du mélange ?

Par exemple pour la transformation



Avec des quantités initiales de 3 mol pour CH₄ et 5 mol pour O₂ qui est limitant ?

Méthode 1. On raisonne de la façon suivante:

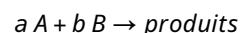
- pour consommer entièrement 3 mol de CH₄ on a besoin de $2 \times 3 = 6$ mol de O₂
- comme on a que 5 mol de O₂ cela n'est pas possible !

Conclusion CH₄ n'est pas limitant donc O₂ est limitant.

Méthode 2. On calcule les rapports entre les quantités disponibles et les coefficient. Le plus petit rapport correspond au réactif limitant.

Comme $\frac{3}{1} > \frac{5}{2}$ alors O₂ est limitant

Généralisation: Pour une transformation chimique entre les espèces A et B selon l'équation



où a et b sont les coefficients stœchiométriques.

Les quantités de matière mise en présence sont n(A) et n(B)

- Le réactif limitant sera A si : $\frac{n(A)}{a} < \frac{n(B)}{b}$
- Le réactif limitant sera B si : $\frac{n(A)}{a} > \frac{n(B)}{b}$

Remarque : Dans le cas où les « deux réactifs sont limitant » on parle de proportions stœchiométriques.

2 Effets thermiques d'une transformation chimique.

- Lors d'une transformation chimique, certaines liaisons entre atomes sont rompues, ce qui nécessite de l'énergie, puis d'autres liaisons sont formées, ce qui absorbe de l'énergie.
- Les réactions chimiques qui libèrent de l'énergie, sont exothermiques la température du milieu réactionnel augmente. Dans d'autres réactions, la température diminue, elles sont endothermiques.
- En première approximation, la température du mélange réactionnel dépend de la masse du réactif limitant.

3 Synthèse d'une espèce chimique.

A. Espèce de synthèse

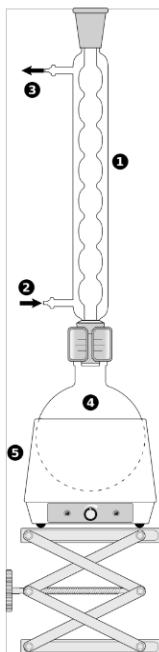
Définition Synthèse

synthétiser une espèce chimique c'est la fabriquer au laboratoire à l'aide d'une transformation chimique.

Remarque : Il est possible de synthétiser:

- une espèce chimique présente dans la nature, cela permet d'économiser les ressources.
- une espèce qui n'existe pas dans la nature on parle alors d'espèce artificielle.

B. Le montage à reflux (voir TP).



Ce montage est utilisé pour réaliser une synthèse.

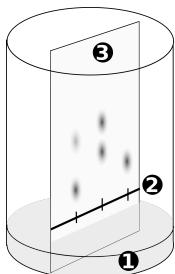
1. Colonne de refroidissement
2. Entrée d'eau
3. Sortie d'eau
4. ballon
5. chauffe ballon

Fonctionnement:

Les espèces chimiques se vaporisent dans le ballon puis montent dans la colonne de refroidissement où elles se liquéfient et retombent dans le ballon.

Ce montage permet de chauffer les espèces chimiques sans perte de matière.

C. Chromatographie (voir TP).



La chromatographie est une méthode permettant d'identifier des espèces chimiques.

1. éluant (solvant)
2. Ligne de dépôt
3. cuve à chromatographie

On place les espèces à analyser sur la ligne de dépôt, puis on plonge la plaque dans l'éluant. Le solvant migre dans la plaque par capillarité et entraîne les espèces.

Définition

Chaque espèce monte à une hauteur qui dépend de sa nature (et non de la pureté de l'échantillon dans lequel elle se trouve).

C7 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

INCOMPLET AU DEBUT

Q1. On verse de l'acide chlorhydrique sur un clou en fer. On observe un dégagement gazeux et le clou est plus petit en fin de réaction. Quel est le réactif limitant ?

Q2. Un enfant prépare de petits sachets de cadeaux pour remercier ses amis d'être venus à son anniversaire. Dans chaque sachet il y a : 2 autocollants, 5 bonbons, 1 petit jouet et 3 chewing-gums.

L'enfant a 22 autocollants, 40 bonbons, 10 jouets et 27 chewing-gums. Combien d'amis peut-il inviter ?

Q3. Pour la transformation $\text{Fe(s)} + 2\text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ quel est le réactif limitant si :

On fait réagir:

- 7,0 mol de Fe(s) avec 7,0 mol de $\text{H}^+(\text{aq})$?
- 2,0 mol de Fe(s) avec 5,0 mol de $\text{H}^+(\text{aq})$?

Exercice 1: Écrire une équation de réaction

On verse quelques gouttes d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ dans solution de chlorure de fer $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cl}^-(\text{aq})$, il se forme un précipité d'hydroxyde de fer $\text{Fe(OH)}_3(\text{s})$.

1) Quels sont les ions spectateurs ?

2) Écrire l'équation de cette réaction sans les ions spectateurs, puis l'équilibrer.

Un clou en aluminium est attaqué par l'acide chlorhydrique $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, il se forme du dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$ et des ions $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$.

3) Quels sont les ions spectateurs ?

2) Écrire l'équation de cette réaction sans les ions spectateurs, puis l'équilibrer.

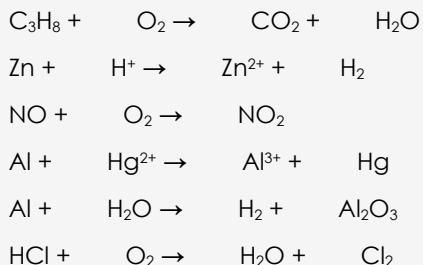
On brûle de l'éthane $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ dans du dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$, il se forme de l'eau $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et du dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{g})$.

4) Écrire l'équation de la réaction puis l'équilibrer.

L'aluminium Al(s) se recouvre d'une fine couche d'oxyde appelée alumine $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$ sous l'effet du dioxygène de l'air.

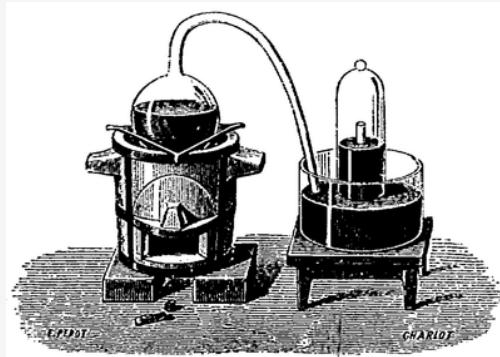
5) Écrire l'équation de la réaction puis l'équilibrer.

Exercice 2: Équilibrer une équation de réaction.



Exercice 3: Expérience réalisée par Lavoisier en 1776

1ère expérience : Pendant douze jours et douze nuits consécutifs, Lavoisier fit chauffer du mercure dans un ballon dont le col recourbé se terminait en haut d'une cloche retournée sur une cuve à mercure (voir dessin). Le deuxième jour, Lavoisier vit la surface du mercure se recouvrir de parcelles rougeâtres qui augmentèrent pendant cinq jours, et le niveau s'élever dans la cloche. Il continua de chauffer jusqu'au douzième jour ; aucune modification ne se produisant plus dans l'appareil, il le laissa refroidir. Le gaz restant dans le ballon et la cloche éteignait une bougie allumée ; il n'entretenait pas la respiration : de petits animaux plongés dans ce gaz y mouraient. Il lui donna le nom d'azote (a, sans ; zoos, vie).



2ème expérience : Il mit les pellicules rouges dans une cornue (récipient) très petite pour laisser au-dessus d'elles le moins d'air possible. Il chauffa, il recueillit de l'oxygène sur la cuve à mercure et retrouva du mercure dans la cornue ; les pellicules étaient donc une combinaison de mercure et d'oxygène, on appelle cette combinaison oxyde de mercure.

- 1) Identifier sur le dessin le ballon et la cloche.
- 2) Pour quelle raison le volume de gaz dans la cloche a-t-il diminué ?
- 3) Expliquer pourquoi le gaz recueilli à la fin de la première expérience ne permet plus la combustion.
- 4) Indiquer les réactifs ainsi que les produits de la transformation réalisée par Lavoisier dans la 1ère expérience.
- 5) Écrire l'équation de la transformation chimique de la première expérience. La formule chimique de l'oxyde de mercure est HgO .
- 6) Écrire l'équation de la transformation chimique de la deuxième expérience.

NB : Lavoisier fit passer dans une même cloche l'azote restant de la première expérience et l'oxygène recueilli

dans la deuxième ; il obtint un mélange qui avait toutes les propriétés de l'air atmosphérique. Il avait ainsi établi par analyse et par synthèse que l'air est un mélange d'oxygène et d'azote.

Exercice 4: Identifier un réactif limitant.

On mélange une solution de peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) incolore avec une solution de permanganate de potassium de couleur violette. On observe une effervescence (formation de bulles de gaz) et une décoloration du mélange.

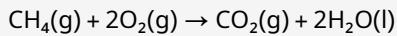
- 1) Le gaz observé ravive la flamme d'une allumette incandescente, quel est son nom ? S'agit-il d'un réactif ou d'un produit ?
- 2) Dans cette expérience quel est le réactif limitant ? (Argumentez)

On verse de l'acide nitrique (incolore) concentré sur un morceau de cuivre. On observe une vive réaction et l'apparition d'un gaz orangé (dioxyde d'azote) ainsi qu'une coloration bleue due à la présence d'ions cuivre. En fin de réaction il n'y a plus de cuivre.

- 3) Dans cette expérience qui sont les réactifs ? Qui sont les produits ?
- 4) Quelle espèce est le réactif limitant ? (Argumentez)

Exercice 5: Stœchiométrie et réactif limitant.

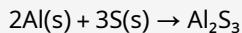
- 1) On réalise la combustion du méthane $\text{CH}_4(\text{g})$ dans le dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$ selon :



Déterminer le réactif limitant si les quantités de matières mises en présence sont :

- $n(\text{CH}_4) = 3,2 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = 5,1 \text{ mol}$
- $n(\text{CH}_4) = 2,7 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = 6,2 \text{ mol}$
- $n(\text{CH}_4) = 1,7 \text{ mol}$ et $n(\text{O}_2) = 3,4 \text{ mol}$

- 2) On mélange de la poudre d'aluminium $\text{Al}(\text{s})$ avec de la poudre de soufre $\text{S}(\text{s})$. L'équation de la transformation est:



Déterminer le réactif limitant si les quantités de matières mises en présence sont :

- $n(\text{Al}) = 1,0 \text{ mol}$ et $n(\text{S}) = 2,0 \text{ mol}$
- $n(\text{Al}) = 1,0 \text{ mol}$ et $n(\text{S}) = 1,3 \text{ mol}$

Exercice 6: Couleur d'un mélange réactionnel.

La solution de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ a une couleur bleue due aux ions cuivre. La solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ (ou soude) est incolore. Lorsque l'on mélange ces deux solutions il se forme un précipité d'hydroxyde de cuivre $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$.

- 1) Écrire l'équation de la transformation chimique.

- 2) Des élèves réalisent cette transformation en TP puis filtrent la solution. Certains groupes ont un mélange de couleur bleue pâle et d'autre ont une solution totalement transparente. Expliquer pourquoi.

- 3) Quelle sera la couleur de la solution obtenue après filtration si on utilise :

- $n(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})) = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$ et $n(\text{HO}^-) = 7,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- $n(\text{Cu}^{2+}(\text{aq})) = 4,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ et $n(\text{HO}^-) = 1,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Exercice 7: Synthèse de l'acétate d'isoamyle

L'acétate d'isoamyle ($\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$) est le principal composant de l'arôme de banane. On l'obtient par synthèse en faisant réagir l'acide éthanoïque ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) et l'alcool isoamyle ($\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$), que l'on chauffe à reflux durant plusieurs minutes. De l'eau (H_2O) est également produite au cours de cette réaction.

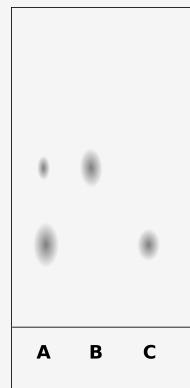
- 1) Écrire l'équation de la transformation.
- 2) Réaliser le schéma légendé du montage à reflux.
- 3) Pour cette synthèse on a utilisé $n=0,26 \text{ mol}$ d'acide éthanoïque et $n=0,18 \text{ mol}$ d'alcool isoamyle. Déterminer le réactif limitant.

En fin de réaction on analyse le mélange réactionnel par chromatographie.

Pour cela on dépose les espèces suivantes sur une plaque à chromatographie :

- A. mélange réactionnel
- B. acétate d'isoamyle pur du commerce
- C. alcool isoamyle

Après élution, le chromatogramme est représenté ci-dessous :

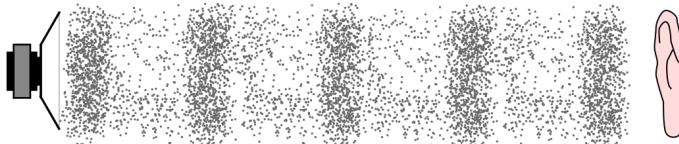
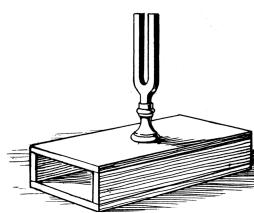


- 4) A-t-on bien synthétisé de l'acétate d'isoamyle ? Est-il pur ?

P1 : Émission et perception d'un son

1 Émission et propagation d'un son.

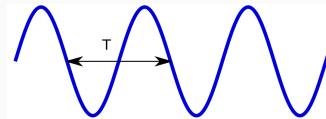
- Une source peut émettre un son si elle possède une partie qui **vibre**. Plus la surface vibrante est grande plus la transmission des vibrations à l'air est efficace.
- Les vibrations de l'air se propagent de **proche en proche** dans le milieu de propagation. Un son ne peut donc pas exister dans le vide.



enregistrement d'un bruit enregistrement d'une note de musique

Définition Période et fréquence

- La (plus petite) durée T au bout de laquelle le signal se répète est appelée la période



- La fréquence f en hertz(Hz) est le nombre de répétition du signal en une seconde.

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

T doit être en seconde pour que f soit en hertz !

3 Perception d'un son et ses caractéristiques.

Définition Hauteur

La hauteur est la sensation auditive qu'un son est plutôt grave ou aigu. Celle-ci dépend de la **fréquence**.

Remarques :

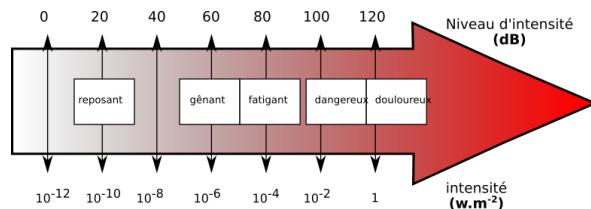
- L'oreille humaine est capable de percevoir des sons de **fréquences** comprises entre 20 Hz et 20 kHz en moyenne.
- Le terme de hauteur d'un son est trompeur puisque la hauteur d'un son n'a rien à voir avec la hauteur du signal sonore !

Définition Intensité sonore

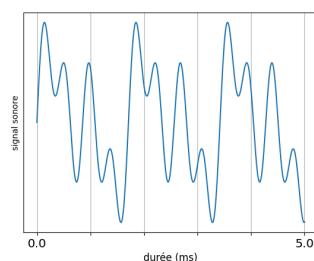
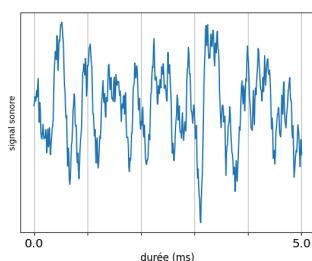
L'intensité sonore est la sensation auditive qu'un son est plus ou moins fort. Celle-ci dépend de la **l'amplitude** (c'est à dire la taille) du signal sonore.

Remarques :

- L'intensité (I) est une mesure de la puissance transportée par l'onde en watt par mètre carré $W.m^{-2}$

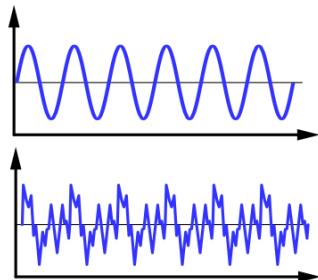


- Généralement il est plus pratique de mesurer le **niveau (L) d'intensité** sonore qui s'exprime en décibel (dB)
Attention, lorsque l'intensité du son est doublée, le niveau n'augmente « que » de 3 dB !



Définition **Timbre**

Le timbre est la sensation auditive qui permet d'identifier la source du son. Le timbre est directement lié à la **forme** du signal sonore.



Deux sons de même hauteur et de même intensité mais qui n'ont pas le même timbre.

Ce qu'il faut savoir faire

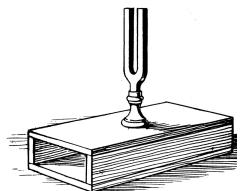
- ✓ Décrire le principe de l'émission d'un signal sonore par la mise en vibration d'un objet et l'intérêt de la présence d'une caisse de résonance.
- ✓ Expliquer le rôle joué par le milieu matériel dans le phénomène de propagation d'un signal sonore.
- ✓ Citer une valeur approchée de la vitesse de propagation d'un signal sonore dans l'air et la comparer à d'autres valeurs de vitesses couramment rencontrées.
- ✓ Définir et déterminer la période et la fréquence d'un signal sonore notamment à partir de sa représentation temporelle.
- ✓ Citer les domaines de fréquences des sons audibles, des infrasons et des ultrasons.
- ✓ Relier qualitativement la fréquence à la hauteur d'un son audible.
- ✓ Relier qualitativement intensité sonore et niveau d'intensité sonore.
- ✓ Exploiter une échelle de niveau d'intensité sonore et citer les dangers inhérents à l'exposition sonore.

P1 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

Q1. Expliquer en une phrase comment le diapason produit un son.

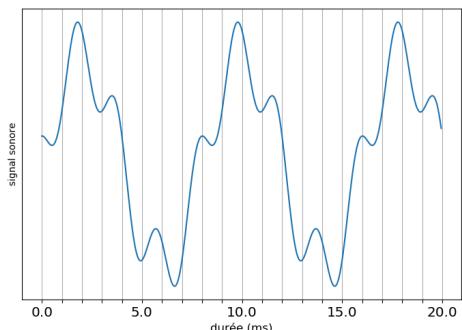


Q2. Expliquer pourquoi, lors d'un orage, on entend toujours le tonnerre après avoir vu l'éclair.

Q3. Combien de **temps** faut-il pour qu'un son se déplace de 1,0 km ?

Donnée: célérité dans l'air 340 m.s^{-1}

Q4. Colorier un **motif élémentaire**, mesurer sa **période** puis calculer la **fréquence**.



Q5. Associer les caractéristiques d'un **son** (colonne de gauche) à celle du **signal sonore** (droite):

- | | | | |
|-----------|---|---|-----------|
| timbre | • | • | amplitude |
| intensité | • | • | période |
| hauteur | • | • | forme |

Outils mathématiques pour la physique :

Les préfixes et les puissances de dix à mémoriser

Préfixe	Nano (n)	Micro (μ)	milli (m)	kilo (k)	Méga (M)	Giga (G)
	10^{-9}	10^{-6}	10^{-3}	10^3	10^6	10^9

Compléter en utilisant **les puissances de 10** :

$356 \mu\text{s} = \dots \text{s}$

$0,271 \text{ km} = \dots \text{ m}$

$45 \text{ nm} = \dots \text{ m}$

Compléter en utilisant **la notation scientifique** : c'est-à-dire sous la forme

$$a \times 10^b \text{ où } -1 \leq a \leq 1$$

$$34 \text{ mm} = \dots \text{ m}$$

$$0,32 \text{ nm} = \dots \text{ m}$$

$$681 \text{ }\mu\text{m} = \dots \text{ m}$$

Exercice 1: Mesure historique de la célérité du son.

En 1738, des mesures sont effectuées sous la direction de l'Académie des Sciences de Paris entre la butte Montmartre et celle de Monthéry, distantes de 29 km.

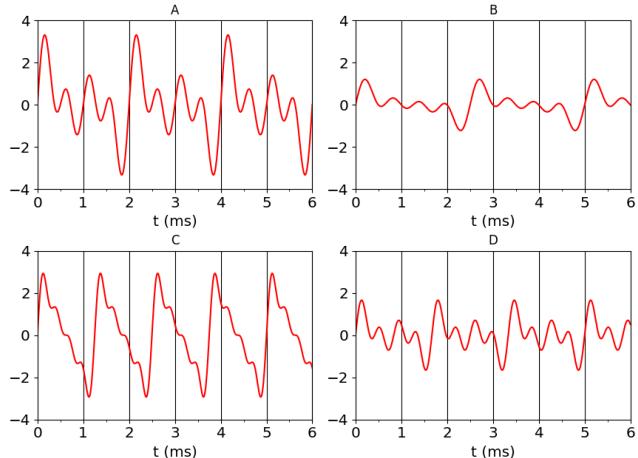
Des canons placés sur les deux buttes tirent alternativement. Des observateurs placés sur la butte opposée mesurent la durée qui s'écoule entre le moment où ils aperçoivent l'éclair du canon et celui où ils entendent l'explosion.

Avec le canon de la butte Montmartre, la durée mesurée est de 86 s.

- 1) Calculer la célérité du son en m.s^{-1} puis en km.h^{-1} lors de l'expérience de 1738.
- 2) Émettre au moins une critique de la méthode employée lors de l'expérience de 1738.
- 3) La durée obtenue en utilisant le canon de Monthéry est légèrement différente de celle trouvée avec le canon de Montmartre. Émettre une hypothèse sur la raison de cette différence.

Exercice 2: Hauteur et timbre d'un son.

Les graphiques ci-contre présentent les enregistrements de signaux sonores.



- 1) Mesurer la **période** des signaux sonores A et B.
- 2) En déduire la **fréquence** des signaux sonores A et B.
- 3) Lequel des deux signaux A et B correspond au son le plus **aigu** ?
- 4) Justifier que ces deux sons A et B n'ont pas **le même timbre**.

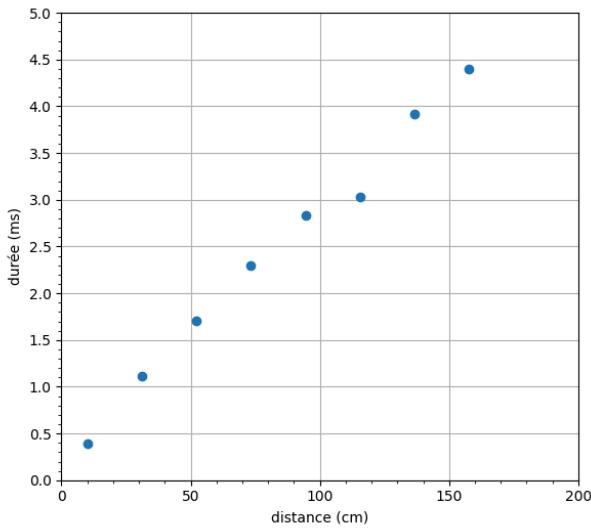
Parmi les signaux A, B, C et D :

- 5) lesquels ont :
 - la même fréquence ?
 - le même timbre ?

- la même amplitude ?

Exercice 3: Célérité du son dans l'air

Un élève fait une série de mesures de la durée Δt nécessaire pour que le son se déplace de différentes distances d , puis il trace la courbe représentative: distance en fonction de la durée.



- 1) Calculer la célérité du son dans cette expérience en $\text{cm} \cdot \text{ms}^{-1}$ puis en $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$.
- 2) La célérité c ($\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$) du son dépend de la température θ ($^{\circ}\text{C}$) de l'air selon
 $c = 331,5 + 0,607 \cdot \theta$
 En déduire la température de l'air lors de cette expérience.
- 3)

Exercice 4: Intensité et niveau sonore

Un moustique volant à 1 m de votre oreille émet un son de 35 dB.

- 1) Que représente cette grandeur physique ?
- 2) Combien faudrait-il de moustiques pour que le niveau sonore émis soit le même celui d'une voiture à 80 dB ?
 Commenter la réponse !

P2 : Vision et image



Lorsque la lumière passe d'un milieu transparent à un autre, la lumière ne déplace plus en ligne droite en raison de deux phénomènes physiques appelés réfraction et réflexion.

Sur l'image ci-contre l'effet de la réfraction est bien visible !

1 Propagation et réfraction de la lumière.

A. Propagation de la lumière.

- La lumière se propage en ligne droite dans le vide et dans un milieu homogène.
- Dans l'**air** ou le **vide** sa célérité est $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Définition Indice de réfraction

Pour un *milieu transparent* donné, on appelle indice de réfraction la grandeur

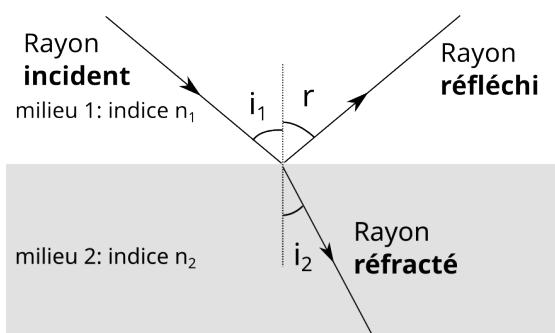
$$n = \frac{c}{v}$$

Où v est vitesse de la lumière dans le milieu transparent et c dans le vide.

B. Réfraction et réflexion

Un rayon de lumière arrive sur une surface de séparation avec un nouveau milieu:

- Une partie de la lumière **entre** dans le nouveau milieu en étant dévié, c'est le phénomène de réfraction.
- L'autre partie **est renvoyée** vers le milieu de départ, c'est le phénomène de réflexion.



Notations :

- Les milieux dans lesquels se déplace la lumière sont appelés 1 et 2 et leurs indices de réfraction n_1 et n_2 .
- Pour étudier ces phénomènes on utilise 3 angles notés i_1 , i_2 et r et un segment perpendiculaire à la surface appelé « la normale »

Attention : les angles ne sont jamais mesurés par rapport à la surface

Définition Les deux lois de Descartes

- Loi de la réfraction :

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

- Loi de la réflexion

$$r = i_1$$



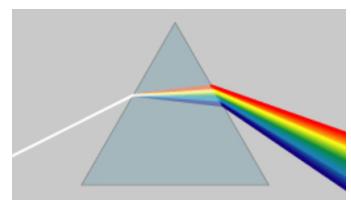
Descartes (1596-1650)

Remarque : La lumière traverse toujours la normale.

2 Spectre de la lumière.

A. Dispersion avec un prisme.

- Un prisme est un solide transparent capable de disperser la lumière, c'est-à-dire de la décomposer en différentes couleurs .
- Cette décomposition de la lumière est appelée un spectre.
- Pour caractériser chaque couleur (ou radiation) on utilise une distance appelée longueur d'onde (notée λ)



Pour le bleu $\lambda_{\text{bleu}} = 400 \text{ nm}$, pour le rouge $\lambda_{\text{rouge}} = 800 \text{ nm}$

Définition Monochromatique / Polychromatique

Lorsqu'une lumière ne peut pas être décomposée par le prisme elle est monochromatique, dans le cas contraire elle est polychromatique.

Pourquoi le prisme décompose la lumière ?

L'indice de réfraction du verre dans lequel est fabriqué le prisme change selon de la longueur d'onde. Cela signifie que 2 couleurs différentes seront déviées sous des angles différents alors même qu'elles ont le même angle d'incidence.

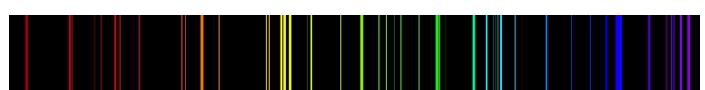
B. Spectres d'émission.

- Lorsqu'un corps émet de la lumière parce qu'il est **chaud** son spectre d'émission est continu c'est à dire qu'il forme un **dégradé de couleurs**.

Plus la température augmente plus les couleurs « s'enrichissent » vers le violet.



- Lorsqu'un **gaz** sous faible pression émet de la lumière, le spectre présente des raies colorées on dit qu'il est **discontinu**.



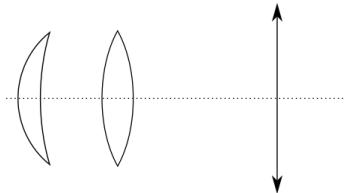
Remarque : Les positions des raies dans le spectre permettent d'identifier le gaz qui les a émises.

3 Les lentilles convergentes.

A. Lentille convergente.

Définition Lentille convergente

Une lentille convergente est un bloc de matière transparente plus épaisse au centre que sur ces bords. Elle est schématisée par une double flèche. (quelque soit sa forme réelle)

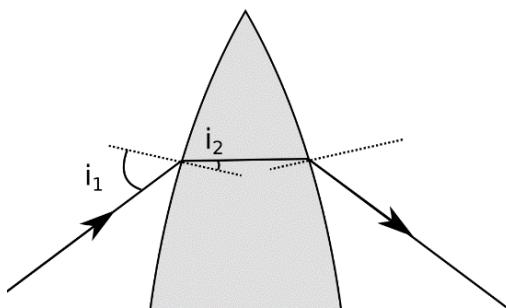


Une lentille convergente est **caractérisée** par :

- son centre noté O
- son axe de symétrie appelé « axe optique »
- son foyer image F' qui est un point sur l'axe optique (voir plus loin)
- la distance OF' qui est appelée **distance focale** et qui est noté f'

B. Modèle de la lentille mince convergente.

En raison de la réfraction, la lumière est déviée une 1^{ère} fois lorsqu'elle entre dans la lentille et une 2^{ème} fois lorsqu'elle en sort.



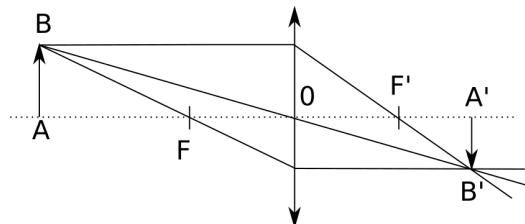
Lorsque l'épaisseur de la lentille est faible, on modélise la propagation de la lumière de la façon suivante :

- a) Un rayon passant par le **centre** O de la lentille n'est pas dévié.
- b) Un rayon qui arrive sur la lentille **parallèle** à l'axe optique est dévié vers le foyer image F' .

- c) Un rayon qui arrive sur la lentille en passant par le foyer objet F (qui est le symétrique de F' par rapport à O) est dévié parallèlement à l'axe optique.

C. Image d'un objet et grandissement.

Un objet AB émet de la lumière en direction d'une lentille convergente, on peut tracer le chemin suivi par la lumière de la façon suivante:



On observe que les rayons qui partent de B arrivent en un point B' que l'on appelle point image. De même on appelle A'B' l'image de AB.

Définition Grandissement

Dans le cas où l'image et l'objet sont de sens contraire, le grandissement γ (gamma) le rapport :

$$\gamma = -\frac{A'B'}{AB}$$

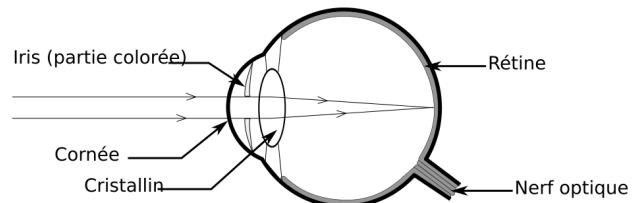
Remarques :

- Si l'objet et l'image sont de même sens alors le grandissement est positif, donc $\gamma = +\frac{A'B'}{AB}$
- Si $-1 < \gamma < 1$ l'image est plus petite que l'objet.

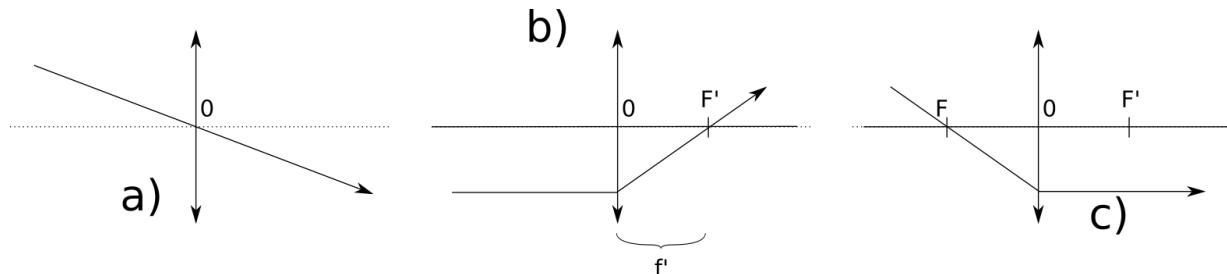
En utilisant le théorème de Thalès on peut montrer que

$$|\gamma| = \frac{OA'}{OA}$$

D. L'œil



On peut modéliser l'œil à l'aide d'une lentille convergente et d'un écran.



P2 : Activité et Exercices

⚠ Méthode de travail à suivre :

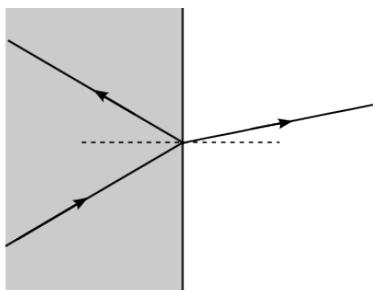
- **Lire** la partie cours et suivre les **explications** du professeur.
- **Rédiger** les réponses aux questions **Q1..** sur une feuille de travail. Ne pas attendre la correction pour commencer !
- **Réaliser** une carte mentale (ou un résumé) du cours
- **Faire les exercices** dans l'ordre (sur une feuille)

Q1. Interpréter l'effet optique visible sur la photo suivante.



Q2. Calculer la vitesse de propagation de la lumière dans l'eau. **Données** $n_{\text{eau}} = 1,5$

Q3. Légender le schéma suivant en indiquant les rayons incident, réfracté et réfléchi. Indice: la normale est tracée en pointillé.



Outils mathématiques pour la physique :

Utilisation de la calculette

a) Pour vérifier que la calculette est en mode

quitter

mode

sélectionner DEGRE

MATHPRINT CLASSIQ
NORMAL SCI ING
FLOTTANT 0 1 2 3 4 5
RADIAN DEGRÉ
FONCTION PARAMÉTRI
ÉPAIS POINT-ÉPAIS
SÉQUENTIELLE STMIII

b)

Pour calculer un sinus ou \sin^{-1} : puis choisir 1 ou

1:sin	4:sin ⁻¹
2:cos	5:cos ⁻¹
3:tan	6:tan ⁻¹

Calculer :

$$\sin(25^\circ) = \dots \dots \dots$$

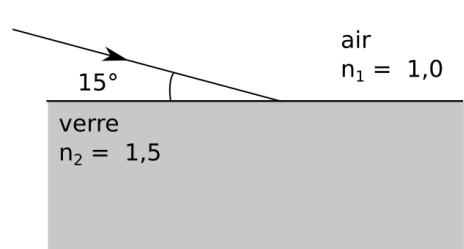
$$\sin(45^\circ) = \dots \dots \dots$$

$$\sin^{-1}(0,2) = \dots \dots \dots$$

$$\sin^{-1}(1) = \dots \dots \dots$$

Exercice 1: Réfraction de la lumière.

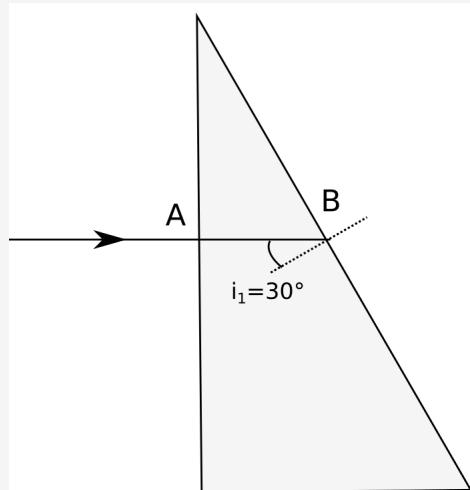
Un rayon de lumière arrive sur une surface de séparation entre l'air et l'eau avec un angle de 15° par rapport à l'horizontale.



- 1) Sur le schéma, dessiner la **normale** puis indiquer la légende avec les termes suivants : "**rayon incident**", "**angle d'incidence**", "**surface de séparation**"
- 2) Justifier que la valeur de l'angle d'incidence i_1 est de 75° .
- 3) Rappeler la loi de Descartes relative à la réfraction.
- 4) Calculer la valeur de l'angle réfracté i_2 .
- 5) En utilisant un rapporteur, représenter le rayon réfracté sur le schéma.

Exercice 2: Dispersion de la lumière par un prisme

Un rayon de lumière blanche entre dans un prisme en verre au point A, il en sort au point B. Le prisme est fabriqué dans une matière particulière dont l'indice de réfraction dépend de la longueur d'onde. Par exemple à 400 nm, l'indice est $n=1,38$ et à 800 nm, l'indice est $n'=1,29$.



- 1) Expliquer pourquoi la lumière n'est pas déviée au point A.
- 2) À quelle couleur correspond la longueur d'onde de 400 nm ? Même question pour 800 nm.

- 3) Calculer l'angle réfracté i_2 pour un rayon de longueur d'onde 400 nm, de même calculer l'angle réfracté i'_2 pour la longueur d'onde de 800 nm.
- 4) Représenter approximativement les deux rayons précédents et expliquer pourquoi un prisme décompose la lumière.

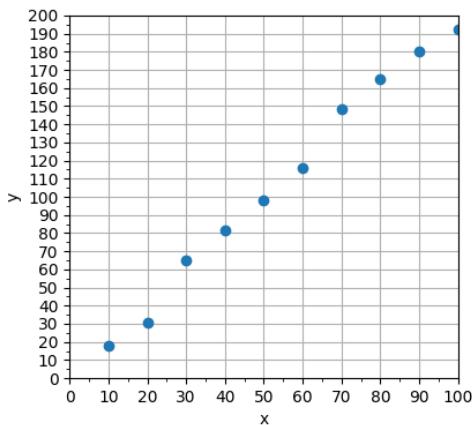
Si $b = 0$ on parle de fonction **linéaire** sinon la fonction est **affine**.

Exercice 3: Mesure d'un indice de réfraction. On réalise une expérience de réfraction de la lumière où le 1^{er} milieu est l'air d'indice $n = 1,0$ et le deuxième est une matière plastique transparente.

Le tableau de mesure donne les valeurs des différents angles.

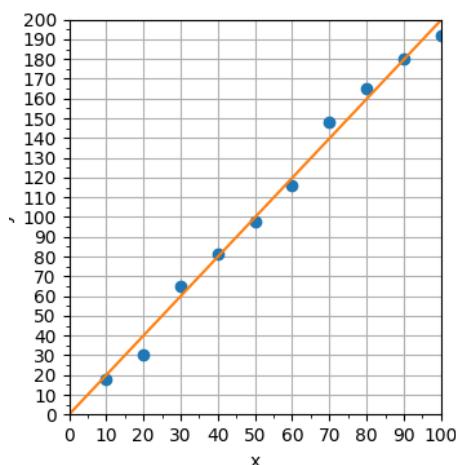
i_1	0	10	20	30	40	50	60	70	80
i_2	-1,5	5,3	12,9	23,0	25,2	37,6	41,9	48,5	51,5

- 1) En utilisant une valeur de votre choix, calculer l'indice n_2 de la matière plastique.
- 2) Pourquoi cette valeur n'est-elle pas forcément très fiable ?
- 3) On trace le sinus de i_2 en fonction du sinus de i_1 dont la courbe est donnée ci-contre. En utilisant cette courbe déterminer une nouvelle valeur de l'indice n_2 .



points expérimentaux

- Il arrive généralement que les points soient globalement alignés mais pas parfaitement. On trace alors **une droite qui passe au plus près de l'ensemble des points**.

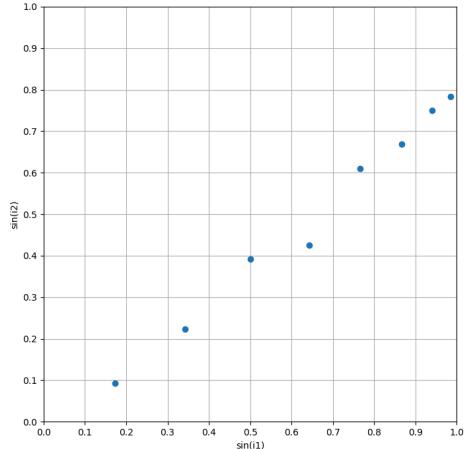


courbe modélisée

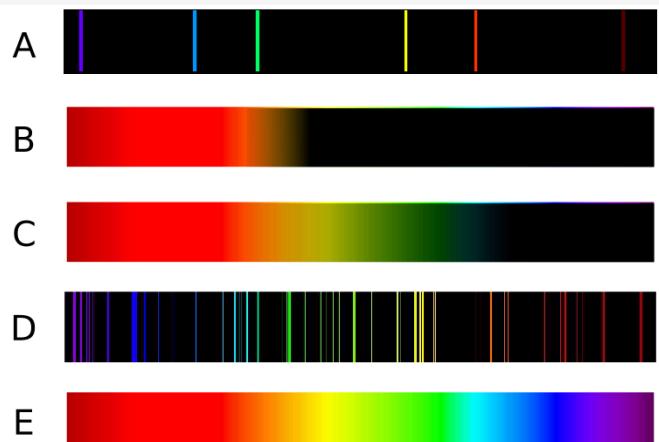
- Lorsque cela est nécessaire on cherche l'équation de cette droite qui est sous la forme

$$y = a \cdot x + b$$

- a est appelé **coeffcient directeur** (c'est la « pente » de la droite)
- b est l'ordonnée à l'origine.



Exercice 4: Spectres thermiques et spectres de raies.



- 1) Pour chacun des spectres (de A à E ci-dessous) indiquer si la lumière a été émise par un corps chaud ou par un gaz.

- 2) Dans le cas des corps chaud, classer les spectres par températures croissante de la source.

Outils mathématiques pour la physique :

- Une grandeur physique dont la valeur peut être positive ou négative est appelé **grandeur algébrique**
- La **valeur absolue** d'une grandeur x est notée $|x|$. Par définition : $|x| = x$ si $x \geq 0$ et $|x| = -x$ si $x \leq 0$

Donner un exemple de grandeur physique algébrique :

Compléter:

$$|35| = \dots$$

$$|-25| = \dots$$

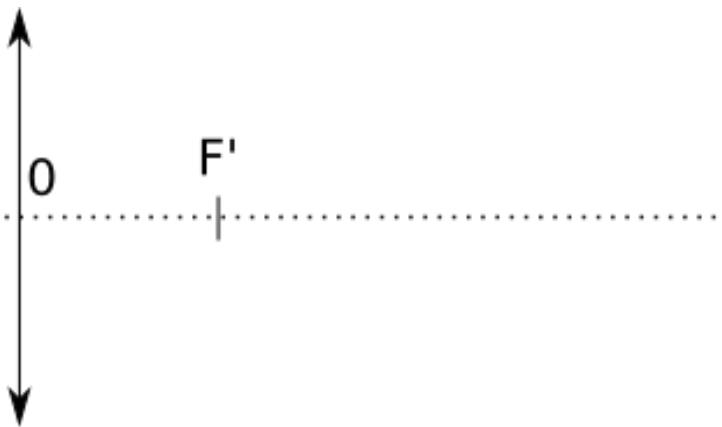
$$|-3| = \dots$$

Exercice 5: Image à travers une lentille convergente.

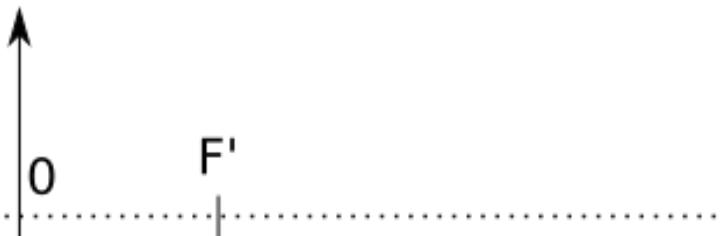
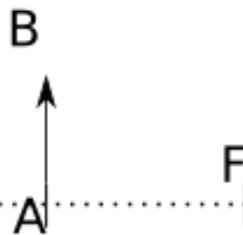
- Dans les 3 situations en bas de page, le point B émet de la lumière dans toutes les directions de l'espace. À l'aide de 3 rayons (voir cours), déterminer la position du point B' où ils se croisent après la lentille. Ce point est appelé « image » du point B.
- Le point A étant sur l'axe son image A' s'y trouve aussi. Où ? à la verticale de B'
Construire l'image A'B' convergente dans les 3 situations.
- Compléter la phrase suivante : Plus l'objet s'éloigne de la lentille, plus l'image de la lentille et sa taille

Exercice 6: Grandissement expérimental.

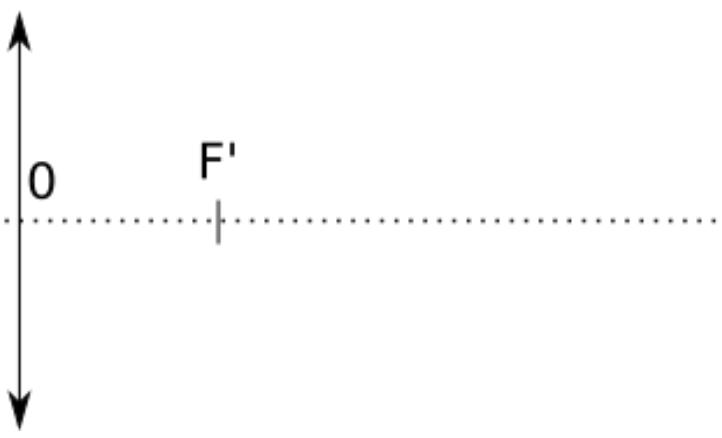
1



2



3



Compléter le tableau suivant en utilisant les 3 situations de l'exercice précédent.

Situation:	AB (mm)	A'B' (mm)'	y
(1)			
(2)			
(3)			

Exercice 7: Construire une image

Un objet lumineux AB perpendiculaire à l'axe optique d'une lentille convergente, mesure 2 cm de haut et se trouve à une distance OA = 10 cm de son centre.

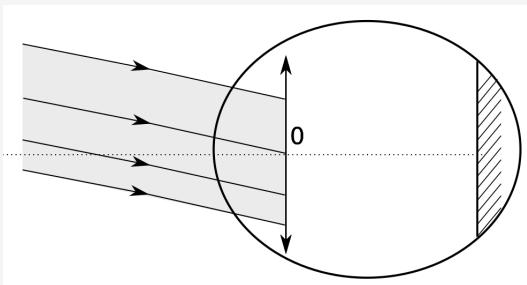
Une image A'B' se forme sur un écran de l'autre côté de la lentille.

- 1) Dans cette situation le grandissement est $y = -0,5$, expliquer ce que cela signifie.
- 2) Calculer la valeur de la distance OA' entre la lentille et l'image
- 3) Faire un dessin de la situation en représentant l'objet AB, la lentille et l'image A'B' en taille réelle.
- 4) En traçant les rayons particuliers en déduire la position des foyers objet F et image F'.
- 5) Vérifier que la distance focale est bien $f'=3,3\text{ cm}$

Exercice 8: Le modèle de l'œil.

On modélise un œil par une lentille mince convergente de distance focale 17 mm et par un écran placé à 17 mm de la lentille.

- 1) Quelle partie de l'œil se comporte comme une lentille convergente ? Même question pour l'écran.



- 2) Sur le dessin ci-dessous qui n'est pas à l'échelle, placer les deux foyers F et F' de façon cohérente par rapport au texte.
- 3) Un faisceau de lumière parallèle arrive sur l'œil. Construire son image.
- 4) Interprétez le résultat précédent.

Ce qu'il faut savoir faire

- ✓ Citer la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide ou dans l'air et la comparer à d'autres valeurs de vitesses couramment rencontrées.
- ✓ Caractériser le spectre du rayonnement émis par un corps chaud.
- ✓ Caractériser un rayonnement monochromatique par sa longueur d'onde dans le vide ou dans l'air.
- ✓ Exploiter un spectre de raies.
- ✓ Exploiter les lois de Snell-Descartes pour la réflexion et la réfraction.
- ✓ Décrire et expliquer qualitativement le phénomène de dispersion de la lumière par un prisme.
- ✓ Caractériser les foyers d'une lentille mince convergente à l'aide du modèle du rayon lumineux.
- ✓ Utiliser le modèle du rayon lumineux pour déterminer graphiquement la position, la taille et le sens de l'image réelle d'un objet plan réel donné par une lentille mince convergente.
- ✓ Définir et déterminer géométriquement un grandissement. Modéliser l'œil.

