

Compétences exigibles

- Pratiquer une démarche expérimentale permettant d'illustrer et comprendre les notions de couleurs des objets ;
- Utiliser les notions de couleur blanche et de couleurs complémentaires ;
- Prévoir le résultat de la superposition de lumières colorées et l'effet d'un ou plusieurs filtres colorés sur une

lumière incidente ;

- Distinguer les synthèses soustractive et additive ;
- Interpréter la couleur observée d'un objet éclairé à partir de celle de la lumière incidente ;
- Connaître le principe optique à la base du fonctionnement d'un écran d'ordinateur.

Chapitre 1 – Vision et couleur

1 Activité expérimentale – Synthèse de lumières colorées

1.1 Synthèse additive

On souhaite créer de nouvelles couleurs avec un dispositif projetant sur un écran blanc les trois lumières colorées primaires : rouge, verte et bleue.

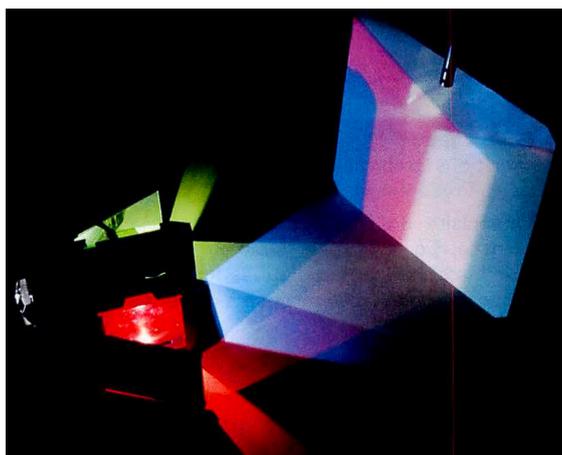


FIG. 1 – Source lumineuse à miroirs.

- Vous disposez de six diapositives colorées. Triez ces diapositives, afin d'isoler les trois diapositives qui correspondent aux trois couleurs primaires rouge, bleue et vert. Les diapositives indiquées magenta, cyan et jaune seront utilisé dans un deuxième temps.
- Placer une diapositive de chacune des trois couleurs primaires sur chacune des trois sorties du faisceau lumineux.
- Projeter simultanément sur l'écran blanc deux des lumières colorées.
- Effectuer toutes les combinaisons possibles et les noter :

.....

.....

- Placer l'étoile des couleurs complémentaires alternativement dans chacun des faisceaux colorés rouge, vert et bleu. Observer bien soigneusement la couleur apparente des couleurs secondaires cyan, magenta et jaune, respectivement. Noter vos observations.

.....
.....
.....

a. Pourquoi utiliser un écran blanc ?

b. Qu'observerait-on si on utilisait un écran noir ? Justifier la réponse.

- Noter les couleurs observées par synthèse additive dans les cercles (représentants des faisceaux de lumière) en figure 2 ci-après.
- À faire plus tard : les colorier, en prenant garde à ne pas déborder ! (distribution de « bons points » lors du prochain cours).

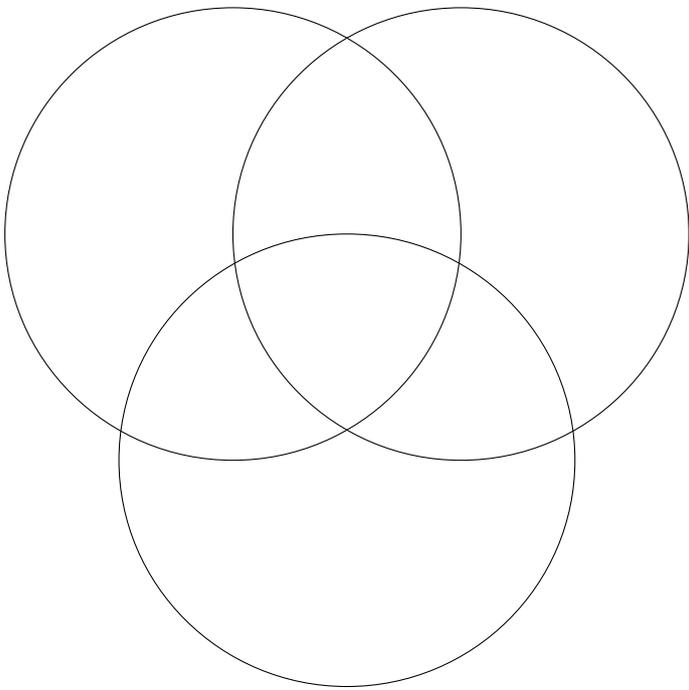


FIG. 2 – Synthèse additive.

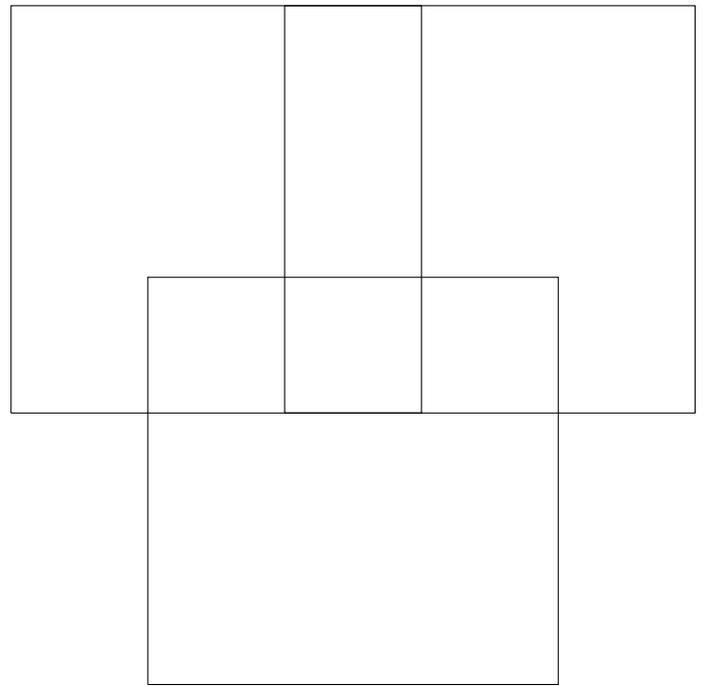


FIG. 3 – Synthèse soustractive.

1.2 Synthèse soustractive

❑ Ôter les diapositives précédentes et observer la couleur résiduelle lorsque l'on place sur le trajet de la lumière deux diapositives de synthèse soustractive. Effectuer toutes les combinaisons possibles et les noter :

.....

❑ Noter les couleurs observées par synthèse soustractive dans les rectangles (représentants les faisceaux lumineux après traversée des filtres) en figure 3 ci-dessus.

❑ À faire au bureau : spectres d'absorbance des filtres de la synthèse soustractive.

1.3 Conclusion

c. Qu'observe-t-on lorsque l'on superpose trois faisceaux de couleurs primaires vert, rouge et bleu ? De quel type de synthèse s'agit-il ?

d. Qu'observe-t-on lorsque l'on superpose trois filtres de couleurs secondaires cyan, jaune et magenta ? De quel type de synthèse s'agit-il ?

2 Activité expérimentale – Les pixels de l'écran (avec Chroma)

(logiciel gratuit, <http://www.sciences-edu.net/physique/chroma/chroma.htm>)

- Allumer le PC, ouvrir votre session.
- Lancer le logiciel « Chroma ». Si le logiciel ne se charge pas, ouvrir le PDF montrant une capture d'écran des différentes étapes (le logiciel ne fonctionne qu'une fois sur trois sur le réseau).
- Sélectionner « Caractéristiques d'une couleur » pour « Teinte ».
- Cliquer sur « Rouge » ou régler les pourcentages afin d'avoir 100 % de rouge (attention, le 0 % est en haut et le 100 % est en bas !). Observer la zone rouge de l'écran à l'aide d'un objectif ou d'un oculaire de microscope, tenu à quelques millimètres de l'écran (aide : vous l'utilisez comme une loupe, vous devez voir une image agrandie).

Observations :

.....

- Recommencer avec « Vert » et « Bleu ».

Observations :

.....

.....

- Essayer toutes les combinaisons : « Vert » et « Bleu », « Vert » et « Rouge », et « Rouge » et « Bleu ».

Observations :

.....

.....

-
- Essayer avec toutes les couleurs à 100 % puis toutes les couleurs à 0 %.

Observations :

.....

.....

- Sélectionner « Synthèse des couleurs » puis « Synthèse additive et soustractive ». Permuter la coche entre les deux types de synthèse. Noter les trois couleurs primaires dans chaque cas :

.....

.....

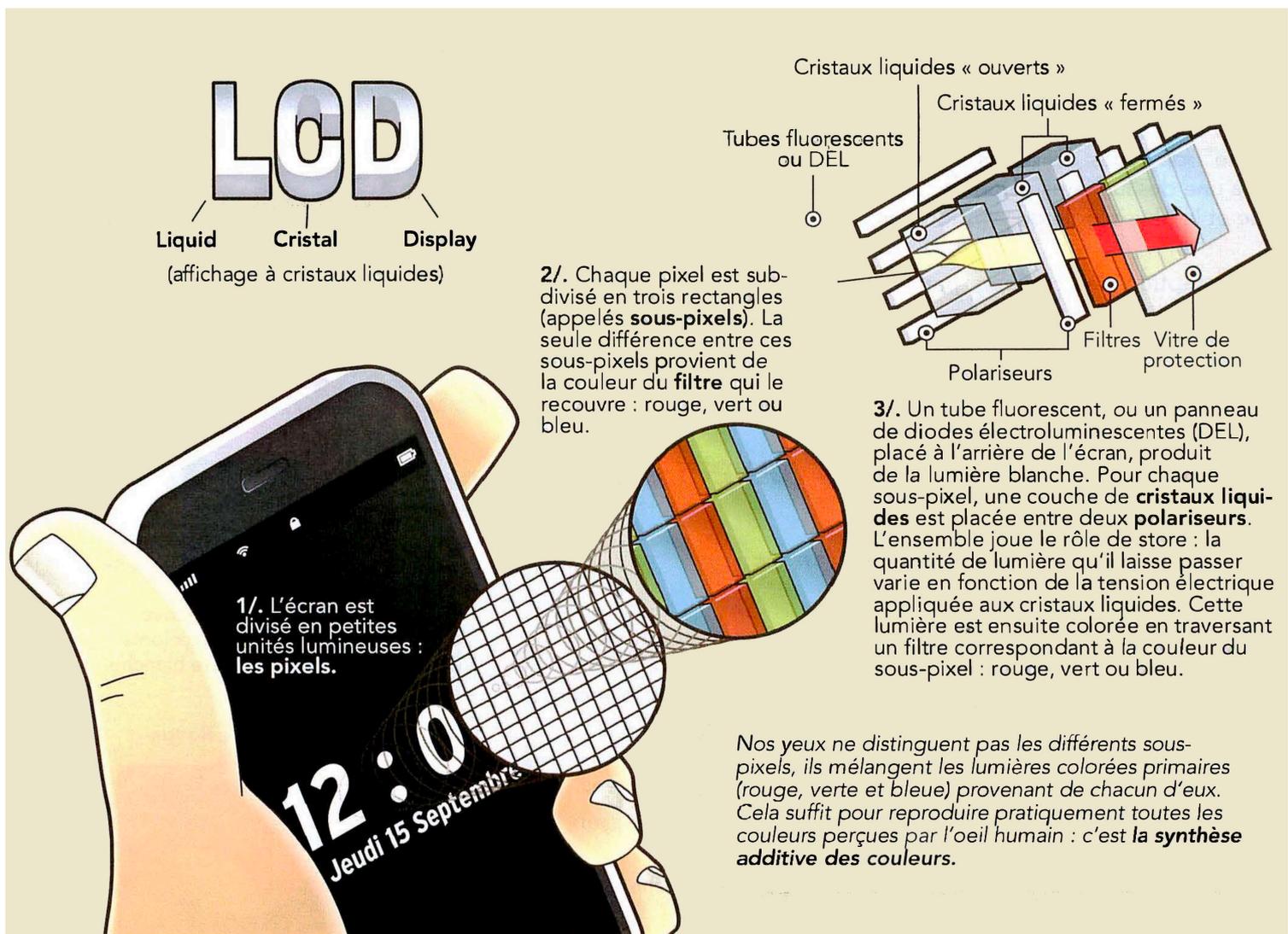
- Cliquer sur « Couleur des objets » puis sur « Objets colorés ». Tout tester en essayant de prévoir le résultat. En cliquant sur le drapeau, vous pouvez changer de drapeau. Noter au moins deux résultats particulièrement remarquables :

.....

.....

- Quitter le programme, fermer votre session, éteindre l'écran de l'ordinateur.

3 Activité documentaire – Principe de l'écran plat LCD



LCD
Liquid Cristal Display
(affichage à cristaux liquides)

1/. L'écran est divisé en petites unités lumineuses : les pixels.

2/. Chaque pixel est subdivisé en trois rectangles (appelés **sous-pixels**). La seule différence entre ces sous-pixels provient de la couleur du **filtre** qui le recouvre : rouge, vert ou bleu.

3/. Un tube fluorescent, ou un panneau de diodes électroluminescentes (DEL), placé à l'arrière de l'écran, produit de la lumière blanche. Pour chaque sous-pixel, une couche de **cristaux liquides** est placée entre deux **polariseurs**. L'ensemble joue le rôle de store : la quantité de lumière qu'il laisse passer varie en fonction de la tension électrique appliquée aux cristaux liquides. Cette lumière est ensuite colorée en traversant un filtre correspondant à la couleur du sous-pixel : rouge, vert ou bleu.

Nos yeux ne distinguent pas les différents sous-pixels, ils mélangent les lumières colorées primaires (rouge, verte et bleue) provenant de chacun d'eux. Cela suffit pour reproduire pratiquement toutes les couleurs perçues par l'œil humain : c'est la **synthèse additive des couleurs**.

Labels in diagram: Cristaux liquides « ouverts », Cristaux liquides « fermés », Tubes fluorescents ou DEL, Polarisateurs, Filtres, Vitre de protection.

- e. Qu'appelle-t-on pixel sur un écran ?
- f. Quel rôle jouent les cristaux liquides ?
- g. Comment un pixel d'un écran LCD peut-il être perçu rouge ?
- h. Comment obtenir un pixel noir ?

- i. Chercher les principales différences entre un écran LCD et un écran OLED.
- j. Présenter en quelques lignes le fonctionnement d'un pixel et le type de synthèse mis en jeu dans un écran plat.

Références
Collection DULAURANS et DURUPHY, *Physique-chimie 1^{ère} S*, Hachette éducation.

4 Activité documentaire – Comment est perçue la lumière dans l'œil ?

Ce qui va être abordé. La rétine dans l'œil : les cônes et les bâtonnets. La sensibilité des trois types de cônes, sur un spectre. La conséquence sur la vision des couleurs. La différence entre couleur spectrale et couleur perçue.

« **La rétine** d'un œil humain est couverte d'environ 130 millions de photorécepteurs : 125 millions de bâtonnets et 5 millions de cônes, appelés ainsi d'après leur forme.

Les bâtonnets sont responsables de la vision en niveaux

de gris (ils ne sont sensibles qu'à l'intensité lumineuse), tandis que les cônes permettent la vision des couleurs.

Les cônes exigent une intensité lumineuse relativement importante pour remplir leur rôle (c'est pourquoi à la nuit tombée, on dit que tous les chats sont gris). Lorsqu'une radiation lumineuse atteint les photorécepteurs situés au fond de la rétine, il s'y produit une série de réactions biochimiques menant à la création d'impulsions électriques. Celles-ci sont ensuite transmises au cerveau via le nerf optique, qui les interprète alors seulement en

termes de couleur.

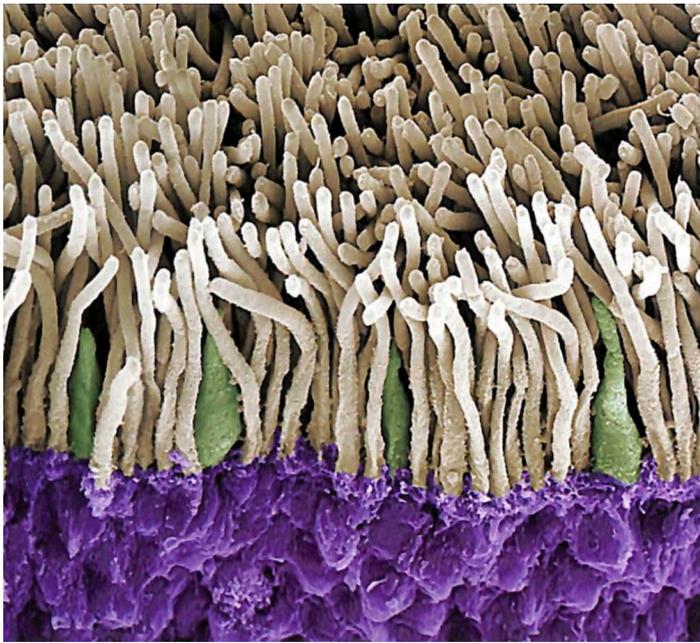


FIG. 4 – Image en fausses couleurs de la rétine, prise au microscope électronique à balayage. On y reconnaît les deux types de photorécepteurs de l'œil : les cônes (en vert) et les bâtonnets (en beige).

Dans le cas d'une radiation dont la longueur d'onde est de 700 nm (nanomètre), par exemple, le décodage par le cerveau des impulsions reçues procure la sensation de rouge. En fait, à chaque longueur d'onde correspond une sensation colorée différente.

Si, à une longueur d'onde donnée correspond une couleur, l'inverse n'est pas toujours vrai. Prenons par exemple la sensation de jaune que nous avons en recevant une lumière dont la longueur d'onde se situe au voisinage de 580 nm : cette sensation peut aussi résulter de la perception simultanée de deux lumières, l'une à 700 nm et l'autre à 530 nm, alors que ces dernières procurent séparément des sensations de rouge et de vert respectivement. Tout se passe comme si l'œil était une palette qui mélangeait les couleurs.

Le même phénomène est à l'œuvre lorsque nous regardons le Soleil. Il apparaît blanc, alors que quiconque a vu un arc-en-ciel sait que la lumière solaire possède un grand nombre de longueurs d'onde correspondant chacune à une couleur perçue différente.

Pourquoi notre système visuel mélange-t-il les couleurs ? La réponse n'est pas à chercher dans le cerveau, mais du côté de la rétine : parce qu'il n'existe que trois types de cônes et non une multitude telle que chacun correspondrait à une longueur d'onde visible.

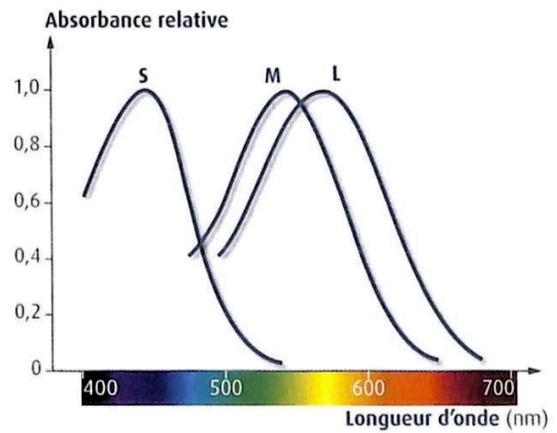


FIG. 5 – Les trois types de cônes S, M et L tapissant la rétine sont sensibles à trois gammes de longueurs d'onde. Celles correspondant aux cônes M et L se recouvrent largement. C'est pourquoi le cerveau procède par comparaison des signaux lui parvenant des trois types de cônes.

Techniquement, on dit que la rétine de l'œil a une réponse spectrale trichromatique. Les trois types de cônes responsables de la perception des couleurs sont appelés S, M et L : ils sont respectivement sensibles aux longueurs d'onde courtes (« Short »), moyennes (« Medium ») et grandes (« Long »).

C'est THOMAS YOUNG [...] qui le premier prédit l'existence de trois types de photorécepteurs chez l'homme (les cônes). En 1807, il en tire la conclusion qu'il suffit de superposer trois couleurs convenablement choisies pour créer toutes les autres : la théorie trichromatique de la synthèse des couleurs était née.

Les cônes montrent parfois des dysfonctionnements. Leur partie photosensible est constituée de protéines codées chacune par un gène. Il suffit d'une perturbation sur l'un de ces gènes pour que la protéine et le cône correspondants soient déficients. Le daltonisme illustre l'une de ces anomalies. Les porteurs de cette affection ont un ou plusieurs cônes défectueux. La forme de daltonisme la plus fréquente prive l'observateur des cônes M, plus particulièrement sensibles à des longueurs d'onde correspondant au vert. Ces types de daltoniens ne perçoivent le monde qu'à travers des teintes bleues et rouges, raison pour laquelle ils confondent les couleurs que les individus normaux appellent rouge et vert. »

Bernard VALEUR, *La couleur dans tous ses états*, Belin Pour la Science.

k. Quels sont les deux types de cellules sensibles à la lumière sur la rétine ?

l. Quels sont les trois types de cônes ? À quelles couleurs sont-ils approximativement le plus sensibles ?

m. Pourquoi peut-on affirmer que la couleur perçue n'est pas forcément la couleur véritablement émise ?

1 Comment créer des couleurs ?

Ce qui va être abordé. Absorption, diffusion ou transmission. Synthèse additive et synthèse soustractive.

1.1 La lumière, de la source à l'œil

Illustrer correctement le trajet de la lumière lorsque l'œil voit la balle.



Énoncez les conditions de visibilité d'un objet.

1

.....

.....

Absorption, réflexion, diffusion ou transmission : quelles différences ?

2

.....

1.2 Obtenir de la lumière blanche à partir de lumières colorées : la synthèse additive

à partir des trois lumières colorées suivantes :

.....

on obtient une variété de lumières colorées, en modifiant l'intensité lumineuse de chacune de ces trois lumières. C'est sur ce principe que les couleurs sont restituées sur un écran plat de télé ou d'ordinateur.

La superposition des trois lumières (à même intensité) donne de la lumière Ces trois lumières sont dites

Ces lumières superposées deux à deux donnent les lumières colorées secondaires :

.....

D'autre part, la lumière jaune (à l'intersection du vert et du rouge) et la lumière bleue sont

car ce groupe de deux lumières colorées donne

Indiquez deux autres groupes :

.....

.....

1.3 Obtenir de la lumière colorée à partir de lumière blanche : la synthèse soustractive

La synthèse soustractive est réalisée en superposant des colorés entre la lumière blanche incidente et l'observateur.

Par exemple, le filtre cyan ne laisse passer que les lumières et Il absorbe le

Lorsque l'on superpose les trois filtres on obtient du

Les couleurs de base de la synthèse soustractive sont le le et le

1.4 Les matériaux colorés

- Le mélange des peintures suit les règles de la synthèse Chaque peinture se comporte comme un qui soustrait les couleurs de la lumière blanche.
- Par exemple, éclairé en lumière blanche, un citron bien mûr paraît jaune, car il absorbe la lumière et renvoie le reste, c'est-à-dire du jaune (mélange de lumière et de lumière

Les couleurs primaires en synthèse soustractive correspondent aux couleurs secondaires en synthèse additive, et inversement.

- Un objet blanc diffuse de la lumière qu'il
- Un objet noir ne diffuse pratiquement de la lumière qu'il

1.5 Utilisation du cercle chromatique

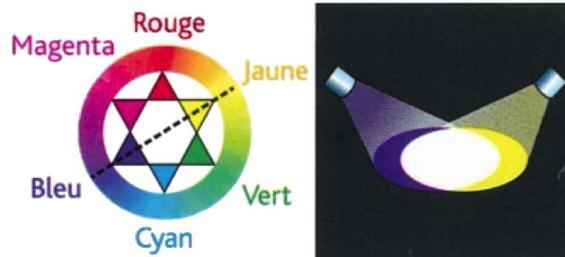
Le cercle chromatique présente une variation continue des couleurs. Deux couleurs symétriques par rapport au centre sont dites complémentaires, par exemple le bleu et le jaune. Un cercle chromatique permet donc de prévoir le résultat d'une synthèse additive ou soustractive.

Voici un exemple d'utilisation du cercle chromatique pour une synthèse additive à partir de deux couleurs primaires (B+R=M) :



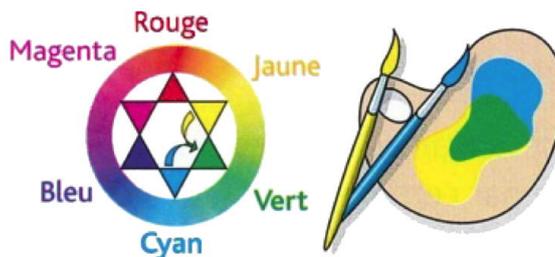
Une couleur secondaire est obtenue par mélange des deux couleurs qui l'entourent (synthèse additive).

Voici un exemple d'utilisation du cercle chromatique pour une synthèse additive de deux lumières de couleurs complémentaires (B et J) :



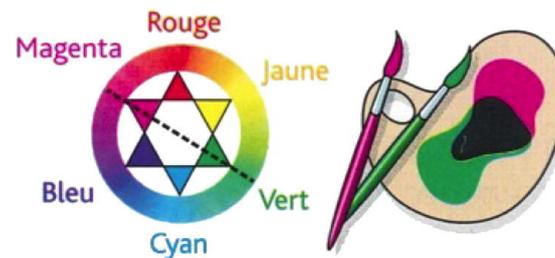
Deux couleurs diamétralement opposées sont Deux lumières colorées de couleurs complémentaires donnent une lumière (synthèse additive).

Voici un exemple d'utilisation du cercle chromatique pour une synthèse soustractive à partir d'un mélange de deux peintures de couleurs primaires (J+C=V) :



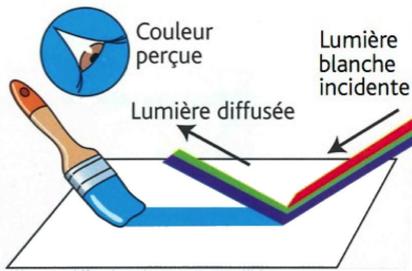
Une couleur secondaire est obtenue par filtrage des deux couleurs qui l'entourent (synthèse soustractive).

Voici un exemple d'utilisation du cercle chromatique pour une synthèse soustractive à partir d'un mélange de peintures de couleurs complémentaires (M et V) :

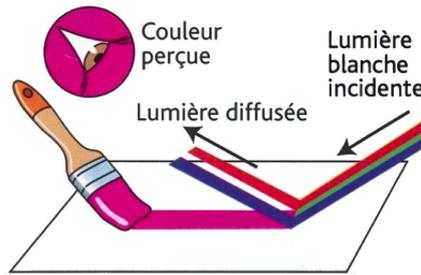


Deux filtres colorés de couleurs donnent du noir (synthèse soustractive).

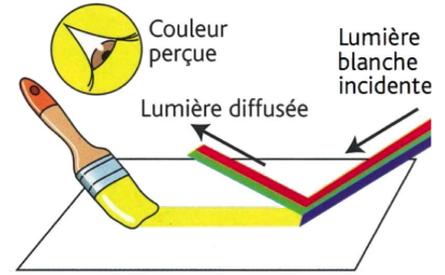
La peinture cyan absorbe la lumière et diffuse les lumières et :



La peinture magenta absorbe la lumière et diffuse les lumières et :



La peinture jaune absorbe la lumière et diffuse les lumières et :



En conclusion sur la synthèse soustractive on peut compléter le tableau ci-dessous.

Filtres superposés	Couleur observée	Absorptions successives
Cyan et Magenta		R V B → [Filtre cyan] → [Filtre magenta] →
Cyan et Jaune		R V B → [Filtre cyan] → [Filtre jaune] →
Magenta et Jaune		R V B → [Filtre magenta] → [Filtre jaune] →
Magenta, Jaune et Cyan		R V B → [Filtre magenta] → [Filtre jaune] → [Filtre cyan] →

Références

Collection DULAURANS et DESORMES, *Sciences 1^{ère}L et ES*, Hachette.
 Collection LIZEAUX et BAUDE, *Sciences 1^{ère}L et ES*, Bordas.

2 La couleur perçue d'un objet

- Le jaune obtenu par synthèse additive de lumières et peut être perçu de la même façon qu'un jaune quasiment monochromatique. Les deux *spectres* ci-dessous correspondent à la même couleur perçue !

3

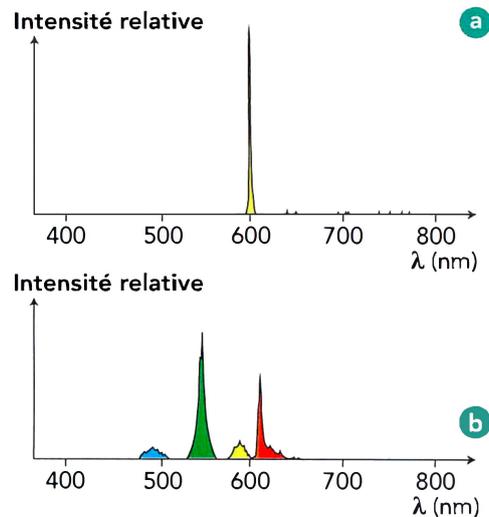


FIG. 1 – Spectre de la lumière jaune produite par une lampe à vapeur de sodium (a) et par un écran reproduisant la couleur de la lumière émise par la lampe spectrale.

- Comme vu lors de la séance 1, certaines personnes ont un défaut d'un ou de plusieurs types de cônes : c'est le La forme la plus fréquente est la confusion entre le vert et le rouge.
- De plus, comme vu lors de la séance 1, certains milieux peuvent certaines radiations, en ou en réfléchir d'autres, et au final ne qu'une partie de la lumière.
- En conclusion, la **couleur perçue** d'un objet dépend :

4

.....

.....

.....

Exercices

1.1 N° 2 p. 38 – Cônes et bâtonnets

1.2 N° 3 p. 38 – La perception des couleurs

1.3 N° 7 p. 39 – Éclairage d'une scène

1.4 N° 23 p. 41 – Sous les drapeaux

Compétences exigibles

- Différencier spectre de raies d'émission et spectre de raies d'absorption.
- Connaître les caractéristiques des sources spectrales et des sources laser.
- Appliquer ces notions à l'astronomie et à la cosmologie.
- Distinguer une source polychromatique d'une source monochromatique caractérisée par une longueur d'onde dans le vide.
- Exploiter la loi de Wien, son expression étant donnée.

Chapitre 2 – Sources de lumière colorée

1 Les raies spectrales renseignent sur la structure intime des atomes (LE Grand Secret)

1.1 Les spectres de raies

Lorsque les atomes ou les ions d'un gaz sous faible pressions sont , soit par chauffage soit par décharges électriques, ces entités peuvent se en émettant de la lumière. Le spectre obtenu est composé d'un nombre de radiations bien distinctes, qu'on visualise sous forme de **raies**.

Le spectre de la lumière émise par un gaz sous faible pression et à haute température est un

À contrario, lorsque des radiations lumineuses traversent un gaz froid et sous faible pression, certaines radiations peuvent être Si le spectre du rayonnement incident est , il est amputé de certaines raies après passage à travers le gaz considéré.

Le spectre de la lumière qui a traversé un gaz sous faible pression et à basse température est un

Dans le spectre de raies d'absorption obtenu, les radiations absorbées sont de même longueur d'onde que celle que le gaz émettrait s'il était chaud.

Chaque élément chimique (atome ou ion) possède un spectre de raies d'émission ou d'absorption , ce qui permet de l'identifier.

1.2 Composition chimique d'une étoile

L'atmosphère ou d'une étoile peut être assimilée à une couche de gaz sous basse pression. Lorsque la lumière émise par la traverse cette couche, les atomes ou les ions présents un certain nombre de radiations.

Les éléments chimiques de l'atmosphère d'une étoile sont identifiés par les présentes dans le spectre de la lumière stellaire.

2 Les sources thermiques obéissent à la loi de Wien

2.1 Lien entre température en degré Celsius et température absolue

Pour exprimer les températures des sources de lumière, une échelle de température appelée température **Kelvin** est généralement préférée à l'échelle Celsius.

La relation entre les deux échelles est :

$$T =$$

T en (.....);
 θ en (.....).

2.2 Le rayonnement thermique des corps

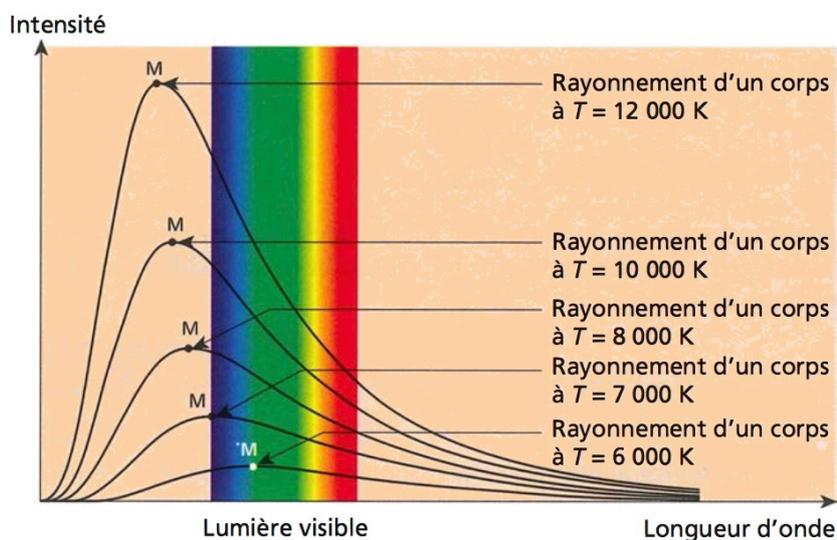


FIG. 1 – Intensité du rayonnement du corps noir à différentes températures.

Tout corps émet un rayonnement électromagnétique dans une plage de longueurs d'onde qui dépend de sa température.

L'intensité de chaque radiation du rayonnement émis a toujours une forme qui présente un pour une longueur d'onde λ_M .

Un corps est assimilable au modèle du « » si la longueur d'onde d'intensité maximale λ_M ne dépend que de la température absolue T et vérifie la loi de Wien :

λ_M en (.....);
 T en (.....).

Attention ! La valeur $2,898 \times 10^{-3}$ m·K possède une unité : elle est exprimée en m·K.

2.3 Application : Température d'un filament

Le filament d'une lampe à incandescence est chauffé électriquement jusqu'à une température voisine de 3400 K.

En formulant l'hypothèse du rayonnement d'un corps noir, calculer la longueur d'onde maximale émise. La lampe peut-elle être utilisée pour l'éclairage ?

.....

2.4 Application : Température de surface d'une étoile

Une étoile peut être assimilée à une boule de gaz très chaud et sous haute pression. La lumière émise par sa surface, la photosphère, donne le fond continu d'..... du spectre de l'étoile.

Ainsi, la couleur de l'étoile, comme celle du filament d'une lampe, renseigne sur sa de surface, conformément à la

Exemple : dans la constellation d'Orion, Rigel (11 000 °C) apparaît blanche, et Bételgeuse (3000 °C) apparaît rouge.

Exercices

N'oubliez pas les exercices résolus n° 12 et 16 p. 53 et 54 !

2.1 N° 4 p. 52 – Lampe à filament

2.2 N° 17 p.54 – Le rayonnement cosmologique

2.3 N° 24 p. 55 – Spectres de quelques DEL

2.4 N° 25 p. 56 – Les DEL blanche

2.5 N° 26 p. 56 – Tube fluorescent

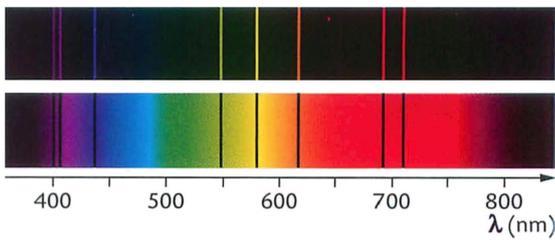


FIG. 2 – Spectres d'émission et d'absorption du mercure (Hg).

Hachette Physique-Chimie 1^{re}S 2014.

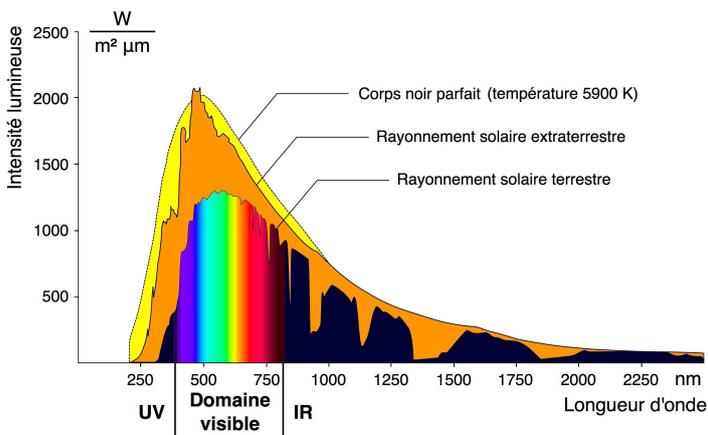


FIG. 3 – Spectre d'émission de Soleil, et sa comparaison au spectre du corps noir correspondant.

https://fr.wikipedia.org/wiki/Raies_de_Fraunhofer

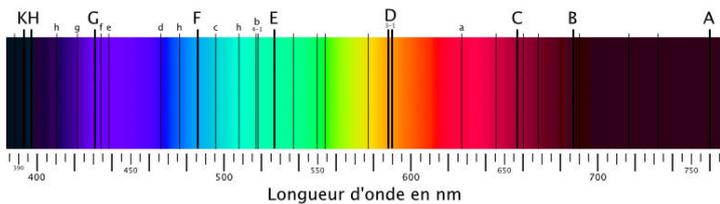
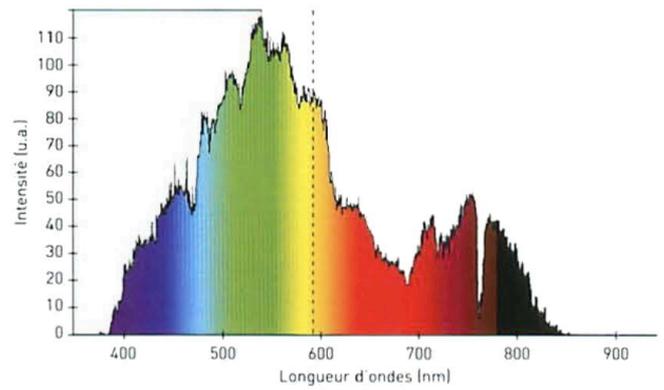


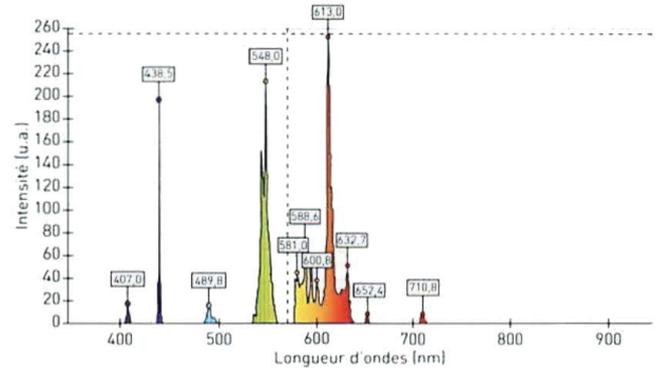
FIG. 4 – Détail des lignes de Fraunhofer dans le spectre du Soleil.

https://fr.wikipedia.org/wiki/Raies_de_Fraunhofer

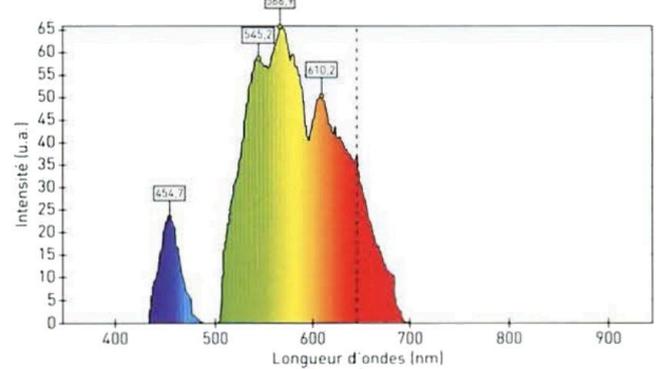
Spectre du Soleil



Spectre d'une lampe fluocompacte



Spectre d'une lampe à LED



Spectre d'un laser He-Ne rouge

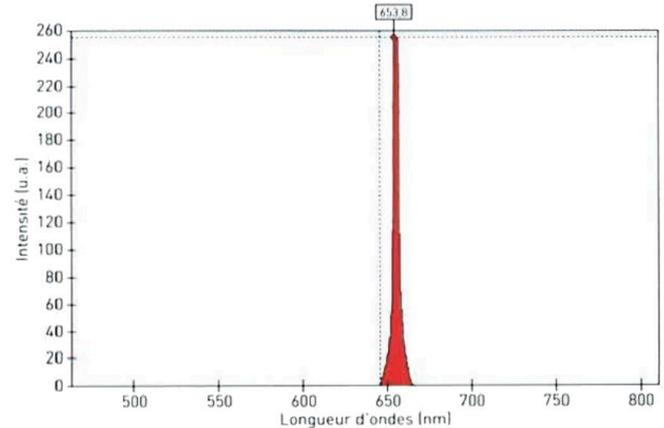


FIG. 5 – Quelques exemples de spectres.

AZAN et THOMAS, Physique Chimie BTS, Nathan technique 2015.

Compétences exigibles

- Distinguer une source polychromatique d'une source monochromatique caractérisée par une longueur d'onde

dans le vide.

- Exploiter la loi de Wien, son expression étant donnée.

Chapitre 2 – Sources de lumière colorée

1 Le laser est une source monochromatique, unidirectionnelle, cohérente et de grande puissance (vrai !)

1.1 Propriétés du LASER

- Contrairement aux sources de lumière classique, la lumière laser se propage dans une direction privilégiée : elle est
- La lumière laser a une longueur d'onde clairement identifiée : elle est

Pour résumer, on dit que le laser présente des propriétés de **concentration spatio-temporelle**.

- La **concentration** **de l'énergie** est une conséquence directe de sa directivité : l'ensemble de l'énergie produite est dirigé selon une direction, contrairement aux sources classiques.
- Le laser peut fournir son énergie de façon continue ou de façon pulsée. Dans ce dernier cas, plus l'impulsion est brève, plus le laser délivre une puissance instantanée importante : c'est la **concentration** **de l'énergie**.

1.2 Quelques détails techniques

Le laser produit une lumière très directive. Pour obtenir ce faisceau, la cavité est placée entre deux, l'un parfaitement réfléchissant, l'autre semi-réfléchissant. Les photons qui ne se déplacent pas dans une direction perpendiculaire aux miroirs disparaissent ou sont absorbés par les parois (ou par interférences destructives).

Ce type de cavité est appelé **oscillateur optique entre-tenu**. D'où l'acronyme LASER : *light amplification by stimulated emission of radiation*, en français : amplification de la lumière par émission stimulée de rayonnement.

On peut comparer ce processus à l'effet *Larsen*, qui se

produit lorsqu'un amplificateur (une chaîne Hi-fi) a sa sortie (le haut-parleur) trop proche de l'entrée (le micro). Le moindre bruit capté par le micro est amplifié, émis par le haut-parleur, capté par le micro, ré-amplifié jusqu'à la saturation du système (quand celui-ci fournit l'énergie maximum possible de par sa conception).

Dans un laser, cette énergie maximale est limitée par la puissance de la source de *pompage*, et par le nombre d'atomes qui peuvent être simultanément excités.

1.3 Le laser est un rayonnement dangereux

Du fait de ses propriétés, le laser a un caractère potentiellement pour l'œil, même à faible puissance.

1.4 Bilan des propriétés du laser

1. Un faisceau laser est un rayonnement En effet, un laser possède une fréquence très précise.
2. Un faisceau laser est un rayonnement En effet, le faisceau émis est très peu *divergent* (quelques milliradians).
3. Un faisceau laser est un rayonnement Tous les photons sont *en phase*.
4. Un faisceau laser possède une lumineuse, car il est très concentré. Par exemple, le faisceau d'un petit laser hélium-néon d'une puissance de quelques milliwatts a une luminance, dans le rouge, mille fois supérieure à celle du Soleil !

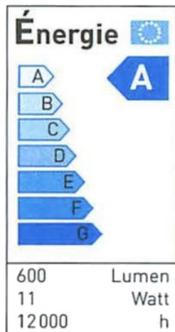
1.5 Quelques applications du laser

Le laser a de multiples utilisations : dans l'industrie, mais aussi pour la lecture de CD, la chirurgie ophtalmologique, l'épilation... et bientôt dans les ordinateurs « quantiques » (dans lesquels le silicium est remplacé par des chemins optiques).

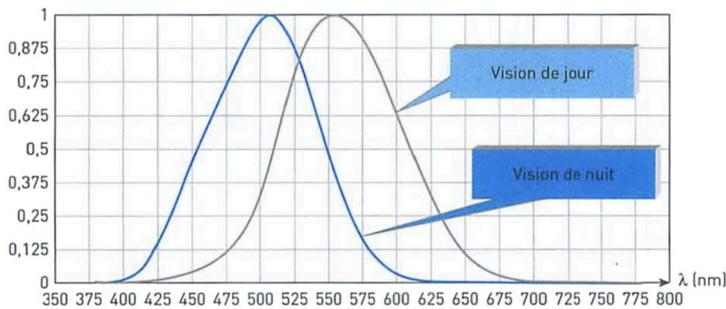
2 Pour l'éclairage quotidien, l'exploration du rayon lumineux d'un supermarché peut laisser pantois

2.1 Flux lumineux

Le flux lumineux est la mesure de la quantité de lumière émise par unité de temps. Il s'exprime en lumen (lum). Cette indication figure désormais couramment sur les emballages des lampes.



Par rapport à la puissance électrique consommée, indiquée en watt (W), le flux lumineux tient compte de la sensibilité spectrale de l'oeil, qui dépend beaucoup de la longueur d'onde. *On rapprochera ces courbes simplifiées des courbes de sensibilité déjà vues pour les cônes.*



Température de couleur	2 700 K	3 000 K	3 500 K	4 000 K	5 000 K	6 500 K
Nuance de blanc	orangé	jaune-orangé	jaune	« sans nuance »	faiblement bleuté	bleuté

Les emballages indiquent aussi en général la durée de vie en heure, mais celle-ci dépend largement du nombre de cycles d'allumage !

2.2 Température de couleur

La température de couleur est définie comme la température à laquelle il faudrait chauffer un corps noir pour qu'il produise la même nuance de lumière blanche. Donc cette température n'a rien à voir avec la température de fonctionnement de la lampe ! Pour vous en convaincre, voici ces deux températures pour une lampe de type LED, type de lampes désormais courant et peu onéreux.

Lampe de type LED	
Température de fonctionnement	Température de couleur
De l'ordre de 353 K (80 °C)	Entre 2 700 K et 6 500 K

Malheureusement, aucune lampe n'est actuellement à même de reproduire la température de couleur du Soleil ; la plupart des lampes fournissent fort heureusement une lumière blanche, plus ou moins orangée, ou au contraire bleutée. Il convient donc de choisir en connaissance de cause dans le rayon « lumineuses ».

D'après J.-L. AZAN et P.-F. THOMAS, *Physique Chimie BTS 1^{re} et 2^e année*, Nathan technique 2015.

Correction des exercices du chapitre 1

1.1 N° 2 p. 38 – Cônes et bâtonnets

1. Trois types de cônes, sensibles au bleu, vert et rouge, respectivement.
2.
 - a. Plus faible sensibilité des cônes.
 - b. Les cônes sont moins sensibles, donc il faut que l'intensité lumineuse soit suffisante.
 - c. Les bâtonnets n'étant que d'un seul type ne permettent pas de distinguer les couleurs. Si la lumière est suffisante pour les stimuler on voit tout en gris.

1.2 N° 3 p. 38 – La perception des couleurs

1.
 - a. Bleue.
 - b. À 430 nm les courbes des cônes vert et rouge sont au-dessus de celles des cônes bleus et des bâtonnets. Donc cela signifie que les cônes bleus sont plus sensibles à cette longueur d'onde (les bâtonnets sont totalement saturés en journée, leur signal est ignoré).
 - c. Une impression de bleu
2. Les trois types de cônes sont stimulés.

1.3 N° 7 p. 39 – Éclairage d'une scène

1. Synthèse additive.
2.
 - a. Pour le jaune, il faut superposer le vert et le rouge.
 - b. Pour le cyan, il faut le bleu et le vert.
3. Il faut superposer les trois couleurs primaires, à intensité égale.
4. On peut reproduire une infinie variété de couleurs si l'on peut faire varier continûment l'intensité des trois couleurs primaires.

1.4 N° 23 p. 41 – Sous les drapeaux

1. En lumière verte, le drapeau éthiopien (vert - jaune - rouge) apparaît vert - vert - noir. La bande verte diffuse les radiations vertes, la bande jaune diffuse les radiations vertes et le rouge (donc uniquement les radiations vertes incidentes). En revanche, la bande rouge absorbe les radiations vertes et bleues (donc toutes les radiations de la lumière verte incidente).
2. Sous un éclairage rouge, les drapeaux suisse, autrichien et bahreïniens apparaissent rouges, les drapeaux malien et italien apparaissent noir - rouge - rouge.
3. Sous un éclairage bleu, les deux drapeaux apparaîtront complètement noirs, aucune des bandes jaune, verte et rouge ne diffusant la couleur bleue.

Compétences exigibles

- Un objet ne peut être vu que s'il émet ou diffuse de la lumière et que celle-ci pénètre dans l'œil ;
- Une lentille modifie le trajet de la lumière ;
- Il faut savoir reconnaître une lentille convergente ou divergente par une méthode au choix : par sa forme, par la déviation produite par un faisceau de lumière parallèle, par effet de grossissement ou de réduction des objets ;
- Il faut connaître les symboles de représentation d'une lentille mince convergente ou divergente ;
- Il faut connaître les éléments caractéristiques d'une lentille mince : centre optique, axe optique, foyer ;
- Plus une lentille est bombée, plus elle est convergente ;
- Il faut savoir reconnaître ou positionner les foyers image et objet sur un schéma ;
- Une lentille de vergence négative est divergente ; elle est convergente si la vergence est positive ;
- Il faut savoir construire l'image d'un objet donné par une lentille convergente.

Chapitre 1 – Vision et image

1 Qu'est-ce qu'une lentille ?

.....

.....

2 Qu'est-ce qui différencie les lentilles entre elles ?

2.1 Au toucher

Expérience Prendre diverses lentilles entre ses doigts et essayer de les classer en comparant, pour chaque lentille, les épaisseurs au centre et au bord. Noter ses observations :

.....

2.2 Par observation d'un texte



Expérience Observer un texte posé sur la table au travers d'une lentille convergente puis au travers d'une lentille divergente. Noter vos observations :

.....

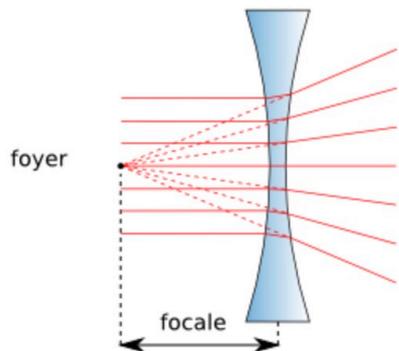
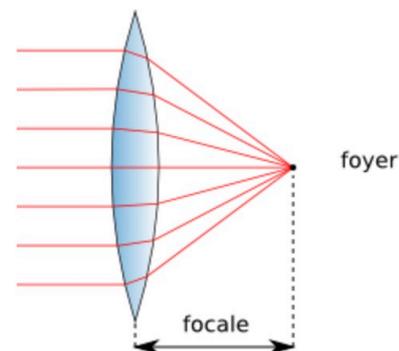
Conclusion :

2.3 Par déviation d'un faisceau lumineux

Expérience Faire arriver un faisceau de rayons lumineux parallèles sur une lentille de chaque type. Observer les rayons qui émergent de ces lentilles.

Le faisceau émergent de la **lentille à bords minces** en un point.

On les appelle lentilles



Le faisceau émergent de la **lentille à bords épais**

On les appelle lentilles

Il existe deux types de lentilles :

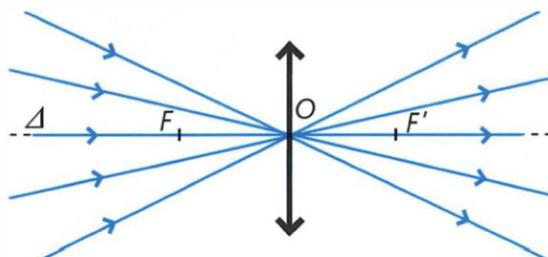
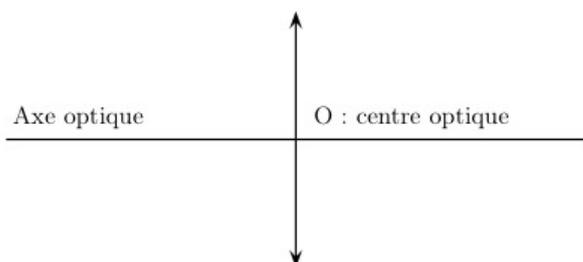
-
-
-
-

Remarque Nous nous limiterons dorénavant à l'étude des lentilles convergentes, car dans l'œil le cristallin joue le rôle d'une lentille convergente.

3 Quelles sont les caractéristiques d'une lentille convergente ?

Les expériences de cette partie sont réalisées sur un tableau magnétique à l'aide d'une source lumineuse pouvant délivrer un faisceau de rayons lumineux parallèles et de lentilles convergentes.

3.1 Que sont le centre optique et l'axe optique pour une lentille ?

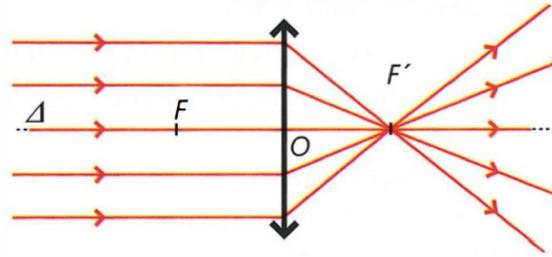


RÈGLE N° 1

3.2 Que sont les foyers et la distance focale ?

3.2.1 Foyer image et distance focale

Expérience (professeur) Faire arriver un faisceau de rayons lumineux parallèles à l'axe optique sur une lentille convergente L. Observer les rayons qui émergent de la lentille. Incliner le faisceau par rapport à l'axe optique, observer. Mesurer dans chaque situation la distance OF' .

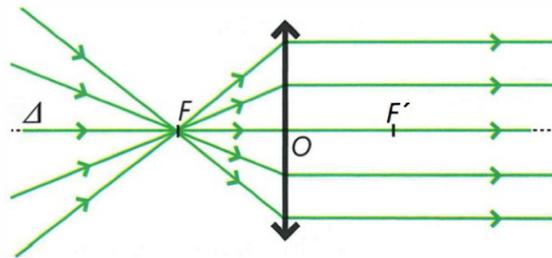


- Le point de l'axe optique où convergent les rayons émergent est appelé de la lentille.
- La distance entre le centre optique O et le foyer image F' est caractéristique de la lentille. Cette distance est appelée et est notée

RÈGLE N° 2

3.2.2 Foyer objet et distance focale

Expérience (professeur) Faire converger un faisceau de rayons lumineux parallèles à l'aide d'une lentille convergente L'. Placer la lentille convergente L après le point de convergence et la déplacer. Observer les rayons qui émergent de la lentille L. Mesurer la distance OF lorsque les rayons émergent parallèlement à l'axe optique.



- Le est le point de l'axe optique tel que les rayons issus de ce point émergent à l'axe optique.
- sont symétriques par rapport à O d'où = =

RÈGLE N° 3

Remarque : vous devez connaître les symboles d'une lentille convergente et divergente

4 Comment estimer simplement la distance focale d'une lentille convergente ?

Expérience On considère les rayons lumineux provenant des plafonniers comme parallèles. Placer la lentille perpendiculairement à la direction de ces rayons lumineux. Déplacer la lentille par rapport à la table. Observer la tache lumineuse recueillie sur la table.

Lorsque l'image est nette, **mesurer** à l'aide d'une règle la distance table-lentille :

Pourquoi peut-on en déduire la distance focale de la lentille ?

.....

5 Quel est le lien entre distance focale et vergence ?

Les opticiens caractérisent la lentille grâce à sa vergence, notée C , qui est l'..... de la distance de la lentille à F' , notée OF' ou plus simplement f' .

Les lentilles convergentes ont une vergence les lentilles divergentes ont une vergence On mesure une vergence en dioptries (symbole δ), et la distance focale en mètres (symbole m).

$$C = \frac{1}{f'} \Leftrightarrow f' = \frac{1}{C}$$

Exemples Soit une lentille marquée $+10 \delta$. Calculez sa distance focale.

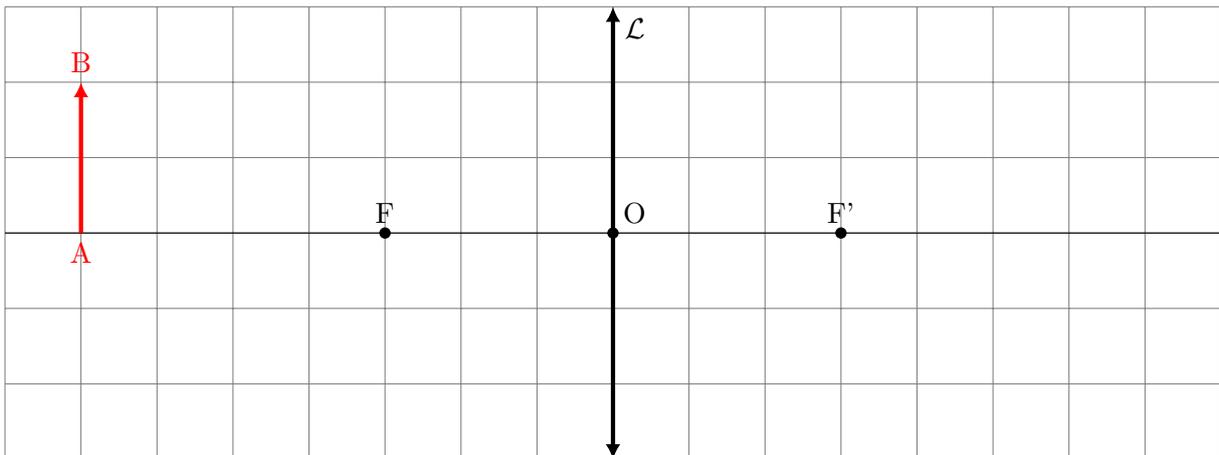
.....

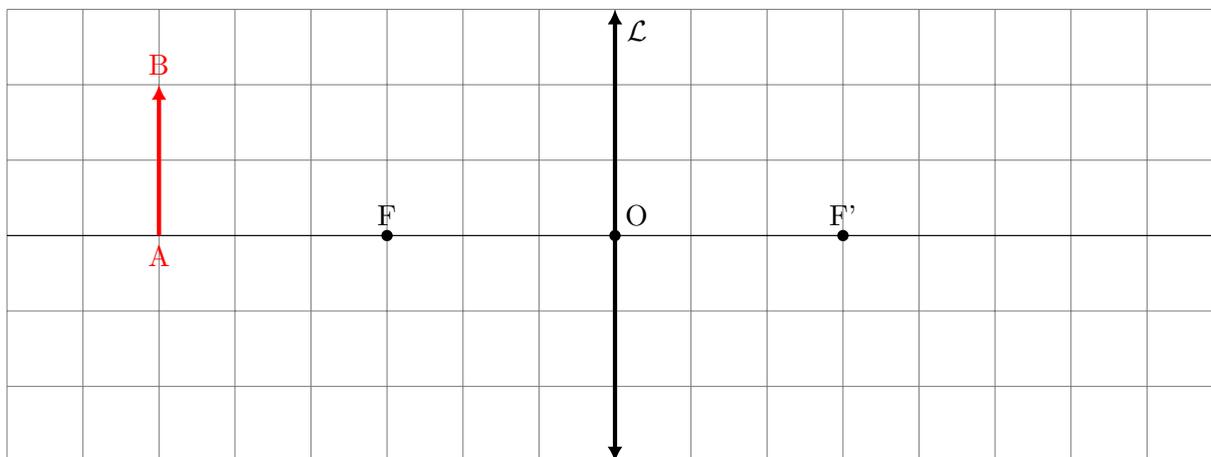
Soit une lentille dont la distance focale est $f' = 33,3 \text{ cm}$. Calculez sa vergence.

.....

6 Comment construire graphiquement l'image d'un objet ?

En utilisant la « méthode des trois rayons » (c'est-à-dire les trois rayons particuliers parmi l'infinité des rayons lumineux issus de l'objet), réaliser les constructions géométriques permettant de déterminer la position et la taille de l'image de l'objet AB donnée par la lentille.

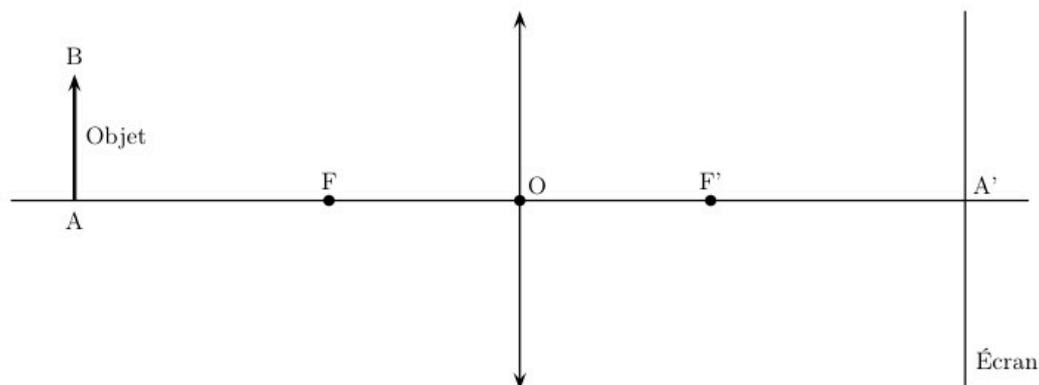




7 Comment caractériser l'image d'un objet au travers d'une lentille convergente ?

Expérience On utilisera un banc d'optique, ses accessoires et une lentille convergente $+10 \delta$. L'objet lumineux utilisé est la diapositive. Placer cet objet lumineux en un point A à la distance \overline{OA} de la lentille (distance proposée dans le tableau ci-dessous). Déplacer l'écran de façon à avoir une image nette et compléter le tableau.

Schéma pour rappeler les notations :



Attention ! Toutes les mesures sont algébriques, comme l'indique le trait surmontant les lettres, donc :

1. toutes les mesures ont un signe ;
2. la lentille est l'origine du repère, formé de deux axes (Ox) dans le sens de la lumière (vers la droite) et (Oy) vers le haut de la figure ;
3. l'ordre des lettres compte !

	Mesures n° 1	Mesures n° 2	Tentative
Taille de l'objet \overline{AB} (cm)			
Position de l'objet \overline{OA} (cm)	-25 cm	-15 cm	-5 cm
Position de l'image $\overline{OA'}$ (cm)			
Taille de l'image $\overline{A'B'}$ (cm)			
Sens de l'image			

Conclusion :

.....

.....

8 Propositions pour le chapitre 2 séance 2

Miroirs – dangereux – monochromatique – directif – cohérent – forte intensité

9 L’Univers à différentes échelles

Lorsque l’on aborde un sujet nouveau, il est souvent utile d’avoir une vue d’ensemble avant d’explorer les détails. C’est pourquoi nous commençons par étudier les grands types d’objets dans l’Univers, en précisant les tailles et les échelles de distance qui les séparent.

9.1 Les distances astronomiques sont... astronomiques !

L’un des défis et l’une des satisfactions que l’on éprouve en étudiant la physique-chimie, est de devenir à l’aise avec la gamme des distances que l’on rencontre. Dans la vie courante, on a typiquement affaire à des distances allant du millimètre au millier de kilomètres. On peut facilement visualiser ou écrire une distance de cent mètres ou de mille kilomètres. En physique-chimie, nous avons affaire à des particules aussi petites qu’un milliardième de mètre et à des distances s’étendant sur mille milliards de milliards de kilomètres. De même, on rencontre des vitesses qui peuvent être si grandes (en particulier pour la lumière) qu’il serait peu pratique de les exprimer en mots à chaque fois. Pour des nombres beaucoup plus petits ou beaucoup plus grands que 1, on emploie la notation scientifique, basée sur les puissances de dix.

9.2 La notation en puissance de dix (important !)

Les scientifiques évitent des expressions confuses comme « un million de milliards de milliards » (1 000 000 000 000 000 000 000 000) et préfèrent une notation plus concise. Tous les zéros de ce type d’expression sont raccourcis en un 10 suivi d’un exposant, écrit en hauteur et appelé puissance de dix. L’exposant indique simplement le nombre de zéros que l’on écrirait dans la forme longue du nombre. Ainsi,

$$\begin{aligned}1 &= 1 \\10^1 &= 10 \\10^2 &= 100 \\10^3 &= 1\,000 \\10^4 &= 10\,000\end{aligned}$$

et ainsi de suite. De manière équivalente, l’exposant indique combien de dix il faut multiplier entre eux pour obtenir le nombre que l’on veut représenter. Par exemple, dix mille s’écrit 10^4 (« dix à la puissance quatre ») car $10^4 = 10 \times 10 \times 10 \times 10$. De même, 273 000 000 peut s’écrire $2,73 \times 10^8$.

En notation scientifique, les nombres sont écrits par un facteur compris entre un et dix, multiplié par la puissance de dix convenable. La distance entre la Terre et le Soleil, par exemple, s’écrit $1,5 \times 10^8$ km. Avec un peu d’habitude, vous trouverez cette notation plus pratique que d’écrire « 150 000 000 km » ou « cent cinquante millions de kilomètres ».

La notation en puissance de dix peut aussi être employée pour des nombres inférieurs à 1, en utilisant un signe moins en face de l’exposant. Un exposant négatif indique la position de la virgule, de la façon suivante :

$$\begin{aligned}1 &= 1 \\10^{-1} &= 0,1 \\10^{-2} &= 0,01 \\10^{-3} &= 0,001 \\10^{-4} &= 0,0001\end{aligned}$$

et ainsi de suite. Par exemple, le diamètre d’un atome d’hydrogène vaut environ $1,1 \times 10^{-8}$ cm, et cette notation est plus pratique que « 0,000000011 cm » ou « 11 milliardièmes de centimètre ». De même, 0,000728 s’écrit $7,28 \times 10^{-4}$.

9.3 Où l'on découvre qu'il est encore mieux d'utiliser des préfixes

TAB. 1 – Préfixes du système international d'unités

Facteur	Préfixe	Symbole
10^{24}	yotta	Y
10^{21}	zetta	Z
10^{18}	exa	E
10^{15}	peta	P
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	kilo	k
10^2	hecto	h
10^1	déca	da
1		
10^{-1}	déci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	milli	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	atto	a
10^{-21}	zepto	z
10^{-24}	yocto	y

Comme la notation en puissances de dix permet de se débarrasser de longues listes de zéros, elle intervient dans de nombreuses circonstances. On sera ainsi amené à beaucoup utiliser :

$$\begin{aligned} \text{un millier} &= 10^3 \\ \text{un million} &= 10^6 \\ \text{un milliard} &= 10^9 \end{aligned}$$

et aussi

$$\begin{aligned} \text{un millième} &= 10^{-3} \\ \text{un millionième} &= 10^{-6} \\ \text{un milliardième} &= 10^{-9} \end{aligned}$$

Ces exemples assez communs permettent de se rendre compte d'un intérêt : si l'on peut remplacer chaque puissance de dix par un préfixe adapté, on obtiendra des grandeurs encore plus faciles à énoncer et à manipuler. Le tableau 1 indique les principaux préfixes utiles en physique-chimie.

On ne manquera pas de remarquer dans ce tableau que les préfixes qui correspondent à une puissance de dix positive, donc un nombre supérieur à 1, sont en majuscules, et qu'à l'inverse ceux qui correspondent à une puissance de dix négative, donc à un nombre inférieur à 1, sont en minuscules. La seule exception à cette règle concerne le kilo, l'hecto et le déca.

9.4 Les moyens mnémotechniques

Voici les points que vous devez retenir et savoir utiliser :

- Quant on déplace la virgule à gauche dans un nombre, la puissance de dix augmente ; :

$$3,14 = 0,314 \times 10^1$$

Et inversement, quant on déplace la virgule à droite dans un nombre, la puissance de dix diminue :

$$3,14 = 31,4 \times 10^{-1}$$

- La puissance de dix correspond au nombre de fois qu'il faut déplacer la virgule pour écrire le nombre :

$$\begin{aligned} 0,00314 &= 3,14 \times 10^{-2} \\ 314 &= 3,14 \times 10^2 \end{aligned}$$

- On peut remplacer un préfixe par une puissance de dix, et vice-versa, en respectant les indications du tableau 1 :

$$\begin{aligned} 3,14 \times 10^{-3} \text{ m} &= 3,14 \text{ mm} \\ 3,14 \times 10^3 \text{ m} &= 3,14 \text{ km} \end{aligned}$$

- Les puissances de dix s'additionnent lorsqu'on les multiplie et se soustraient lorsqu'on les divise :

$$10^a \times 10^b = 10^{a+b} \quad \text{et} \quad \frac{10^a}{10^b} = 10^{a-b}$$

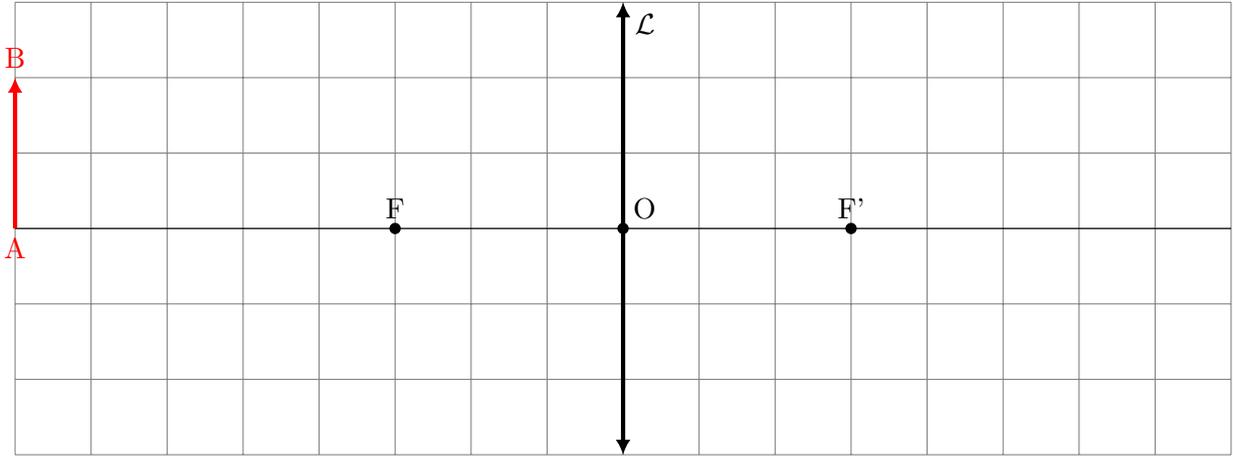
avec les cas particuliers à connaître :

$$10^1 = 10 \quad \text{et} \quad 10^0 = 1$$

D'après Neil F. COMINS, *À la découverte de l'Univers*, éditeur De Boeck, 2011.

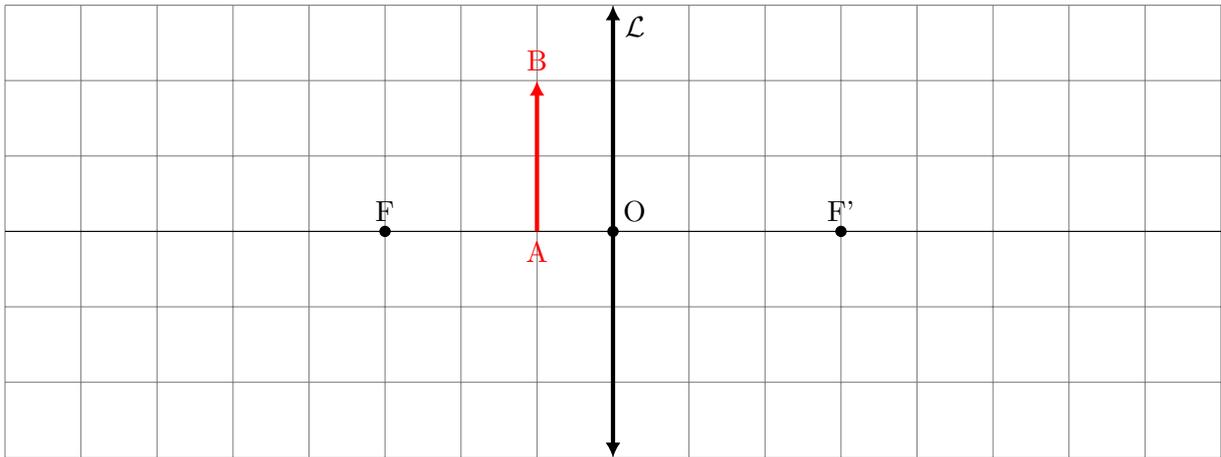
1 Comment construire graphiquement l'image d'un objet ?

En utilisant la « méthode des trois rayons » (c'est-à-dire les trois rayons particuliers parmi l'infinité des rayons lumineux issus de l'objet), réaliser les constructions géométriques permettant de déterminer la position et la taille de l'image $A'B'$ de l'objet AB , donnée par la lentille.



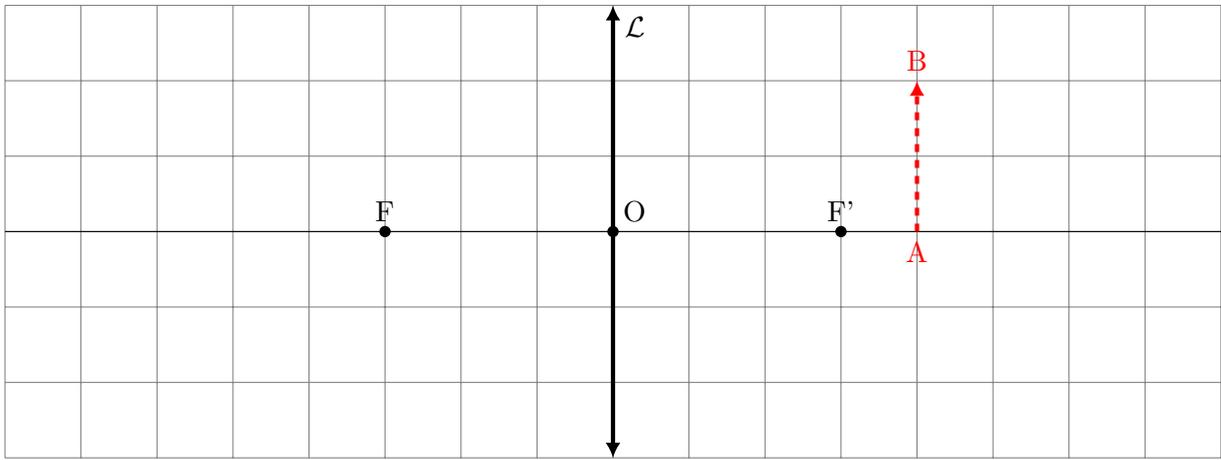
.....

.....



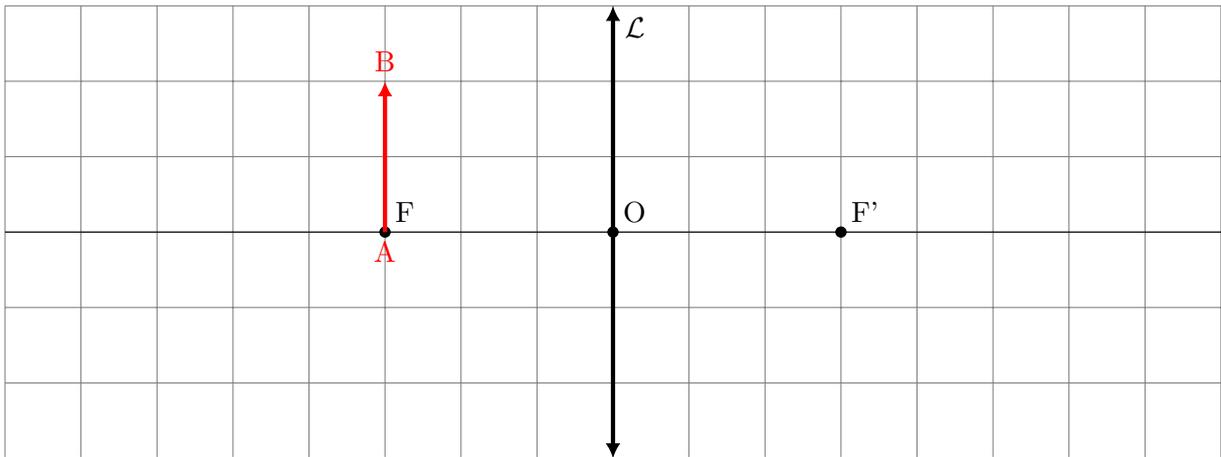
.....

.....



.....

.....



.....

.....

Exercices du chapitre 3

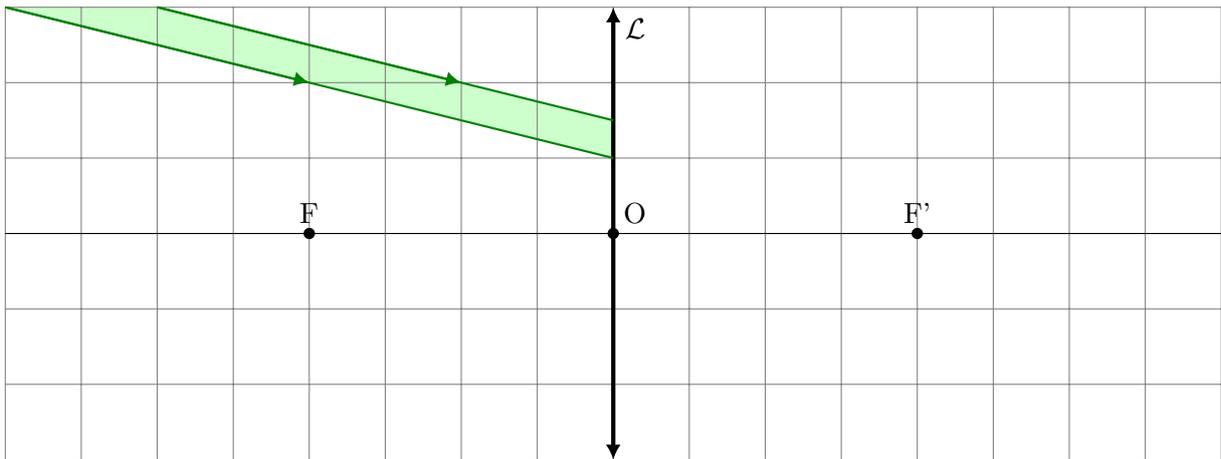
3.1 N° 9 p. 25 – QCM

3.2 N° 10 p. 25 – Caractéristiques d'une image

3.3 N° 13 p. 25 – Tracé de faisceaux de lumière

3.4 N° 14 p. 25 – Optics un cartoon

2 Est-il possible de construire l'image issue d'un faisceau de lumière ?



3 Les relations de conjugaison et de grandissement des lentilles

On peut déterminer la position et la taille d'une image à partir de relations de conjugaison et de grandissement. Pour cela, les positions et les tailles de l'objet et de l'image doivent être repérées par des valeurs **algébriques**.

3.1 Relation de conjugaison

.....

.....

.....

3.2 Relation de grandissement

.....

.....

.....

3.3 Exemples d'application

- Lorsque l'on regarde l'heure sur la montre, la distance séparant l'œil et la montre est de 40,0 cm, et la distance focale de l'œil dans cette situation est de 2,0 cm. Calculez la position de l'image qui se forme sur la rétine.
- Un œil a une distance cristallin-rétine de 16,7 mm. Quelle doit être la distance focale de cet œil pour voir nettement un objet situé à 60,0 cm ?
- Lors de la lecture d'un livre, la distance focale de l'œil est de 15,7 mm, la distance cristallin-rétine étant toujours de 16,7 mm. À quelle distance est situé le livre ?
- Calculer le grandissement γ dans ce troisième cas.
- On considère une lettre du livre, 4,0 mm de hauteur. Quelle est la taille de l'image de cette lettre sur la rétine ?

4 Les caractéristiques de l'image observée

Le grandissement γ permet de déterminer le **sens** de l'image par rapport à l'objet.

Signe de γ	$\gamma > 0$	$\gamma < 0$
Sens de l'image		

Le grandissement γ permet de déterminer la **taille** de l'image par rapport à l'objet.

Valeur de γ	$ \gamma > 1$	$ \gamma < 1$
Taille de l'image		

Correction des exercices du chapitre 2

2.1 N° 4 p. 52 – Lampe à filament

1. Dans une ampoule à filament, le filament de tungstène, métal très réfractaire, est relié électriquement au culot et au plot de l'ampoule. Quand on fait circuler un courant électrique, le filament s'échauffe par effet Joule. Sous l'effet de cet échauffement, le spectre thermique émis s'enrichit en radiations de longueur d'onde du domaine visible.
2. Le gaz inerte permet de maintenir une pression non nulle dans l'ampoule, et de ce fait limite l'évaporation du filament de tungstène et le dépôt du tungstène sur la paroi de l'ampoule par condensation.

2.2 N° 17 p.54 – Le rayonnement cosmologique

Loi de Wien :

$$\lambda_m \cdot T = 2,898 \times 10^{-3} \text{ m} \cdot \text{K}$$

L'énoncé indique $\lambda_m = 1,1 \text{ mm}$, on exprime la température absolue T :

$$T = \frac{2,898 \times 10^{-3} \text{ m} \cdot \text{K}}{\lambda_m}$$

Application numérique :

$$T = \frac{2,898 \times 10^{-3} \text{ m} \cdot \text{K}}{1,1 \times 10^{-3} \text{ m}} = 2,6 \text{ K}$$

Le rayonnement cosmologique est un corps noir à $T = 2,6 \text{ K}$. On parle de « rayonnement fossile à 3 K », ce rayonnement provient de l'instant exact de séparation de la lumière et de la matière, lors de la dilatation et du refroidissement de l'Univers. La longueur d'onde maximale de ce rayonnement de corps noir a beaucoup augmenté (par effet Doppler-Fizeau), à cause de la dilatation de l'Univers, c'est la raison pour laquelle cette température est si basse.

2.3 N° 24 p. 55 – Spectres de quelques DEL

1. Le rayonnement émis est polychromatique. On réserve la dénomination monochromatique au laser.
2. **a.** $\lambda_a = 678 \text{ nm}$; $\lambda_c = 594 \text{ nm}$; $\lambda_d = 472 \text{ nm}$.
b. Il ne s'agit pas d'un spectre d'émission thermique ; on ne peut pas déduire la température avec la loi de Wien.
3. La diode (b) ne présente pas de pic d'émission dans le visible. Le spectre est ici limité au domaine visible.

4. **a.** Il s'agit de la diode (b). En effet son domaine d'émission est au dessus de 800 nm, dans le domaine des infrarouges.
b. Il s'agit de la diode (a), dont le pic d'émission est assez étroit (on constate bien ici qu'une diode laser ne permet pas d'obtenir une raie monochromatique aussi étroite qu'un vrai laser).

2.4 N° 25 p. 56 – Les DEL blanche

1. Il s'agit de synthèse additive de deux sources de lumière de couleurs complémentaires.
2. **a.** $\lambda = 456 \text{ nm}$ (bleu) et $\lambda = 553 \text{ nm}$ (jaune) pour la position des deux pics.
b. Le pic dans le bleu est dû à l'émission intrinsèque de la diode, c'est une raie spectrale. Le pic dans le jaune est dû à l'émission des poudres fluorescentes.
3. **a.** Le spectre de la lumière du jour est plat dans tout le domaine de longueur d'onde du visible. Autrement dit, toutes les radiations donc toutes les couleurs sont présentes.
En revanche, le profil spectral de la DEL est constitué de deux pics.
b. La DEL blanche offre l'illusion du blanc grâce à une forte émission dans le bleu, zone où la sensibilité de l'œil est plus faible que dans le jaune. Ce procédé permet de stimuler l'œil dans ces deux couleurs complémentaires de façon égale, ce qui donne bien l'illusion du blanc.

2.5 N° 26 p. 56 – Tube fluorescent

1. **a.** Les pics présents dans le spectre des tubes fluorescents correspondent aux raies d'émission du mercure (symbole HG), sous forme de vapeur dans le tube. La poudre fluorescente ne filtre pas ces raies d'émission dans le visible.
b. Les poudres fluorescentes émettent un spectre continu qui se superpose au spectre de raies d'émission dans le visible.
2. Puisque la poudre fluorescente émet de la lumière visible, c'est qu'elle a été soumise à un rayonnement de longueur d'onde entre 200 nm et 300 nm, rayonnement UV en dehors du domaine du visible entre 400 nm et 800 nm. Ainsi, la vapeur de mercure émet bien des rayonnements en dehors du visible.
3. Les poudres ne sont pas identiques, car les intensités relatives des deux spectres continus sont différentes.

Compétences exigibles

- Correspondance entre œil réel et modèle œil réduit.
- Modélisation de l'accommodation du cristallin.
- Iris : rôle et effets.
- Les défauts de l'œil et leurs corrections.

Chapitre 3 – Vision et image (suite)

1 Quels sont les défauts de l'œil ?

1.1 La myopie

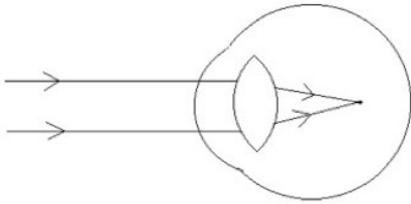
Expérience Réaliser un œil myope avec une lentille de $+10 \delta$ placée à 11,5 cm d'un écran.

La lentille joue le rôle du

L'écran joue le rôle de la

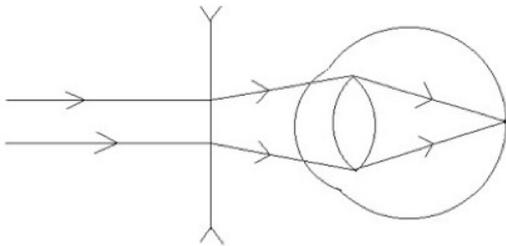
Observations :

Conclusion : Un myope voit flou les objets
 mais très bien les objets



L'image d'un objet éloigné se forme
 de l'écran.

Expérience Rajouter une lentille de -2δ devant l'œil myope.



Observations :

La lentille rajoutée joue le rôle d'un

Conclusion : l'usage d'une lentille
 permet de corriger un œil
 myope.

1.2 L'hypermétropie

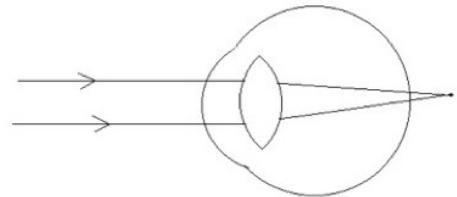
Expérience Réaliser un œil hypermétrope avec une lentille de $+10 \delta$ placée à 7,0 cm d'un écran.

La lentille joue le rôle du

L'écran joue le rôle de la

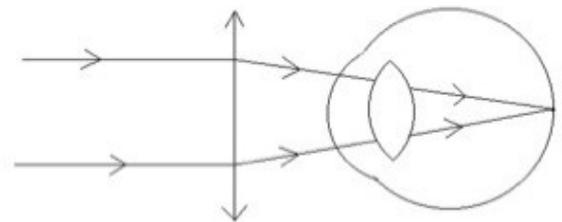
Observations :

Conclusion : Un hypermétrope voit mal les objets
 et doit accommoder pour voir les objets



L'image d'un objet éloigné se forme
 de l'écran.

Expérience Rajouter une lentille de $+3 \delta$ devant l'œil hypermétrope.



Observations :

La lentille rajoutée joue le rôle d'un

Conclusion : l'usage d'une lentille
 permet de corriger un œil
 hypermétrope.

La myopie peut également être corrigée par une opération chirurgicale au laser qui vise à retailler le cristallin pour le rendre moins bombé et donc moins convergent.

Conclusion : Le myope voit bien de très près mais mal de loin. L'image de l'objet éloigné se forme en avant de la rétine. Lorsque l'œil se rapproche de l'objet, son image à travers le cristallin s'éloigne et finit par se former sur la rétine.

Un œil myope est un œil trop convergent pour sa profondeur ; donc on corrige la myopie à l'aide de lentilles divergentes.

L'hypermétropie peut également être corrigée par une opération chirurgicale au laser qui vise à retailler le cristallin pour lui donner une forme plus bombée et donc plus convergente.

Conclusion : Un hypermétrope voit très bien de loin mais mal de près. Chez l'hypermétrope, la vergence de l'œil n'est pas assez grande pour la profondeur (la distance focale f est donc trop grande) et donc l'image de l'objet se forme après la rétine.

Un œil hypermétrope n'est pas assez convergent pour sa profondeur. On corrige l'hypermétropie par des lentilles convergentes.

1.3 Modélisation de l'œil emmétrope (= normal)

Expérience À partir d'une lentille de $+10 \delta$, trouver la distance lentille-écran qui permet d'obtenir une image nette d'un objet éloigné.

Noter cette distance :

Placer un diaphragme (ouverture circulaire) en avant de la lentille. Noter vos observations :

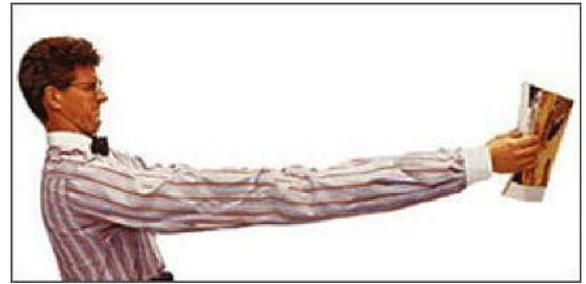
.....

Le diaphragme joue le rôle de l'

1.4 La presbytie

Observations : Voici deux comportements stéréotypés de personnes presbytes.

Premier comportement :



Second comportement :



Conclusion : Un presbyte voit mal les objets mais bien les objets

À quoi est due la presbytie ?

Chez les personnes de plus de cinquante ans, la presbytie est due à

.....

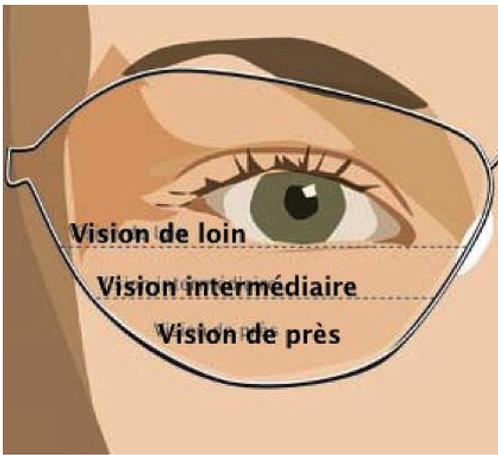
Conclusion : Vers l'âge de 40 ans, la lecture de près devient pénible : c'est un des effets de la presbytie. En effet, le cristallin devient moins souple, les muscles qui le commandent ont plus de difficultés à le courber et l'accommodation est moins facile.

Au repos, l'œil perçoit toujours nettement un objet éloigné, mais les objets deviennent flous en se rapprochant ; l'image ne se forme plus sur la rétine.

La correction de la presbytie se fait avec des verres

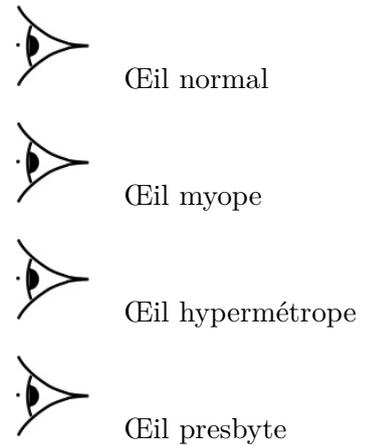
Pour corriger la presbytie, on peut utiliser des verres, comprenant une lentille pour la vision de près.

Voici un schéma montrant un verre progressif :



1.5 En résumé

Représenter le domaine de vision nette pour chaque type d'œil.



2 Observer la nécessité de l'accommodation

Fixez votre index tout en l'éloignant le plus possible de votre œil. Puis mettez-le sur votre nez : il est difficile de voir votre doigt nettement. Regardez plus loin que votre index. Comment apparaît ce dernier ? Flou, bien sûr !

Voici une photo d'objets vus de plus ou moins loin par un œil emmétrope au repos.



Au repos, un œil emmétrope (c'est-à-dire sans défaut) forme une image d'un objet lointain (jusqu'à l'infini).

Voici une photo des mêmes objets vus de plus ou moins loin par un œil emmétrope après accommodation.



En accommodant, un œil emmétrope arrive à visualiser des objets situés jusqu'à cm environ.

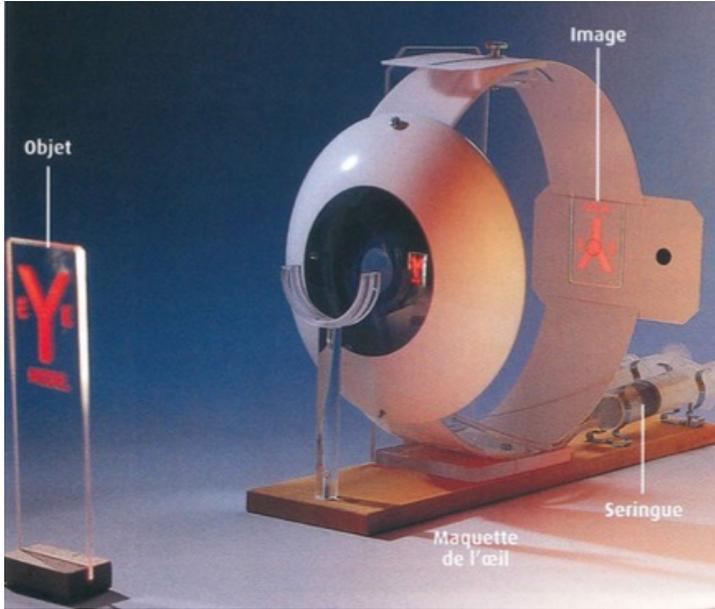
Conclusion

Le point le plus lointain visible par un œil au repos est le , le point le plus proche visible après accommodation se nomme

3 Le modèle de l'œil ou œil « réduit »

En optique, l'œil est constitué de trois parties principales :

- L'ensemble pupille-iris qui joue le rôle de diaphragme ;
- Le cristallin qui joue le rôle d'une lentille convergente ($f \simeq 1,6 \text{ cm}$ au repos) ;
- La rétine qui joue le rôle d'écran.



Un œil emmétrope au repos voit-il nets des objets proches ?

.....

Un œil emmétrope qui accommode voit-il nets des objets lointains ? Pourquoi l'accommodation est-elle nécessaire ?

.....

Le cristallin est-il plus ou moins bombé lorsque l'œil regarde un objet plus proche ? Pourquoi regarder longtemps un objet proche fatigue ?

.....

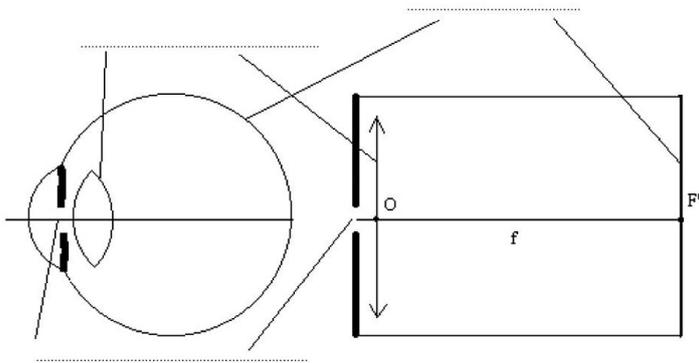
.....

Lorsque l'œil regarde un objet plus proche, la distance focale de l'œil réduit est-elle plus ou moins grande ? Et son inverse, la vergence ?

.....

.....

Sur les deux schémas ci-dessous, identifier les éléments :



4 L'œil et l'appareil photographique

Lorsque l'on observe un objet, l'œil en forme une image. De même, l'appareil photographique forme des images et permet de les conserver.

Quels sont les points communs dans le fonctionnement de ces deux instruments ?

Formation des images dans l'œil En se déformant, le permet aux images de se former sur la rétine quelque soit la position de l'objet observé : on dit que l'œil

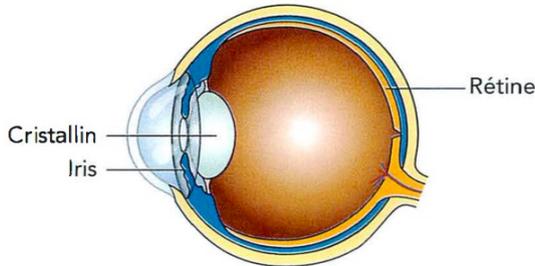


FIG. 1 – Schéma en coupe de l'œil réel simplifié.

Maquette de l'œil Lors d'une étude expérimentale, on peut utiliser une maquette de l'œil. Afin de former convenablement les images avec un tel dispositif, il est possible de simuler la déformation du cristallin en injectant ou en aspirant de l'eau au moyen d'une seringue.

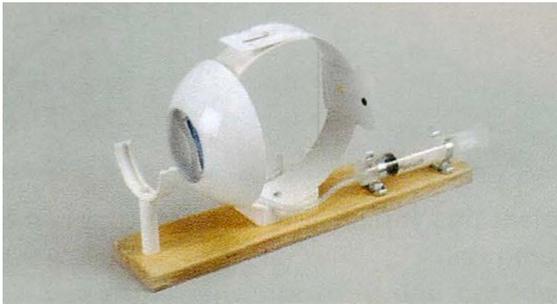


FIG. 2 – Maquette simulant un œil.

Modèle de l'œil réduit On peut modéliser l'œil par un système optique, appelé, comprenant un diaphragme, une lentille convergente et un écran.

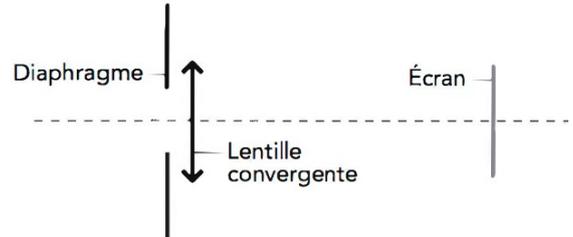


FIG. 3 – Schéma du modèle de l'œil réduit.

Maquette de l'appareil photographique Un appareil photographique peut être modélisé par une boîte percée d'une ouverture dans laquelle est fixée une lentille. La face opposée peut se déplacer pour obtenir des images nettes sur l'écran constitué de papier calque.

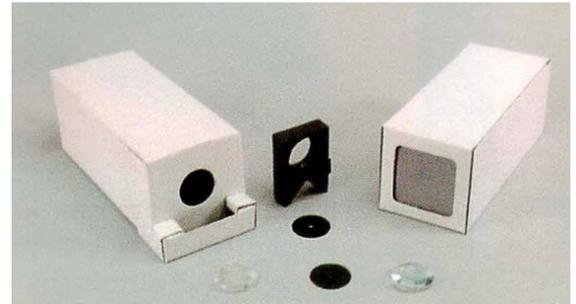


FIG. 4 – Maquette simulant un appareil photographique.

5 Exercices du chapitre 3 (suite)

L'exercice résolu n° 16 p. 26 « Caractéristiques d'une image » est laissé à votre discrétion.

3.5 n° 1 p. 24 : QCM

3.6 n° 2 p. 24 : Constitution de l'œil réel

3.7 n° 18 p. 26 : Relation de grandissement

3.8 n° 26 p. 28 : L'appareil photographique

Compétences exigibles

- Interpréter les échanges d'énergie entre lumière et matière à l'aide du modèle corpusculaire de la lumière ;
- Connaître les relations $|\Delta E| = h \cdot \nu$ et $\lambda = \frac{c}{\nu}$;
- Utiliser les relations précédentes pour exploiter un diagramme de niveaux d'énergie ;
- Utiliser les relations précédentes pour exploiter un spectre de raies d'absorption ou d'émission.

Chapitre 4 – Interaction lumière-matière

1 Tester ses prérequis

Un spectre de raies d'absorption présente :

- des raies sombres sur un fond coloré ;
- des raies colorées sur un fond sombre ;
- une bande colorée unique.

Les raies du spectre d'absorption d'un gaz, associées à un même atome :

- ont les mêmes longueurs d'onde que dans le spectre d'émission ;
- sont plus nombreuses que dans le spectre d'émission ;
- changent de longueur d'onde suivant la température du gaz.

Le fond continu du spectre de la lumière d'une étoile donne des renseignements sur :

- la composition chimique de son atmosphère ;
- la température de sa surface (photosphère) ;
- la température de son atmosphère (chromosphère).

La composition chimique de l'atmosphère d'une étoile peut être déterminée à partir du spectre de sa lumière, en analysant :

- l'étendue du fond continu ;
- la radiation émise avec la plus grande intensité lumineuse ;
- les raies d'absorption.

2 Quelques énigmes de la physique

La fin de 19^e siècle voit la victoire du déterminisme : les scientifiques ont des équations qui permettent d'expliquer la mécanique et le magnétisme, et ainsi tout en Physique semble avoir été découvert. Ne subsistent que deux ou trois petites énigmes d'intérêt mineur à éclaircir.

Ces petites énigmes vont pourtant bouleverser le bel assemblage de la Physique au tout début du 20^e siècle !

2.1 L'émission thermique d'un corps nécessite un nouveau modèle pour la lumière (rien que ça !)

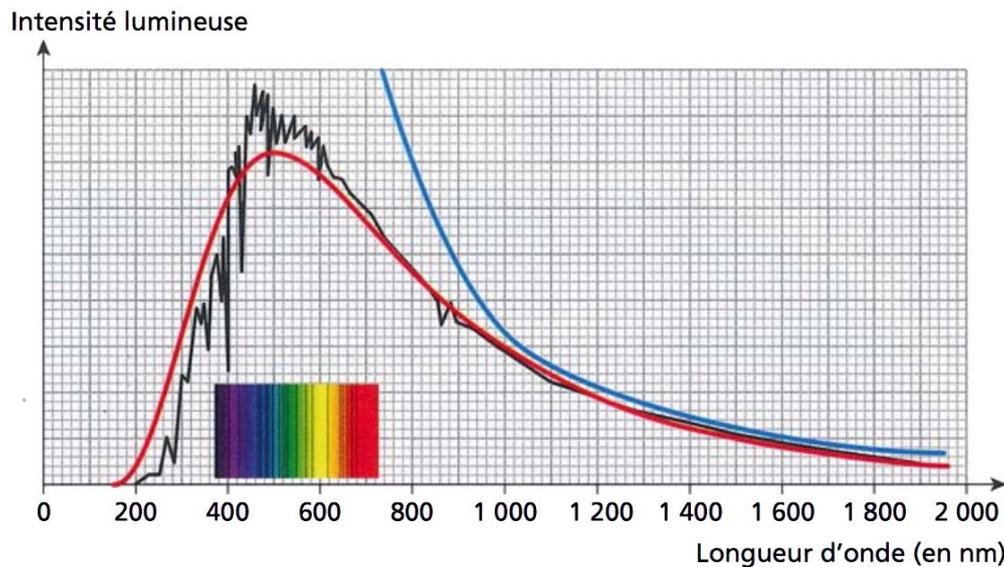


FIG. 1 – Intensité lumineuse en fonction de la longueur d'onde pour le Soleil (courbe noire), pour un corps de même température dans le cadre du modèle de Rayleigh-Jeans (courbe bleue), et dans le cadre du modèle de Planck (courbe rouge, reproduisant exactement l'émission thermique d'un corps noir).

Les physiciens du 19^e siècle ont beaucoup travaillé pour trouver un modèle de la lumière et en particulier un modèle du Soleil qui permettent d'interpréter la courbe de l'intensité lumineuse du Soleil en fonction de la longueur d'onde, vue au chapitre précédent (émission thermique dite « du corps noir »). Différents modèles ont été proposés pour expliquer l'allure de cette courbe obtenue pour un corps chauffé à une certaine température. Les britanniques RAYLEIGH et JEANS ont conçu en 1900 un modèle, représenté en figure 1 par la courbe bleue, reposant sur des bases simples et bien étayées quant au comportement des atomes. Hélas, si ce modèle explique bien l'émission thermique d'un corps noir dans les grandes longueurs d'onde, il bute dans les courtes longueurs d'onde sur ce que les deux britanniques ont nommé la « catastrophe de l'ultraviolet ».

a. Quelle est la valeur de l'énergie prévue par le modèle de RAYLEIGH et JEANS dans les courtes longueurs d'onde? Pourquoi est-ce une « catastrophe »?

Un autre modèle, conduisant à la courbe rouge, fut proposé par PLANCK un peu plus tard la même année (1900). PLANCK a proposé ce modèle sans le faire reposer sur aucune base simple ou plausible quant au comportement des atomes, car il ne s'agit alors que d'une simple astuce mathématique permettant d'interpréter les résultats expérimentaux. C'est donc une courbe mathématique « ad-hoc », pour coller aux résultats expérimentaux. PLANCK a tenté de trouver une interprétation physique plausible

à son modèle, sans succès. Le modèle (tel que proposé par EINSTEIN en 1905) impose de faire l'hypothèse que l'énergie E d'une radiation de fréquence ν (*), émise par un atome, ne peut être qu'un multiple d'une quantité que PLANCK a appelé « quantum » d'énergie, et qui a pour valeur $E = h \cdot \nu$, où h est une constante (appelée par la suite « constante de Planck », en hommage). En d'autres termes, $E = h \cdot \nu$ est la plus petite unité d'énergie qui puisse être échangée lors d'émission ou d'absorption d'une radiation. Pour PLANCK, ce modèle des énergies *discontinues* n'a aucun sens, et il l'a présenté à son corps défendant. Mais en réalité, l'hypothèse de PLANCK est révolutionnaire, car elle ne correspond pas seulement à un modèle mathématique acceptable, mais bien à la description de la réalité du comportement *microscopique*!

(*) Note : la fréquence est noté ν et non pas f lorsque l'on s'occupe des atomes. Considérez cela comme un *snobisme*.

b. Rappeler l'unité dans le système international de l'énergie et de la fréquence. En déduire l'unité de la constante de Planck h .

c. Calculer l'énergie d'un quantum pour une radiation rouge de fréquence $\nu = 5,0 \times 10^{14}$ Hz. Comparer avec l'énergie délivrée par seconde par une lampe dont la puissance est de 40 W ($h = 6,63 \times 10^{-34}$ J·s).

d. Quelle interprétation moderne peut-on faire de cette émission du corps noir?

2.2 Dans l'effet photoélectrique, on constate un effet de seuil totalement incompréhensible à l'époque

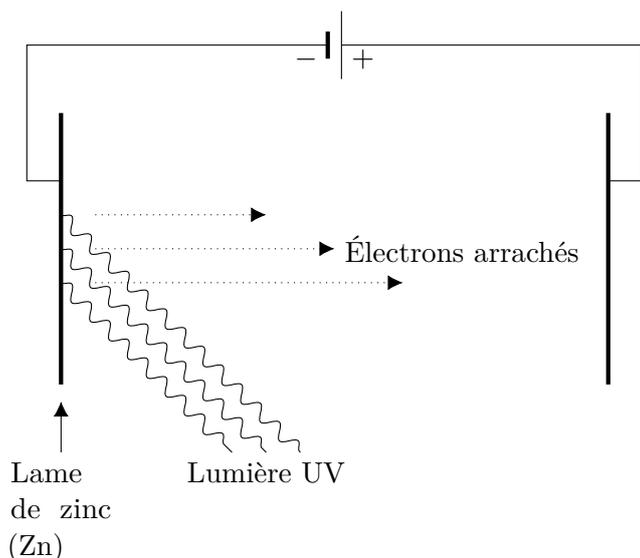


FIG. 2 – Effet photoélectrique.

On éclaire une lame de zinc avec de la lumière UV. Des électrons sont arrachés à la lame de zinc, électrons qui

sont ensuite accélérés en direction d'une anode collectrice placée en vis-à-vis.

Sans lumière UV, on ne constate aucune sortie d'électron de la lame de zinc. Cela montre que la lumière UV communique une énergie suffisante aux électrons afin de leur faire vaincre le travail d'extraction du métal, travail noté W_0 (exprimé en joule, symbole J). C'est l'effet photoélectrique.

Un petit détail étrange subsiste néanmoins : cet effet dépend de la longueur d'onde de la lumière. L'effet apparaît brusquement dès que la longueur d'onde des UV est assez courte. On ne peut pas utiliser des UV deux fois moins énergétiques, par exemple en « compensant » par une intensité lumineuse double. L'expérience n'a pas un comportement « continu », un net effet de seuil sans explication est présent.

e. À nouveau, pour cette deuxième énigme, proposez une interprétation moderne.

2.3 Les spectres d'émission des atomes est une preuve indirecte d'une structure interne de l'atome

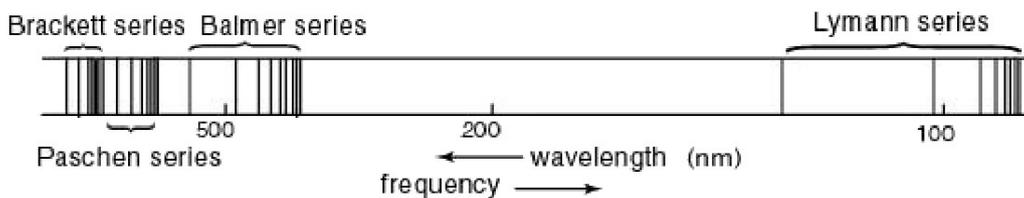


FIG. 3 – Spectre de raies d'émission de l'atome d'hydrogène.

Les spectres de raies des atomes étaient bien connus à la fin du 19^e et au début de 20^e siècle. Les physiciens qui avaient travaillé sur ces spectres avaient trouvé une relation mathématique relativement simple permettant de grouper les raies en « séries », séries qui portent les noms de leurs découvreurs respectifs (BALMER, LYMAN, PASCHEN et BRACKETT), tel qu'indiqués en figure 3 ci-

dessus pour le spectre de l'atome d'hydrogène.

Cependant, le fait que l'on observe ainsi des spectres de raies et non des spectres continus montre qu'une structure interne à l'atome se devait d'être découverte.

f. Donnez une interprétation moderne.

2.4 Les mesures de célérité de la lumière sont en contradiction avec les plus élémentaires principes de la mécanique

Une dernière « petite énigme » de la physique classique du 19^e siècle a conduit à refonder la totalité de la physique au 20^e siècle : il s'agit du fait très étonnant selon lequel la célérité de la lumière ne dépend pas du mouvement de

la source. Cette dernière énigme, résolue par EINSTEIN en 1905 (en même temps que les précédentes!), dépasse le cadre de ce chapitre.

g. Donnez une formulation moderne.

Correction des exercices du chapitre 3

3.1 N° 9 p. 25 – QCM

1. (b) et (c) : le foyer est le point de convergence des rayons émergents parallèles à l'axe optique, par exemple les rayons issus d'un objet lointain.
2. (a) : la distance focale d'une lentille est la distance entre le centre optique de la lentille et son foyer objet.
3. (b) : un rayon incident parallèle à l'axe optique de la lentille émerge en passant par son foyer.
4. (a) : tout rayon passant par le centre O de la lentille émerge sans être dévié.
5. (c) : une image virtuelle est une image qui ne peut pas se former sur un écran.

3.2 N° 10 p. 25 – Caractéristiques d'une image

1. Distance focale f de la lentille :

$$f = \frac{1}{C} = \frac{1}{80} = 0,0125 \text{ m} = 12,5 \text{ mm}$$

2. Pour les lectures graphique des positions et des tailles, il faut remarquer que le schéma est tracé à l'échelle sur le papier millimétré, puisque l'on a bien $\overline{OF'} = f = 12,5 \text{ mm}$.

Premier cas :

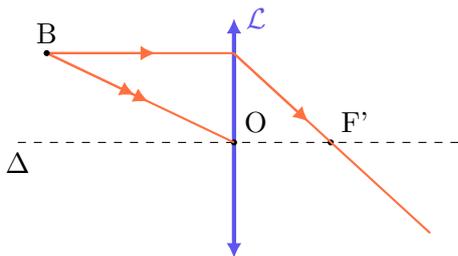
- position $\overline{OA'} = 25,5 \text{ mm}$;
- taille $\overline{A'B'} = -9 \text{ mm}$;
- sens : image renversée ;
- nature : image réelle (on peut la projeter sur un écran).

Second cas :

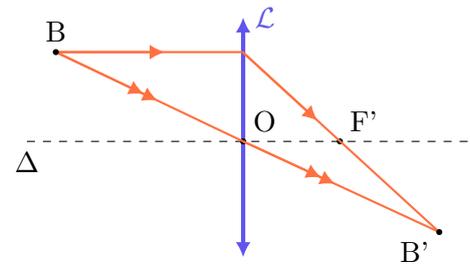
- position $\overline{OA'} = -9,5 \text{ mm}$;
- taille $\overline{A'B'} = 13,5 \text{ mm}$;
- sens : image droite ;
- nature : image virtuelle (on ne peut pas la projeter sur un écran).

3.3 N° 13 p. 25 – Tracé de faisceaux de lumière

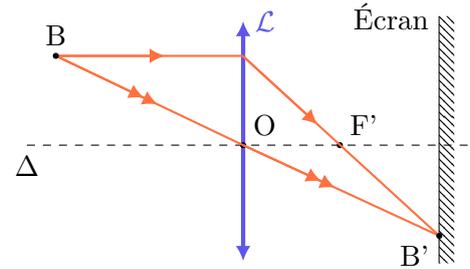
1. Première figure (de gauche) : le rayon incident parallèle à l'axe optique émerge en passant par le foyer image F' :



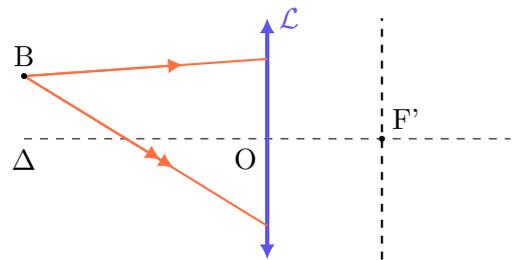
Le rayon incident passant par le centre émerge sans être dévié ; on peut placer le point image B' , intersection des deux rayons émergents :



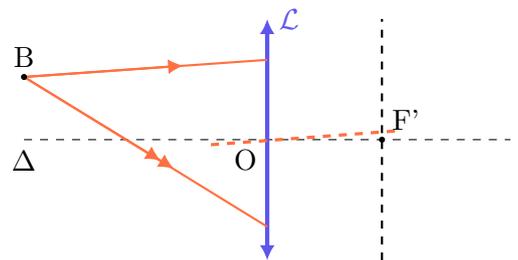
On peut dès maintenant placer un écran au niveau de B' , il s'agit d'une image réelle, que l'on peut observer sur un écran :



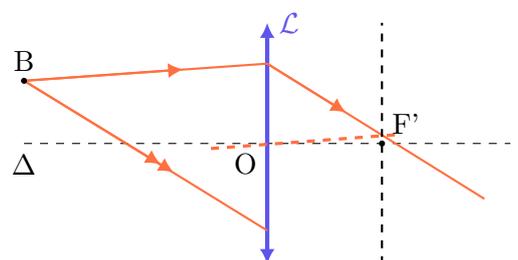
Deuxième figure (de droite) : aucun des rayons incidents n'est un rayon particulier ; on trace la section du plan focal avec le plan verticale en pointillés :



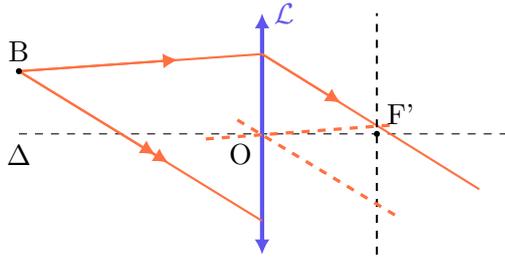
On trace en pointillés un rayon hypothétique, parallèle au rayon du haut, et passant par le centre de la lentille : il émerge sans être dévié :



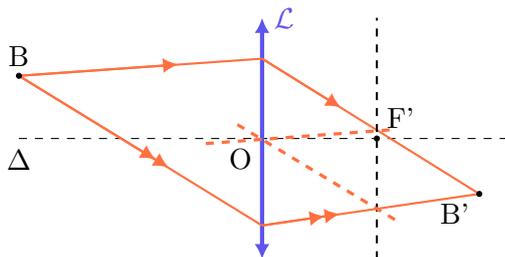
Le rayon du haut émerge en passant à l'intersection de ce rayon hypothétique et du plan focal :



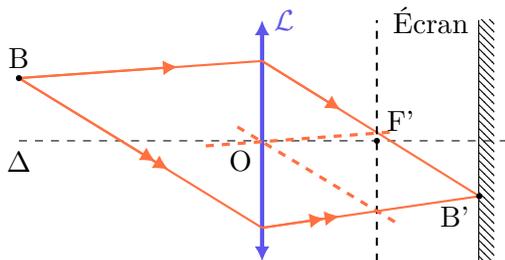
Recommençons pour le rayon du bas : un rayon hypothétique, parallèle au rayon incident, passant par le centre de la lentille :



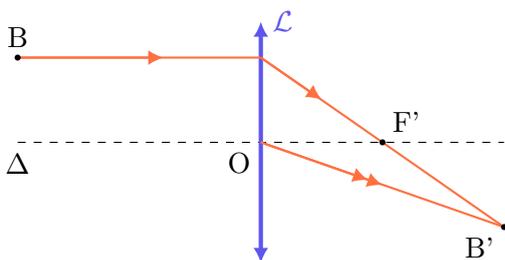
Le rayon du bas émerge en passant à l'intersection de ce rayon hypothétique et du plan focal ; et on en déduit le point image B', intersection des deux rayons émergents :



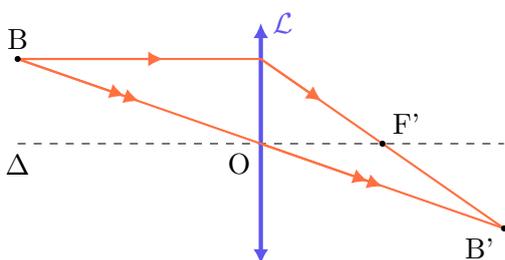
Pour terminer on peut placer un écran, l'image est réelle :



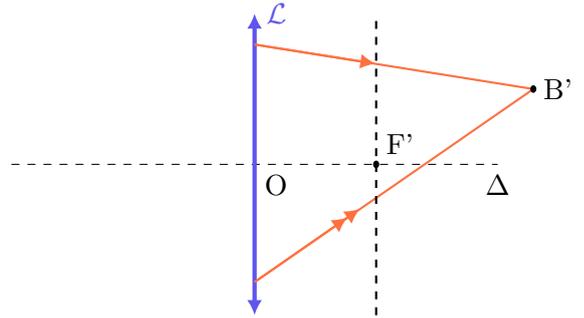
2. Première figure (de gauche) : le rayon émergent en passant par le centre de la lentille n'a pas été dévié :



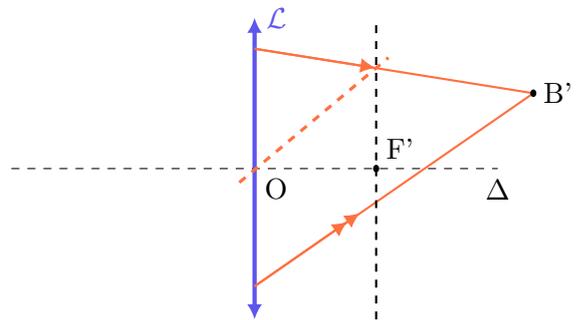
Le rayon émergent en passant par le foyer image F' est issu d'un rayon incident parallèle à l'axe optique ; on en déduit le point objet B.



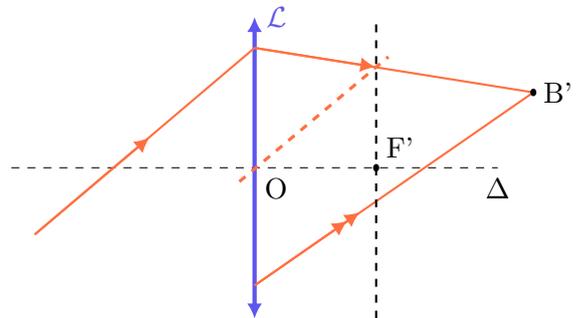
Deuxième figure (de droite) : aucun rayon particulier ; on trace la section du plan focal avec la verticale en pointillés :



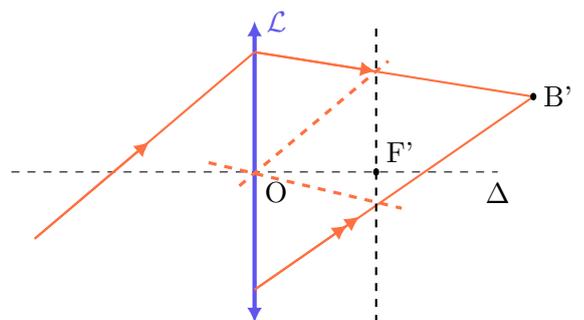
On trace un rayon hypothétique en pointillés, qui passe par le centre de la lentille et coupe le rayon du haut dans le plan focal :



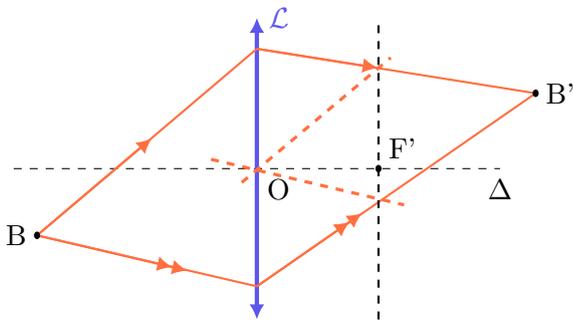
Ce rayon est non dévié, et parallèle au rayon incident, que l'on peut ainsi reconstituer :



De même, un rayon hypothétique, en pointillés, passant par le centre de la lentille, coupe le rayon du bas dans le plan focal :



Ce rayon est non dévié, et parallèle au rayon incident, que l'on peut ainsi reconstituer ; les deux rayons incidents se coupent en un point B, point objet recherché :



3.4 N° 14 p. 25 – Optics un cartoon

Traduction :

Dans le « Temple du Soleil », Tintin allume une pipe à l'aide d'une loupe.

1. Que représente l'inscription $+20 \delta$ portée sur la loupe ?
2. En déduire la distance à laquelle devrait être placé le tabac.

Réponse aux questions :

1. Il s'agit de la vergence C , exprimée en dioptrie (symbole δ).
2. Il faut placer le tabac dans le plan focal de la lentille, c'est-à-dire à une distance du centre de la lentille égale à la distance focale. Calculons cette distance :

$$f = \frac{1}{C} = \frac{1}{20} = 0,050 \text{ m} = 5,0 \text{ cm}$$

Il faut donc placer le tabac à 5,0 cm de la lentille.

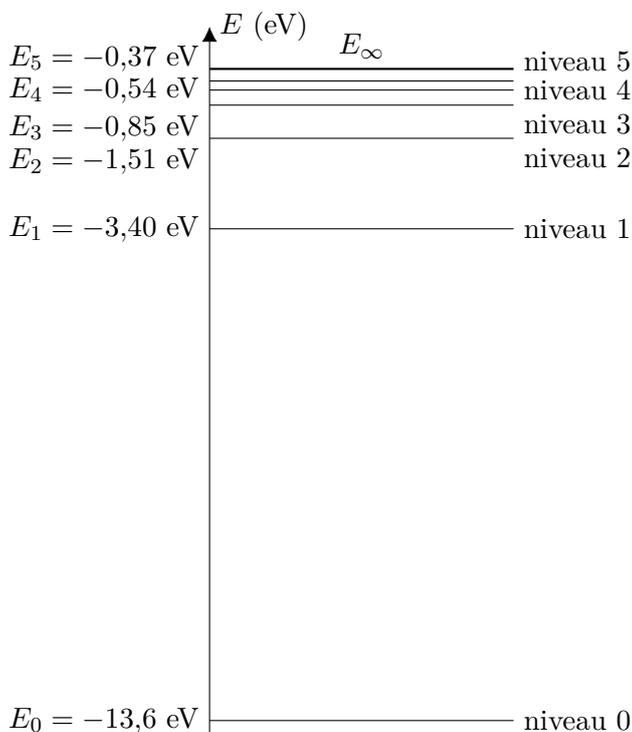
1 Atomes et photons

Pour expliquer le spectre de l'atome d'hydrogène, Niels BOHR s'inspire de l'idée d'Albert EINSTEIN concernant la quantification de l'énergie de la lumière, en supposant que l'énergie des atomes est elle aussi quantifiée.

Doc. 1 – Les hypothèses de Niels Bohr

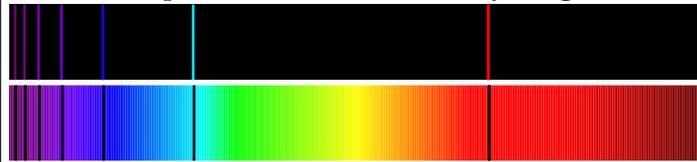
Pour interpréter le spectre de l'atome d'hydrogène, le physicien suédois Niels BOHR a émis, en 1913, les hypothèses suivantes :

- Dans un atome d'hydrogène, l'électron ne peut accéder qu'à certaines couches électroniques. À chaque couche correspond une énergie déterminée pour l'atome, appelée niveau d'énergie.
- Le diagramme ci-dessous représente les premiers niveaux d'énergie accessibles à l'atome d'hydrogène (le niveau de plus basse énergie, numéro zéro, appelé niveau fondamental, est le plus stable).



- Pour changer de niveau d'énergie, l'atome doit gagner ou perdre en un seul paquet l'énergie strictement égale à l'écart entre le niveau initial et le niveau final.
- Un atome peut changer de niveau en émettant ou en absorbant de la lumière. Au cours de cette transition d'énergie, il libère ou absorbe alors un seul photon.
- Les valeurs des énergies des atomes exprimées en joule (J) étant extrêmement faibles, on utilisera comme unité d'énergie l'électronvolt (symbole eV) : $1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$.

Doc. 2 – Spectres de l'atome d'hydrogène



Spectres d'émission (en haut) et d'absorption (en bas) d'un gaz formé d'atomes d'hydrogène.

Doc. 3 – Lien entre fréquence et longueur d'onde

Suivant EINSTEIN, la vitesse d'un photon est égale par définition à $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$, célérité de la lumière dans le vide.

Par suite, la longueur d'onde λ d'une radiation est reliée à sa fréquence ν par la relation :

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

La longueur d'onde λ est en mètre (m) ;
La fréquence ν est en hertz (Hz ou s^{-1}).

Doc. 4 – Énergie d'un photon

L'énergie $|\Delta E|$ d'un photon dépend de la longueur d'onde dans le vide λ de la radiation associée selon l'expression suivante :

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

$|\Delta E|$ en joule (J) et λ en mètre (m)

$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ et $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$, toujours rappelées.

a. D'après le document 3, les longueurs d'onde dans le vide des radiations émises par l'atome d'hydrogène sont-elles distribuées de façon continue ou de façon discrète (discontinue) ?

b. Dans le cas d'une émission de lumière, l'atome reçoit-il ou libère-t-il de l'énergie ? L'énergie de l'atome augmente-t-elle ou diminue-t-elle ?

c. Calculer l'énergie des photons associés à la radiation de longueur d'onde dans le vide 656,3 nm.

d. Sur le diagramme du document 1, identifier le changement de niveaux d'énergie, appelé transition énergétique, responsable de l'émission de cette radiation à 656,3 nm.

Correction des questions restantes du chapitre 4, séance 1

e. La lumière UV incidente est composée de photons, qui ne peuvent être absorbés par les électrons du métal zinc qu'un par un. Tant que les photons n'ont pas l'énergie requise pour extraire un électron du métal, aucun électron n'arrive à sortir.

f. L'existence des raies spectrales montre qu'un mécanisme particulier est à l'œuvre dans l'atome. Donc par conséquent, l'atome est formé de plusieurs parties : il porte mal son nom (*atomos* signifie insécable en grec) !

Correction des exemples du chapitre 3, séance 2

1. La montre est un objet réel. Position : $\overline{OA} = -40$ cm.
L'image de la montre est une image réelle, qui se forme sur la rétine. Position : $\overline{OA'}$ recherchée.

Le cristallin est une lentille convergente, de distance focale (réglable) de $\overline{OF'} = 2,0$ cm, dans cette situation.

Il faut utiliser la formule de conjugaison des lentilles :

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

On isole l'inconnue $\overline{OA'}$:

$$\Leftrightarrow \frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OF'}} + \frac{1}{\overline{OA}}$$

$$\Leftrightarrow \overline{OA'} = \frac{1}{\frac{1}{\overline{OF'}} + \frac{1}{\overline{OA}}}$$

Application numérique :

$$\overline{OA'} = \frac{1}{\frac{1}{2,0} + \frac{1}{-40}} = 2,1 \text{ cm}$$

2. L'objet observé est un objet réel. Position : $\overline{OA} = -60,0$ cm.

L'image est une image réelle, qui se forme sur la rétine. Position : $\overline{OA'} = 16,7$ mm = 1,67 cm.

Le cristallin est une lentille convergente, de distance focale $\overline{OF'}$ inconnue ici.

Il faut utiliser la formule de conjugaison des lentilles :

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

On isole l'inconnue $\overline{OF'}$:

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

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

Application numérique :

$$\overline{OF'} = \frac{1}{\frac{1}{1,67} - \frac{1}{-60,0}} = 1,62 \text{ cm}$$

3. L'objet observé est un objet réel. Position : \overline{OA} inconnue.

L'image est une image réelle, qui se forme sur la rétine.

Position : $\overline{OA'} = 16,7$ mm = 1,67 cm.

Le cristallin est une lentille convergente, de distance focale $\overline{OF'} = 15,7$ mm = 1,57 cm.

Il faut utiliser la formule de conjugaison des lentilles :

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

On isole l'inconnue \overline{OA} :

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

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

Application numérique :

$$\overline{OA} = \frac{1}{\frac{1}{1,67} - \frac{1}{1,57}} = -26,2 \text{ cm}$$

Le livre est à une position idéale, juste à la limite du PP.

4. L'objet observé est un objet réel. Position : $\overline{OA} = -26,2$ cm, précédemment calculée.

L'image est une image réelle, qui se forme sur la rétine. Position : $\overline{OA'} = 16,7$ mm = 1,67 cm.

Le grandissement γ peut être exprimé en fonction des positions de l'image et de l'objet :

$$\gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} = \frac{1,67}{-26,2} = -0,0637$$

Le grandissement γ , rapport de longueurs, est une grandeur sans unité. Le grandissement γ est négatif, l'image est renversée ; la valeur absolue du grandissement $|\gamma|$ est inférieure à 1, l'image est plus petite que l'objet.

5. L'objet observé est un objet réel. Taille : $\overline{AB} = 4,0$ mm.

L'image est une image réelle, qui se forme sur la rétine. Taille : $\overline{A'B'}$ inconnue.

Le grandissement vaut $\gamma = -0,0637$, précédemment calculé.

Il faut utiliser la relation de grandissement, en utilisant les tailles de l'image et de l'objet :

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

Application numérique :

Correction des exercices du chapitre 3 (fin)

3.5 n° 1 p. 24 : QCM

- b.** et **c.** : représentation simplifiée et idéalisée.
- b.** : l'image doit se former sur la rétine.
- c.** : la pupille est l'ouverture.
- a.** : lors de l'accommodation, le cristallin se déforme.

3.6 n° 2 p. 24 : Constitution de l'œil réel

- 1.** **1** correspond à **b** : le cristallin ;
2 correspond à **a** : la rétine ;
3 correspond à **c** : l'iris (et non la pupille!).
- L'image doit se former sur la rétine pour être vue de façon nette.

3.7 n° 18 p. 26 : Relation de grandissement

- Le grandissement γ d'un système optique est le rapport de la grandeur $\overline{A'B'}$ de l'image sur la grandeur \overline{AB} de l'objet :

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

- Le grandissement γ est aussi lié aux positions de l'objet \overline{OA} et de l'image $\overline{OA'}$ par rapport au centre O de la lentille :

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

- a.**

$$\gamma = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{-1,0}{2,0} = -0,50$$

Image deux fois plus petite, renversée.

$$\gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} \Leftrightarrow \overline{OA'} = \gamma \cdot \overline{OA}$$

$$\overline{OA'} = -0,50 \times (-30)$$

$$\overline{OA'} = 15 \text{ cm}$$

Image réelle, projetable sur un écran.

$$\overline{A'B'} = -0,0637 \times 4,0 = -0,255 \text{ mm}$$

Le pic de densité de cônes de la fovéa est de l'ordre de 200 000 cônes au mm^2 ; grâce à cette densité maximale, l'image de la lettre sera captée par des dizaines de milliers de cônes, ce qui va permettre d'en restituer une image parfaitement définie au cerveau.

- b.**

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

$$\overline{A'B'} = 2 \times 1,5$$

$$\overline{A'B'} = 3,0 \text{ cm}$$

Image droite, plus grande que l'objet.

$$\gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} \Leftrightarrow \overline{OA'} = \gamma \cdot \overline{OA}$$

$$\overline{OA'} = 2 \times (-5,0)$$

$$\overline{OA'} = -10 \text{ cm}$$

Image virtuelle, non projetable sur un écran.

- c.**

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

$$\overline{A'B'} = -1 \times 2,0$$

$$\overline{A'B'} = -2,0 \text{ cm}$$

Image renversée, de même taille que l'objet (montage des 4f).

$$\gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} \Leftrightarrow \overline{OA} = \frac{\overline{OA'}}{\gamma}$$

$$\overline{OA} = \frac{20}{-1}$$

$$\overline{OA} = -20 \text{ cm}$$

Objet réel.

- d.**

$$\gamma = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}} = \frac{50}{-12,5} = -4,0$$

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

$$\overline{AB} = \frac{-4,8}{-4}$$

$$\overline{AB} = 1,2 \text{ cm}$$

	AB en cm	A'B' en cm	γ	OA en cm	OA' en cm
(a)	2,0	-1,0	-0,5	-30	15
(b)	1,5	3,0	2	-5,0	-10
(c)	2,0	-2,0	-1	-20	20
(d)	1,2	-4,8	-4	-12,5	50

4. — L'image et l'objet sont dans le même sens dans le cas (b) ($\gamma > 0$);
 — L'image est plus grande que l'objet dans les cas (b) et (d) ($|\gamma| > 1$);
 — L'image est réelle dans les cas (a), (c) et (d) ($\overline{OA'} > 0$).

3.8 n° 26 p. 28 : L'appareil photographique

1. a. Objet au PR à l'infini : $\overline{OA_1} \rightarrow \infty$ et $\overline{OA'} = 17$ mm, données de l'énoncé. Formule de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA_1}} = \frac{1}{\overline{OF'_1}}$$

$\frac{1}{\overline{OA_1}} \rightarrow 0$ donc :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} = \frac{1}{\overline{OF'_1}} \Rightarrow \overline{OF'_1} = \overline{OA'} = 17 \text{ mm}$$

Vergence du cristallin dans cette situation d'œil au repos :

$$C_1 = \frac{1}{\overline{OF'_1}} = \frac{1}{17 \times 10^{-3}} = 59 \delta$$

- b. Vergence C_2 pour l'œil en accommodation maximale :

$$C_2 = \frac{1}{\overline{OF'_2}} \quad \text{et} \quad \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA_2}} = \frac{1}{\overline{OF'_2}}$$

Objet au PP à 25 cm : $\overline{OA_2} = -25$ cm et $\overline{OA'} = 17$ mm, données de l'énoncé. Application numérique :

$$C_2 = \frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA_2}} = \frac{1}{17 \times 10^{-3}} - \frac{1}{-25 \times 10^{-2}} = 55 \delta$$

$$c. \Delta C = C_1 - C_2 = 59 - 55 = 4 \delta.$$

2. a. Adoptons les mêmes notations que précédemment : $f'_1 = 35$ mm et $f'_2 = 70$ mm, donc :

$$C_1 = \frac{1}{f'_1} = \frac{1}{35 \times 10^{-3}} = 29 \delta$$

$$C_2 = \frac{1}{f'_2} = \frac{1}{70 \times 10^{-3}} = 14 \delta$$

- b. $\Delta C = C_1 - C_2 = 29 - 14 = 15 \delta$. Les variations sont d'un tout autre ordre de grandeur.

3.9 N° 27 p. 28 : L'appareil photographique *

1. En mode *paysage*, si on considère que l'objet est à l'infini, le capteur doit être placé dans le plan focal de la lentille. Donc à une distance égale à la distance focale :

$$f' = \frac{1}{C} = \frac{1}{20} = 0,050 \text{ m} = 5,0 \text{ cm}$$

2. En mode *portrait*, $\overline{OA} = -2,00$ m, l'image A' doit se former sur le capteur pour avoir un sujet net, donc à une distance à calculer à l'aide de la formule de conjugaison :

$$\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = C \Leftrightarrow \overline{OA'} = \frac{1}{C + \frac{1}{\overline{OA}}}$$

Application numérique :

$$\overline{OA'} = \frac{1}{20 + \frac{1}{-2,00}} = 0,051 \text{ m} = 5,1 \text{ cm}$$

Il n'est pas nécessaire de beaucoup déplacer l'objectif.

3. a. L'objectif doit être légèrement éloigné du capteur.
 b. La grandeur de l'image augmente lorsque que l'objet se rapproche.
4. Au maximum $\overline{OA'} = f' + 5,0$ mm = 5,5 cm, donc :

$$\overline{OA} = \frac{1}{\frac{1}{\overline{OA'}} - C} = \frac{1}{\frac{1}{5,5 \times 10^{-2}} - 20} = -55 \text{ cm}$$

Exercices du chapitre 4

Pour lundi 8 octobre 2019 :

4.4 N° 15 p. 66 – Un timbre

4.5 N° 16 p. 68 – Soleil

Pour mercredi 11 octobre 2019 :

4.1 N° 2 p. 66 – Des calculs

4.2 N° 6 p. 66 – Radiothérapie

Pour lundi 15 octobre 2019 :

4.3 N° 12 p. 67 – Spectre Hg

4.6 N° 18 p. 68 – Fraunhofer

Correction des exercices du chapitre 4 (début)

4.4 N° 15 p. 66 – Un timbre

1. **a.** Il s'agit de la représentation de l'énergie émise par rayonnement thermique, en fonction de la longueur d'onde, pour un corps noir.
- b.** Du fait de la température de sa photosphère, le Soleil a son maximum d'émission dans le jaune.
2. **a.** Il s'agit du spectre de la lumière solaire, telle qu'on peut l'observer à la sortie d'un dispositif dispersif tel qu'un prisme ou un réseau.
- b.** Ce sont les raies d'absorptions des éléments présents dans la chromosphère du Soleil, qui absorbent sélectivement certaines radiations de longueurs d'ondes bien précises.

4.5 N° 16 p. 68 – Soleil

1. Par lecture graphique, on repère les maxima d'émission : $\lambda_{(a)} = 500 \text{ nm}$ et $\lambda_{(b)} = 700 \text{ nm}$.
On applique la loi de Wien :

$$T = \frac{2,898 \times 10^{-3} \text{ m} \cdot \text{K}}{\lambda_m}$$

Application numérique :

$$\begin{cases} T_{(a)} = \frac{2,898 \times 10^{-3}}{500 \times 10^{-9}} = 5,80 \times 10^3 \text{ K} \\ T_{(b)} = \frac{2,898 \times 10^{-3}}{700 \times 10^{-9}} = 4,1 \times 10^3 \text{ K} \end{cases}$$

2. Les zones plus sombres sont plus froides :

$$T_{(b)} < T_{(a)}$$

Correction des exercices du chapitre 4 (début)

4.4 N° 15 p. 66 – Un timbre

1. **a.** Il s'agit de la représentation de l'énergie émise par rayonnement thermique, en fonction de la longueur d'onde, pour un corps noir.
- b.** Du fait de la température de sa photosphère, le Soleil a son maximum d'émission dans le jaune.
2. **a.** Il s'agit du spectre de la lumière solaire, telle qu'on peut l'observer à la sortie d'un dispositif dispersif tel qu'un prisme ou un réseau.
- b.** Ce sont les raies d'absorptions des éléments présents dans la chromosphère du Soleil, qui absorbent sélectivement certaines radiations de longueurs d'ondes bien précises.

4.5 N° 16 p. 68 – Soleil

1. Par lecture graphique, on repère les maxima d'émission : $\lambda_{(a)} = 500 \text{ nm}$ et $\lambda_{(b)} = 700 \text{ nm}$.
On applique la loi de Wien :

$$T = \frac{2,898 \times 10^{-3} \text{ m} \cdot \text{K}}{\lambda_m}$$

Application numérique :

$$\begin{cases} T_{(a)} = \frac{2,898 \times 10^{-3}}{500 \times 10^{-9}} = 5,80 \times 10^3 \text{ K} \\ T_{(b)} = \frac{2,898 \times 10^{-3}}{700 \times 10^{-9}} = 4,1 \times 10^3 \text{ K} \end{cases}$$

2. Les zones plus sombres sont plus froides :

$$T_{(b)} < T_{(a)}$$

Compétences exigibles

- Utiliser un spectrophotomètre pour obtenir le spectre $A = f(\lambda)$ d'une solution colorée ;
- Déterminer (par lecture graphique) la longueur d'onde d'absorbance maximale λ_{\max} sur un spectre d'absorption $A = f(\lambda)$;
- Dédire du maximum ou des maxima d'absorbance du spectre $A = f(\lambda)$ la couleur de la solution ;
- Identifier les constituants d'un mélange par chromatographie sur couche mince et chromatographie sur colonne.

Chapitre 5 – Introduction à la chimie des couleurs

1 Qu'est-ce que la spectrophotométrie UV-visible ?

1.1 La spectroscopie

La spectroscopie est l'étude quantitative des interactions entre la lumière et la matière. Lorsque de la lumière traverse une solution, elle est en partie absorbée et en partie transmise par diffusion et réflexion.

1.2 Spectre d'absorption

Certaines molécules absorbent des radiations électromagnétiques dans le domaine du visible. La plupart des espèces chimiques peuvent par ailleurs absorber des radiations dans le domaine de l'ultraviolet ou de l'infrarouge.

Deux grandeurs sans dimension, liées à l'intensité lumineuse, sont usuellement employées pour quantifier l'absorption du rayonnement : l'absorbance A , une grandeur positive, et la transmittance (ou transmission) T , telle que $T = 10^{-A}$ (et par conséquent, $0 \leq T \leq 1$ puisque $A \geq 0$).

Les spectrophotomètres UV-visible permettent de caractériser l'absorption des ondes électromagnétiques d'une espèce dans le proche UV et dans le visible. Le spectre obtenu représente en général l'absorbance de l'espèce (ordonnée A) en fonction de la longueur d'onde du rayonnement (abscisse λ).

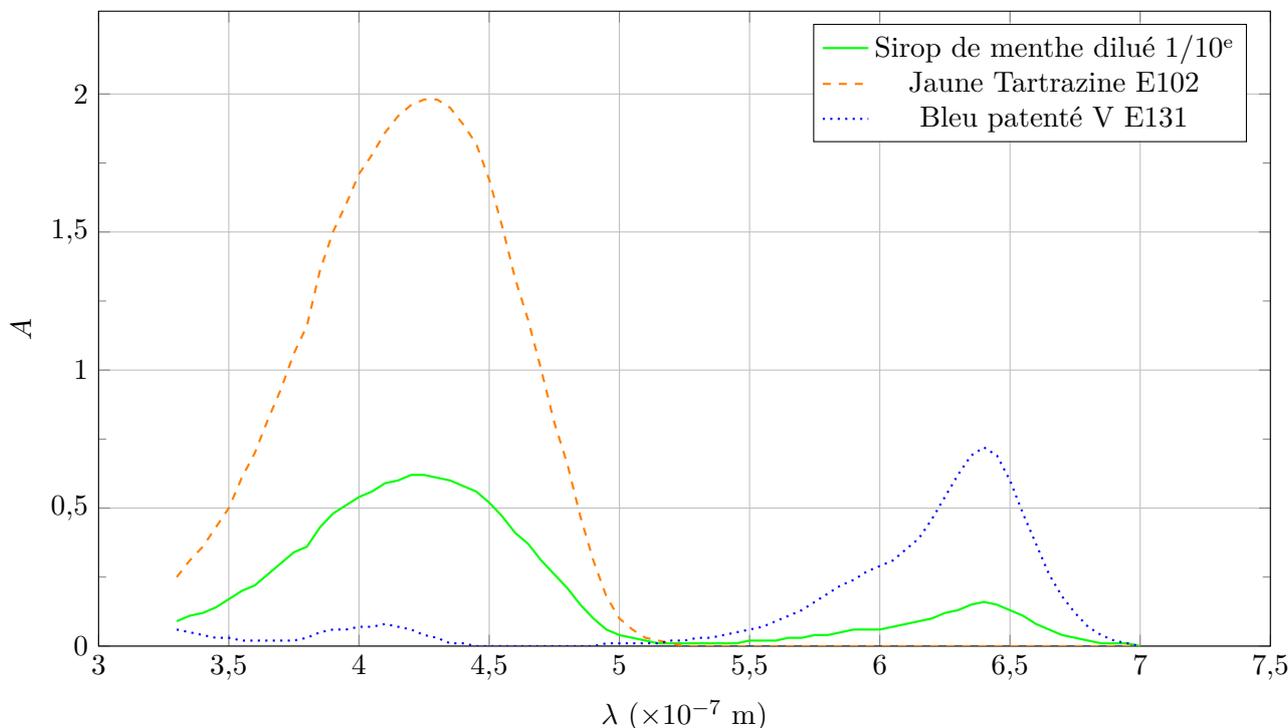
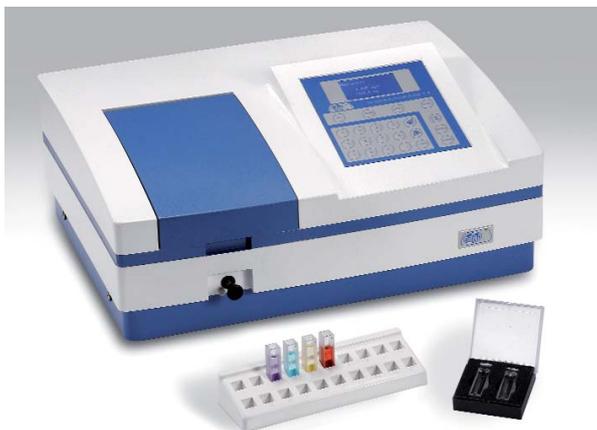


FIG. 1 – Spectres d'absorbance $A = f(\lambda)$ du sirop de menthe et ses deux colorants.

2 Quel est le principe d'un spectrophotomètre UV-visible ?



2.1 Principe de l'appareil

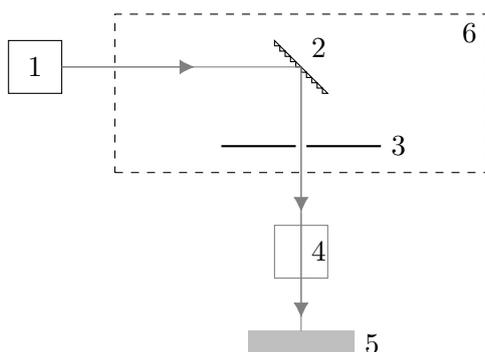


FIG. 2 – Schéma de principe du spectrophotomètre.

Quel que soit le spectrophotomètre utilisé, on retrouve les éléments suivants :

1. Source de lumière
2. Réseau de diffraction par réflexion
3. Fente
4. Échantillon à analyser
5. Détecteur d'intensité lumineuse
6. Ensemble nommé monochromateur

La lumière blanche émise par la lampe 1 est diffractée par le réseau 2. La fente 3 permet de sélectionner une gamme très étroite de longueurs d'onde dans le spectre obtenu. En sortie du monochromateur 6, on a alors un faisceau de lumière quasi-monochromatique. Avantage, on peut choisir, grâce à une orientation adéquate du réseau, la longueur d'onde λ du faisceau.

Le faisceau traverse l'échantillon 4 de solution à analyser. Le détecteur 5 mesure l'intensité lumineuse transmise. En sortie du détecteur, un circuit électronique permet d'afficher différentes grandeurs.

2.2 Les grandeurs mesurées

Dans ce qui suit, on note I_0 l'intensité lumineuse incidente sur l'échantillon, et I l'intensité lumineuse transmise.

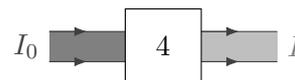


FIG. 3 – Absorption de la lumière par l'échantillon.

Les grandeurs données par le spectrophotomètre sont :

- La transmission $T = \frac{I}{I_0}$, qui indique le pourcentage de lumière traversant l'échantillon, entre 0% et 100% ;
- L'absorbance $A = \log\left(\frac{I_0}{I}\right)$, sans unité.

On utilise quasiment toujours l'absorbance A . Le tableau suivant montre que quand l'absorbance A vaut 2, l'échantillon ne laisse passer qu'un centième de la lumière incidente — il s'agit d'une échelle *logarithmique* :

Absorbance A	0	1	2
$\frac{I_0}{I}$	1	10	100

2.3 Précautions d'utilisation

- Pour que la diminution de l'intensité lumineuse ne provienne que de l'espèce colorée à étudier, il faut éliminer toutes les autres causes d'absorption : réflexion et absorption des parois de la cuve, absorption du solvant et des autres solutés éventuellement contenus dans la solution.
En vue de s'affranchir de toutes ces absorbances, on effectue un **réglage du zéro d'absorbance**, appelé *blanc*. Ce réglage s'effectue avec une cuve en place dans l'appareil, la cuve contenant alors toutes les espèces autres que celle à étudier.
- Il faut se placer à une longueur d'onde λ à laquelle l'espèce chimique que l'on veut étudier absorbe. En se plaçant à une longueur d'onde λ_{\max} **où l'espèce absorbe au maximum**, on aura des mesures *plus précises*.
- Il faut utiliser des solutions suffisamment diluées, afin que l'**absorbance A reste proportionnelle à la concentration c** de la solution étudiée.

3 TP – Identification des colorants dans un sirop de menthe



Les méthodes chromatographiques sont basées sur la **différence d'affinité** que présentent les constituants d'un mélange avec une *phase fixe* et une *phase mobile*. La chromatographie sur couche mince (CCM) est surtout utilisée à des fins *analytiques*; la **chromatographie sur colonne**, qui permet d'isoler effectivement chaque constituant, peut être utilisée à des fins *préparatives*.

Préparation de la colonne On utilise une pipette Pasteur en guise de colonne. Suivre à la lettre les indications qui suivent :

- Enfoncer délicatement à l'aide d'une tige de fer un morceau de coton au fond de la pipette Pasteur.
- Verser à l'aide d'un papier-filtre de la silice en poudre; il faut que la colonne soit remplie de façon homogène, sans emprisonner d'air. Remplir la pipette aux 2/3 seulement.
- Verser de l'eau petit à petit; homogénéiser à l'aide de la tige de fer, afin de gélifier la silice.

La silice doit en permanence être recouverte d'eau.

On peut « pousser » avec une petite poire. Remettre de l'eau jusqu'à que celle-ci coule par en bas; À partir de ce moment, boucher avec le doigt pour ne pas que l'eau continue à s'écouler sans intérêt.

- Éventuellement, introduire un second morceau de coton, afin de fermer la partie supérieure de la pipette (cela n'est pas forcément nécessaire, on voit mieux ce qui se passe sans).
- L'eau doit effleurer sur la partie supérieure de la colonne. La colonne est prête.

Chromatographie du sirop de menthe

- Verser quelques gouttes de sirop de menthe dans la partie supérieure de la colonne; attendre quelques instants que la séparation commence, puis verser doucement mais en permanence de l'eau.
- Dès que le premier colorant parvient au bas de la colonne, le recueillir dans un tube à essais. Une fois celui-ci complètement extrait, remplacer l'eau par l'éthanol dénaturé à 95%, et recueillir le second colorant.

Attention! L'éthanol est un liquide **très inflammable**, dont les vapeurs peuvent former des mélanges explosifs dans l'air. Le *point éclair* d'une solution aqueuse à 95% en volume d'éthanol est 17 °C (le point d'éclair ou point d'inflammabilité correspond à la température la plus basse à laquelle un corps combustible émet suffisamment de vapeurs pour former, avec l'air ambiant, un mélange gazeux qui s'enflamme).

- Faire passer au spectrophotomètre chacun des colorants élués, ainsi qu'un peu de sirop de menthe préalablement dilué. Se procurer une copie du spectre tracé.

Questions

a. Indiquez les couleurs du premier et du deuxième colorant élué.

.....

.....

b. Expliquez la couleur perçue du sirop de menthe.

.....

c. Quel colorant présente une plus grande affinité pour le gel de silice? Pour l'eau?

.....

.....

Correction des exercices du chapitre 4 (suite)

4.1 N° 2 p. 66 – Des calculs

Notons $\nu = 6,0 \times 10^{15}$ Hz la fréquence du photon. Sa longueur d'onde λ dans le vide est donnée par :

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3,00 \times 10^8}{6,0 \times 10^{15}} = 5,0 \times 10^{-8} \text{ m}$$

Donc la proposition (a) est fausse.

Son énergie est donnée par $E = h \cdot \nu$:

$$E = 6,63 \times 10^{-34} \times 6,0 \times 10^{15} = 4,0 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Donc la proposition (c) est fausse.

Conversion de l'énergie en électronvolt :

$$E = \frac{4,0 \times 10^{-18}}{1,60 \times 10^{-19}} = 25 \text{ eV}$$

Donc la proposition (b) est fausse.

4.2 N° 6 p. 66 – Radiothérapie

1. a. Établissons le lien entre λ la longueur d'onde dans le vide du photon et E son énergie :

$$E = h \cdot \nu \quad \Leftrightarrow \quad \nu = \frac{E}{h}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} \Rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E}$$

On peut utiliser cette formule directement, si on le souhaite (il n'est pas nécessaire de la redémontrer à partir de la définition de la longueur d'onde et de l'énergie du photon). Application numérique, sans omettre de convertir l'énergie E en joule :

$$\lambda = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{10 \times 10^6 \times 1,60 \times 10^{-19}} = 1,2 \times 10^{-13} \text{ m}$$

b. Il ne s'agit pas d'un photon du visible ($400 \text{ nm} < \lambda < 800 \text{ nm}$ pour le visible).

2. Isolons l'énergie E dans la formule précédente :

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{E} \quad \Leftrightarrow \quad E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Application numérique :

$$E = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{500 \times 10^{-9}} = 4,0 \times 10^{-19} \text{ m}$$

Conversion en électronvolt :

$$E = \frac{4,0 \times 10^{-19}}{1,60 \times 10^{-19}} = 2,5 \text{ eV}$$

L'énergie n'est pas du même ordre de grandeur. Nous avons 7 ordres de grandeur de différence.

Compétences exigibles

- Connaître la définition d'un pigment et d'un colorant.
- Déterminer la couleur d'un mélange de substances colorées.

- Connaître les techniques d'extraction et de séparation, en particulier la chromatographie.

Chapitre 5 – Introduction à la chimie des couleurs

(chapitre 1-5 de votre livre)

Les feuilles de certains arbres sont vertes au printemps et en été, puis deviennent jaune-orangé à l'automne. Comment l'expliquer ?

1 Quelles sont les différences entre colorants et pigments ?

1.1 Les pigments

- Les grottes, comme celle de LASCAUX, nous montrent que l'Homme, pendant la Préhistoire, utilisait déjà des pigments comme des argiles rouge et jaune, des oxydes de fer ou du noir d'os calcinés.



FIG. 1 – Détail de la salle des taureaux à LASCAUX.

- Plus récemment, le peintre Cézanne utilisait des ocres produites en Provence, région à laquelle il était profondément attaché.
- Les pigments sont très souvent utilisés en peinture, en suspension dans un liant, comme de l'huile, qui assure la solidification après séchage sur le support (pierre, bois, toile...).

Un pigment est une poudre colorée
.....

1.2 Les colorants

- Les colorants jouent un rôle très important dans l'industrie textile, la peinture, l'imprimerie, le cosmétique, l'industrie alimentaire...

Les colorants sont des substances colorées
.....

- En conclusion, il existe deux types de matières colorées : les qui sont solubles dans le milieu dans lequel ils sont placés, et les qui y sont insoluble.

1.3 Aspect historique

- Avec les progrès de la chimie, le XIX^e siècle a vu naître la mauvéine et avec elle les colorants de synthèse. Ces colorants bon marché et faciles à industrialiser ont très rapidement remplacé de nombreuses substances colorées naturelles comme la garance ou le pastel qui était très utilisé jusqu'alors.

Des colorants , extrait de minéraux, végétaux et animaux, sont utilisés depuis la Préhistoire. Depuis le XIX^e siècle, les chimistes parviennent à fabriquer des colorants au laboratoire.

1.4 La peinture en Arts Plastiques

Dans le domaine des arts plastiques, plusieurs types de peinture sont utilisés :

- La **peinture à l'huile** (inventé à la fin du Moyen Âge) : les pigments sont mélangés à de l'..... (huile de lin par exemple) qui joue le rôle de liant.
- La **peinture acrylique** (inventé au Mexique en 1950) : L'huile est remplacée par de l'..... à laquelle on a ajouté une résine acrylique.
- L'**aquarelle** ou la **gouache** : le liant est également de l'eau, mais celle-ci contient de la dissoute. La différence entre ces deux types de peinture tient à la concentration en gomme : pour l'aquarelle, elle est plus faible que pour la gouache, ce qui assure la transparence.

1.5 Conclusion : colorants ou pigments ?

Les teintures



FIG. 2 – Colorants.

..... consiste à imprégner un support (tissus, cheveux, aliments...) d'une substance colorée.

Les colorants constituent la base colorante des teintures.

Les peintures



FIG. 3 – Pigments.

..... consiste à déposer sur un support (feuille, bois...) une substance colorée.

Les pigments constituent la base colorante des peintures.

2 Quels sont les paramètres influençant la couleur ?

- Le sulfate de cuivre anhydre est un solide blanc ; il devient bleu en présence d'eau. Le chlorure de cobalt anhydre est bleu ; il devient rose en présence d'eau.



FIG. 4 – Figurine qui change de couleur en fonction de l'humidité.

Certaines espèces colorées sont sensibles à l'.....

- Le chou rouge est rouge en milieu très acide et jaune en milieu très basique. Les feuilles de tournesol changent de couleur avec le pH.

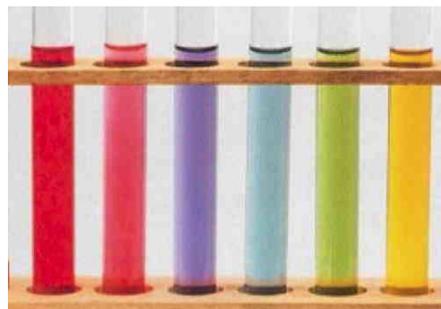


FIG. 5 – Chou rouge à \neq pH.

Certaines espèces colorées sont sensibles à l'.....

- Les pigments sensibles à la température sont appelés thermochromes.



FIG. 6 – Thermomètre frontal avec cristaux liquides thermochromes.

Certaines espèces colorées sont sensibles à la

- En conclusion, la couleur de certaines espèces chimiques dépend plusieurs : le pH et la température, par exemple. La couleur d'un pigment de colorant peut donc être modifiée en changeant ces paramètres. Il s'agit d'une transformation chromatique.

3 Qu'est-ce que la chromatographie ?

3.1 Définitions

- Une couleur peut être due à la présence d'un ou plusieurs colorants ou pigments.
- La chromatographie sur couche mince permet de les éventuels constituants d'un mélange.
- Une fois séparés, il est facile d'..... les constituants, soit par comparaison avec un produit pur donné, soit par mesure du rapport frontal et comparaison avec une table de tous les rapports frontaux de toutes les espèces connues.

La chromatographie est une technique qui permet de et d'..... les colorants d'un mélange.

- Voici en figure 7 un exemple de chromatogramme, celui d'un jus d'orties, et son interprétation. On constate qu'une feuille d'ortie bien verte « cache » des colorants, comme les chlorophylles a et b, mais aussi des colorants comme les xanthophylles ou les carotènes !

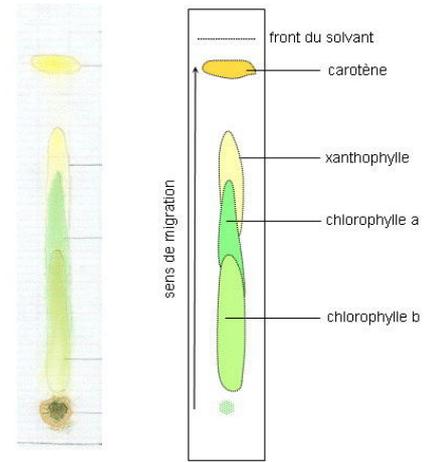


FIG. 7 – Chromatogramme des pigments végétaux.

3.2 Chromatographie des encres (à faire chez vous !)

Matériel nécessaire

- une feuille de papier buvard ;
- un crayon de papier ;
- des stylos-feutres de différentes couleurs ;
- de l'eau ;
- une assiette plate.

Mode opératoire

1. Tirer un trait à un centimètre du bas de la feuille ;
2. Déposer des points de couleur espacés de un centimètre ;

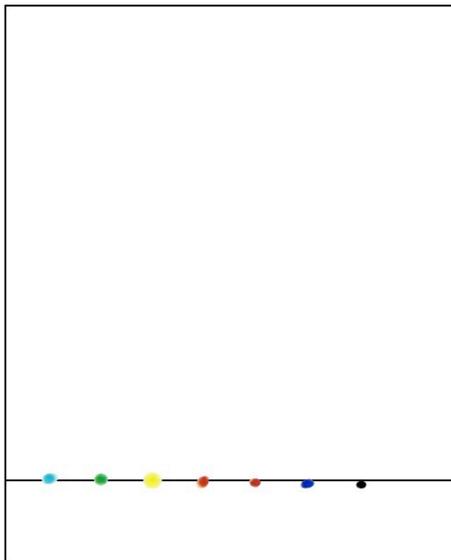


FIG. 8 – Dépôt des encres.

3. Verser un demi-centimètre d'eau au fond de l'assiette ;
4. Laisser tremper le buvard dans l'eau en le tenant bien vertical et immobile ;
5. Attendre trois ou quatre minutes, c'est l'élution, l'eau monte par capillarité le long des fibres et entraîne plus ou moins les colorants, qui migrent le long du buvard ;
6. Sécher le papier : c'est le chromatogramme obtenu ;
7. Repérer et mesurer la distance parcourue par l'eau ;
8. Mesurer la distance parcourue par les différentes taches ;
9. Pour chaque colorant, calculer le rapport frontal :

$$R_f = \frac{d_{tache}}{d_{eluant}}$$

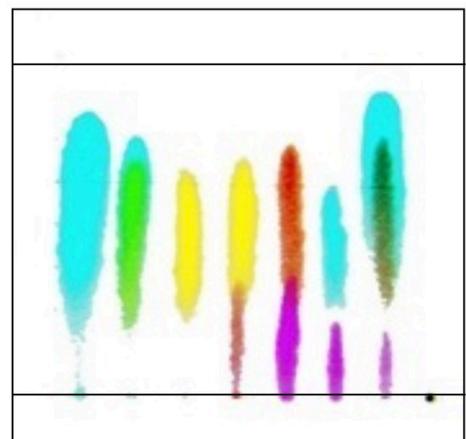


FIG. 9 – Chromatogramme obtenu.

4 Exemple d'utilisation des colorants : la teinture des tissus

4.1 L'indigo, un colorant naturel



FIG. 10 – Pastel des teinturiers.

Jusqu'au milieu du XIX^e siècle, les colorants provenaient de (carottes, des traces, garance...), d'..... (murex pour le pourpre, cochenilles pour le carmin...).

L'**indigo** est l'un des plus anciens colorants naturels : il a été identifié sur les bandelettes des Il était utilisé au Moyen Âge pour teindre les draps en bleu. Il était extrait par macération d'une plante appelée pastel, cultivée dans la région d'Albi.

À partir du XVII^e siècle, il est apporté d'Inde, puis d'Amérique où il est extrait d'une plante appelée l'indigotier, ce qui va bouleverser l'économie du sud de la France au point qu'en 1609 Henri IV en avait interdit l'importation sous peine de mort.

En 1878, Adolf VON BAYER en réalisa la première

..... chimique de l'indigo.

En 1900, la production synthétique n'était que de 600 t (contre 10 000 t pour la production naturelle). En 1914, c'était le rapport était inversé : 22 000 t contre 800 t. Actuellement, la production annuelle d'indigo, essentiellement synthétique, et de 14 000 t. Les - en consomment 99 %.

4.2 La mauvéine, un colorant « artificiel »

« En 1856, encore jeune chimiste, j'essayais de synthétiser la quinine pour combattre le paludisme qui touchait nos fières troupes qui défendaient aux Indes l'honneur britannique. Après plusieurs essais, j'en arrivais à oxyder un dérivé de l'aniline, l'allyltoluidine. J'obtins vite un splendide précipité rouge-brun. Bien sûr, ce composé n'avait rien à voir avec la quinine artificielle que je recherchais, mais il éveilla cependant ma curiosité de jeune chimiste, car, en ayant renversé une petite éprouvette, je vis qu'il produisait sur le parquet et sur ma blouse des tâches certes **belles**, mais surtout **indélébiles**. Sans le savoir, je venais d'inventer ce colorant de bonne tenue dont l'industrie textile avait tant besoin.

Je l'appelais d'abord violet allyltoluidin, puis pourpre d'aniline, mais mon épouse trouvant ce nouveau nom encore trop barbare préféra celui de **mauvéine** qui fut définitivement adopté. Ce fut, pour nous tous, le début d'une période faste chargée de gloire et de richesses. Tout cela pour avoir découvert, par hasard, et breveté, en toute connaissance de cause, le premier colorant utilisable par l'industrie en toute quantité. Ce qui, il faut l'avouer, était loin d'être le cas des colorants naturels, souvent fort coûteux et difficile à obtenir. »

Extraits des Mémoires de Sir William Henry PERKIN (1839-1907).

5 Qu'est-ce qu'un mélange soustractif ?

Au chapitre 1, on a vu que la couleur d'un objet opaque, ou d'une substance éclairés en lumière blanche, est due à l'..... — c'est-à-dire à la soustraction — de certaines radiations du spectre de la lumière blanche.

Par exemple, un pigment bleu soustrait pratiquement toutes les couleurs de la lumière blanche, sauf les radiations correspondant à la couleur bleue. La couleur bleue est alors diffusée et perçue par l'oeil.

Pour une couleur donnée, ce sont les radiations correspondant à la couleur complémentaire qui sont majoritairement absorbées.

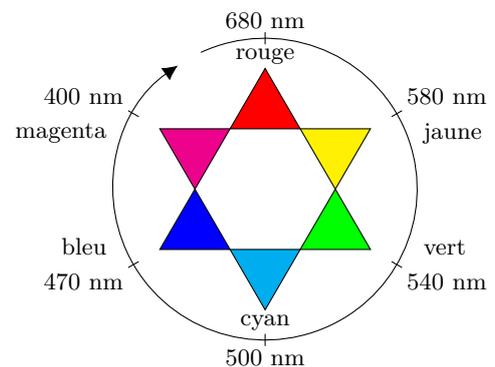


FIG. 11 – Roue chromatique.

Des mélanges de matières colorées différentes permettent d'obtenir une très grande variété de couleurs. À cause de la constitution de l'oeil, en synthèse soustractive, trois couleurs suffisent pour reproduire toutes les autres : le, le et le Elles sont appelées couleurs

Les mélanges des couleurs primaires soustraient conjointement un certain nombre de radiations du spectre de la lumière blanche : de nouvelles couleurs apparaissent. Ces mélanges sont nommés

Dans le cercle chromatique simplifié proposé en figure 11, chaque couleur a pour couleur, celle qui lui est diamétralement opposée.

C'est sur ce principe que reposent la photographie couleur argentique, l'impression papier en trichromie ou la peinture.

- Lors d'une impression trichromique, on dépose des couches d'encre en proportions variables, correspondant aux couleurs primaires cyan, jaune et magenta. Lors d'une impression en quadrichro-

mie, une encre noire est ajoutée pour accentuer les contrastes.

- En peinture, on procède par mélanges de matières colorées correspondant aux trois couleurs primaires. Une peinture blanche est également utilisée. La couleur rouge est obtenue par un mélange de magenta et de jaune. De même, un mélange de magenta et de cyan, conduit au bleu.

Les mélanges soustractifs se comportent comme des superposés placés sur le trajet de la lumière. La couleur perçue est obtenue par synthèse des couleurs.

6 Comment synthétiser une espèce colorée ?

En 1856, un composé violet, la mauvéine, est synthétisé et connaît un vif succès. Les synthèses de colorants se succèdent alors rapidement.

Dès lors, les chimistes s'intéressent à la structure des molécules, donnant naissance à une nouvelle discipline, la

La synthèse d'une molécule se déroule généralement en

trois étapes :

- la, déclenchée par la mise en présence des réactifs ;
- le, pour isoler et purifier l'espèce synthétisée ;
- l'..... de l'espèce synthétisée, par exemple par chromatographie sur couche mince.

7 Comment exprimer la concentration d'une espèce colorée en solution ?

La couleur d'une espèce colorée (le soluté) en solution dépend de sa dans la solution.

7.1 Concentration massique

La concentration massique est le rapport de la de soluté et du volume de la solution :

7.2 Concentration molaire

La concentration molaire est le rapport de la de soluté et du volume de la solution :

8 Comment extraire une espèce colorée ?

8.1 Les différentes techniques d'extraction

Les techniques d'extraction sont nombreuses et leur mise en œuvre, plus ou moins facile. Certaines sont utilisées de longue date par l'homme, d'autres sont le résultat d'avancées récentes — toutes ont pour but de récupérer un corps pur (arôme, médicament, colorant...) à partir d'un mélange.



FIG. 12 – Un châssis d'enfleurage. Les produits à traiter sont déposés à même la couche de graisse.

Le pressage (ou expression) Cette opération consiste à « faire sortir » un produit en exerçant une pression. Les Égyptiens écrasaient des fleurs pour extraire des arômes ou des parfums ; c'est aussi l'opération effectuée lorsqu'on se prépare un jus d'orange !

La décoction On place des plantes finement divisées dans de l'eau froide ou un autre solvant et on porte le tout à ébullition. *Exemple* : décoction de queues de cerise...

L'infusion On laisse tremper des végétaux finement divisés dans de l'eau bouillante ou dans tout autre solvant à chaud, de façon à y dissoudre les principes actifs. *Exemple* : préparation du thé.

La macération On laisse séjourner, à froid, les végétaux finement divisés dans un liquide pour en extraire les constituants solubles. *Exemple* : préparation de liqueurs par macération de fruits dans l'alcool.

Le cryobroyage On congèle les plantes ou les fleurs à très basses températures, sous azote liquide, à $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$; les végétaux sont alors broyés, et on recueille une poudre fine et homogène. Les vitamines, les enzymes et les substances volatiles sont conservés.

L'enfleurage On étale des pétales de fleurs sur de la graisse (figure 12). Celle-ci extrait les parfums et les odeurs de la plante et, une fois saturée, elle est traitée à l'alcool. Celui-ci est ensuite évaporé sous vide. Il reste alors un résidu très parfumé, l'« absolue », qui servira à la fabrication des parfums. On distingue l'enfleurage à froid (pour les plantes délicates : jasmin, violette) de l'enfleurage à chaud (la graisse est chauffée entre $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ et $70\text{ }^{\circ}\text{C}$).

L'entraînement à la vapeur (ou hydrodistillation) Les parfums de la plante sont entraînés par de la vapeur d'eau. Après condensation dans un réfrigérant, on obtient un distillat qui doit ensuite être traité.

L'extraction par solvant Le produit de base (pétales de fleurs, plantes...) est mis en présence d'un solvant (figure 13) dans lequel l'espèce chimique à extraire se met en solution. C'est un procédé récent (XIX^e siècle) car il fait appel à des produits organiques qui n'étaient pas connus auparavant (cyclohexane, pentane, acétone, éther de pétrole...). Ce produit organique est ensuite évaporé, pour former un résidu solide très parfumé, le « concrète », qui est ensuite traité à l'alcool pour obtenir l'« absolue ».

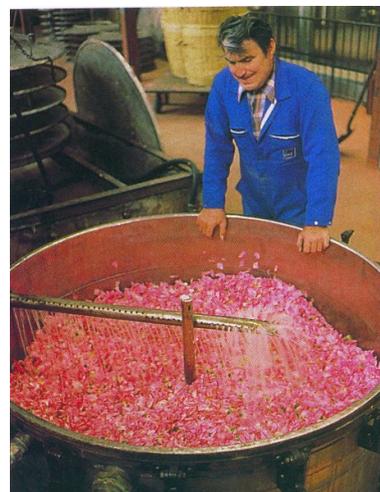


FIG. 13 – Une cuve d'extraction par solvant volatil. Les pétales des fleurs sont brassés de longues heures dans le solvant.

8.2 L'extraction d'une substance colorée

Pigments et colorants peuvent être obtenus par , à partir de produits naturels qui les contiennent, ou par

L'extraction consiste en général à solubiliser la substance colorée dans un où elle est très soluble. Une est sou-

vent nécessaire pour séparer les constituants.

La nature et la pureté du produit obtenu sont vérifiées par (.....) ou par mesure d'une grandeur physique caractéristique.

Correction des exercices du chapitre 4

4.3 N° 12 p. 67 – Mercure

1. Énergie des photons :

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

Application numérique pour chacun des photons :

$$E_J = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{579,2 \times 10^{-9}} = 3,43 \times 10^{-19} \text{ m}$$

$$E_V = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{546,2 \times 10^{-9}} = 3,64 \times 10^{-19} \text{ m}$$

$$E_B = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{436,0 \times 10^{-9}} = 4,56 \times 10^{-19} \text{ m}$$

Conversion en électronvolt pour chacun des photons :

$$E_J = \frac{3,43 \times 10^{-19}}{1,60 \times 10^{-19}} = 2,14 \text{ eV}$$

$$E_V = \frac{3,64 \times 10^{-19}}{1,60 \times 10^{-19}} = 2,28 \text{ eV}$$

$$E_B = \frac{4,56 \times 10^{-19}}{1,60 \times 10^{-19}} = 2,85 \text{ eV}$$

2. a. L'énergie du photon émis lors de la désexcitation $6 \rightarrow 4$ est :

$$E = E_6 - E_4 = -1,57 + 3,72 = 2,15 \text{ eV}$$

Par rapport à l'énergie du photon jaune, on constate un écart en pourcentage de :

$$\frac{2,15 - 2,14}{2,14} \times 100 = 0,5\%$$

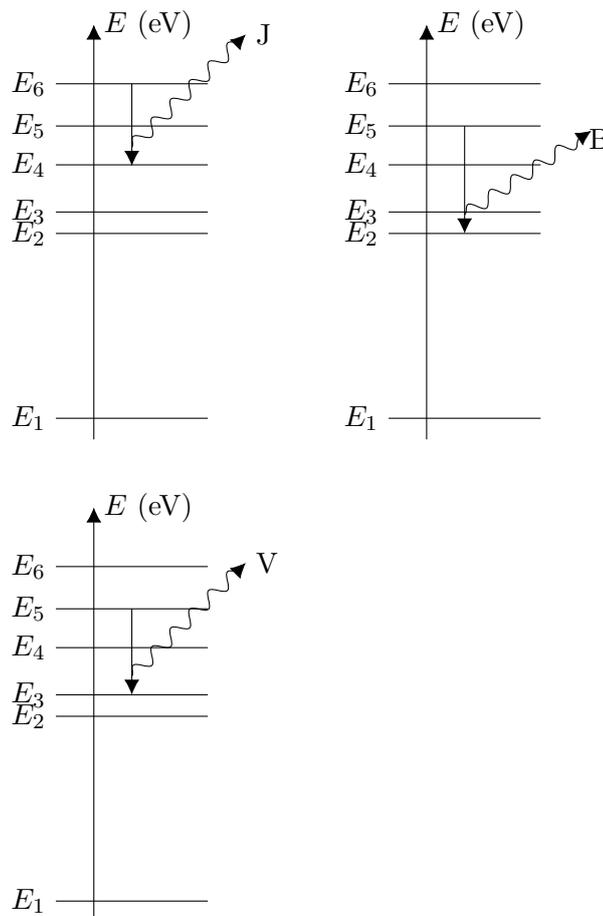
inférieur à 5%, donc on peut valider le fait qu'un photon jaune est émis.

b. Il faut essayer toutes les valeurs de différence d'énergie afin de trouver la désexcitation. Ceci peut être un peu laborieux si le diagramme comporte beaucoup de raies. Le tableau ci-dessous indique toutes les différences d'énergie possibles, les nombres en haut des colonnes indiquant la variation du nombre quantique principal n .

	1	2	3	4	5
1,12					
1,03	2,15				
1,25	2,28	3,40			
0,57	1,82	2,85	3,97		
4,90	5,47	6,72	7,75	8,87	

Ainsi, on trouve $E_V = E_5 - E_3$ et $E_B = E_5 - E_2$.

c.



4.6 N° 18 p. 69 – Les raies de Fraunhofer

1. a. L'énergie des atomes est quantifiée. Elle ne peut varier que de quantités fixes, en absorbant un photon d'une certaine énergie, et donc d'une certaine longueur d'onde parfaitement constante. Ces absorptions se déroulent dans la chromosphère solaire, en éliminant de la lumière émise par rayonnement thermique de la photosphère certaines radiations de longueur d'onde parfaitement constante.

b. Formule démontrée dans les exercices précédents :

$$\Delta E_C = \frac{h \cdot c}{\lambda_C}$$

Application numérique :

$$\Delta E_C = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{656 \times 10^{-9}} = 3,03 \times 10^{-19} \text{ J}$$

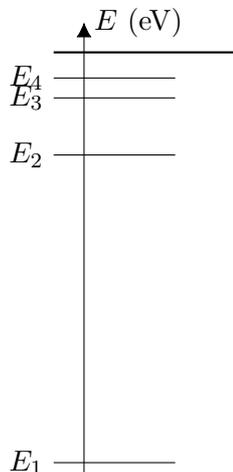
Conversion en électronvolt :

$$\Delta E_C = \frac{3,03 \times 10^{-19}}{1,60 \times 10^{-19}} = 1,89 \text{ eV}$$

2. a. Énergie des quatre premiers niveaux de l'atome d'hydrogène :

n	E_n (eV)
1	-13,6
2	-3,40
3	-1,51
4	-0,85

b. Diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène :



c. Le premier état excité est celui de nombre quantique principal $n = 2$ (l'état de nombre quantique $n = 1$ est l'état fondamental). Le deuxième état excité est celui de nombre quantique principal $n = 3$.

$$E_3 - E_2 = -1,51 - (-3,40) = 1,89 \text{ eV}$$

\rightsquigarrow correspond ;

Il s'agit donc bien du passage du deuxième au troisième niveau.

d. Énergie du photon pour la raie F :

$$\Delta E_C = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{487 \times 10^{-9} \times 1,60 \times 10^{-19}} = 2,55 \text{ eV}$$

Recherche de la transition associée, l'énoncé imposant le premier état excité donc $n = 2$:

$$E_3 - E_2 = -1,51 - (-3,40) = 1,89 \text{ eV}$$

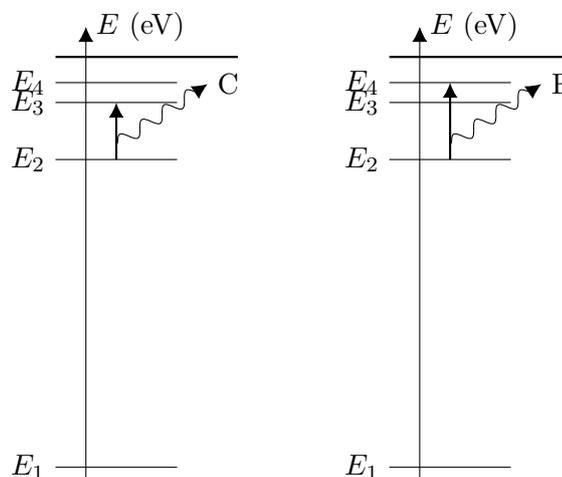
\rightsquigarrow ne correspond pas ;

$$E_4 - E_2 = -0,85 - (-3,40) = 2,55 \text{ eV}$$

\rightsquigarrow correspond ;

Il s'agit donc de l'état $n = 4$.

e. Représentation des absorptions :



Exercices du chapitre 5

Pigment ou colorant ?

5.1 N° 3 p. 80 – Safran

5.2 N° 4 p. 80 – Les anthocyanidines

Couleur d'un mélange

5.3 N° 8 p. 81 – Absorption spectrum

5.4 N° 17 p. 83 – Un colorant complexe

Extractions

5.5 N° 13 p. 82 – QCM

5.6 N° 16 p. 82 – Chromatographie du paprika

Compétences exigibles

- Réaliser une dilution ;
- Réaliser une échelle de teinte ;
- Réaliser une droite d'étalonnage ;
- Déterminer λ_{\max} à partir d'un spectre ;
- Réaliser un dosage par étalonnage.

Chapitre 6 – Réaction chimique et dosage

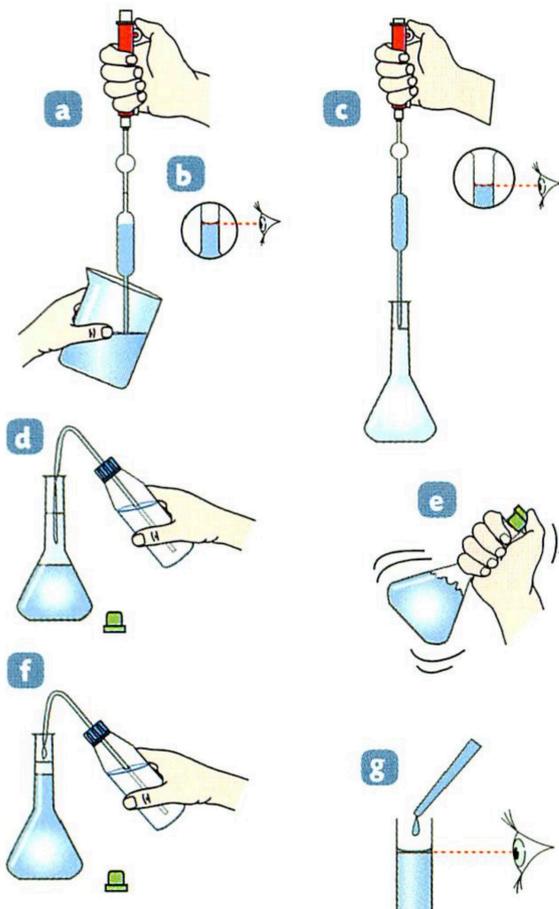
1 Méthode – Réaliser une dilution

Compétences S'Appropriier et Réaliser

Pour préparer un volume V_f de solution fille de concentration c_f , prélever un volume V_m de solution mère de concentration c_m tel que :

$$c_m \times V_m = c_f \times V_f \Rightarrow V_m = \frac{c_f \times V_f}{c_m}$$

Concentrations c_m et c_f en mole par litre (mol/L) ou en gramme par litre (g/L), volumes V_m et V_f en litre (L).



- Dans un bécher, verser suffisamment de la solution mère pour prélever le volume V_m .
- En tenant le bécher incliné, prélever le volume V_m à l'aide d'une pipette jaugée munie d'un pipeteur (a). Le bas du ménisque doit être au niveau du trait de jauge (b).
- Verser le prélèvement dans une fiole jaugée de volume V_f jusqu'à ce que le bas du ménisque soit au niveau du deuxième trait de jauge de la pipette (lorsqu'il existe) (c), sinon, vider entièrement la pipette.
- Remplir la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée (d).
- Après l'avoir bouchée, agiter la fiole jaugée (e).
- Compléter avec de l'eau distillée d'abord à la pissette (f), puis au compte-gouttes (g) jusqu'au trait de jauge.
- Reboucher la fiole jaugée, puis agiter pour homogénéiser la solution fille.

2 Méthode – Préparer une échelle de teinte

Compétences S'Appropriier et Réaliser

2.1 Qu'est-ce qu'une échelle de teinte ?

Une échelle de teintes est un ensemble de solutions de concentrations différentes et connues d'une même espèce chimique colorée.

Pour comparer les teintes des différentes solutions, celles-ci sont versées dans des contenants identiques, généralement des tubes à essais. Dans ces conditions, deux solutions contenant une même espèce chimique colorée à la même concentration ont la même teinte.



Une échelle de teintes est souvent préparée par dilutions successives d'une solution mère de concentration connue.

2.2 Comment la préparer rapidement ?

Solution mère S_m à diluer

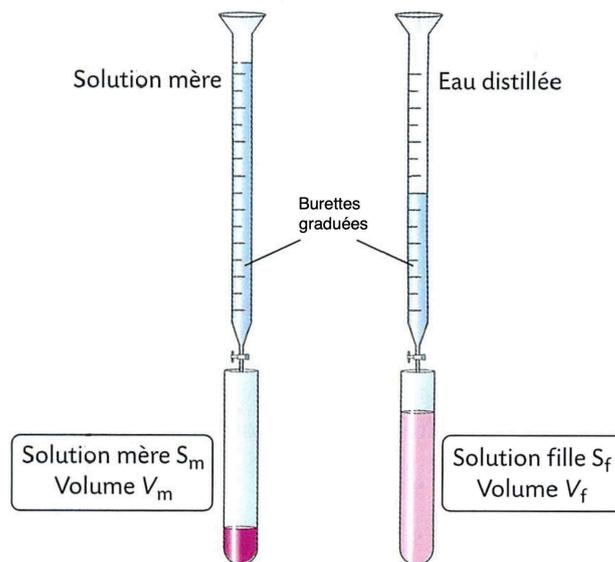
Concentration connue : c_m

Volume de solution mère à prélever : V_m

Solution fille S_f à diluer

Concentration souhaitée : $c_f < c_m$

Volume de solution fille préparée : $V_f > V_m$



Pour gagner du temps, au lieu d'effectuer les dilutions en utilisant des fioles jaugées, on utilise une burette graduée pour verser le volume de solution mère V_m (à gauche), puis le volume d'eau distillée (à droite) nécessaire à la dilution. Remarque : cette méthode ne fonctionne qu'avec des solutions *parfaites*, en pratique des solutions suffisamment diluées.

2.3 Comment est défini le facteur de dilution ?

Le facteur de dilution F est défini par :

$$F = \frac{c_m}{c_f} \quad \text{ou} \quad F = \frac{V_f}{V_m}$$

avec $F > 1$.

3 TP – Identification des colorants dans un sirop de menthe (fin !)

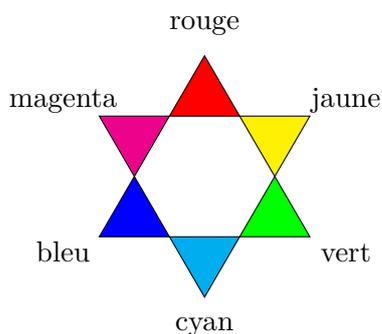
Compétences Analyser et Réaliser

Comment peut-on procéder pour déterminer la concentration en jaune Tartrazine et en bleu Patenté V dans ce sirop de menthe en utilisant la couleur ?

Le matériel à disposition

- Le sirop de menthe dilué 10 fois ;
- Du papier millimétré ;
- Un colorimètre ;
- Deux burettes ;
- Une solution de jaune tartrazine à $10 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$;
- Six tubes à essais ;
- Trois cuves de spectrophotométrie.

Roue chromatique



Pourquoi choisir la spectrophotométrie ?

C'est une technique de mesure de concentration qui fonctionne lorsque l'on dispose d'une espèce colorée, absorbant seule dans une bande d'absorption repérée par la longueur d'onde au maximum d'absorption λ_{max} .

Il est donc important de vérifier :

1. que l'espèce à étudier est colorée ;
2. que l'espèce absorbe seule à la longueur d'onde à laquelle on va se placer ;
3. que l'absorption n'est pas trop forte.

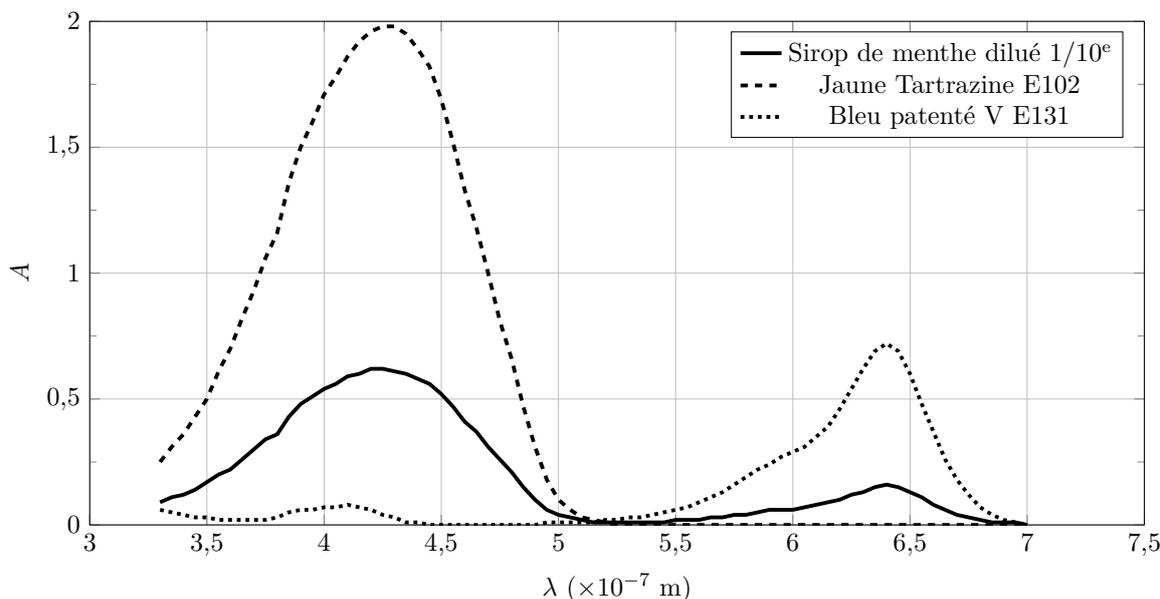
Pourquoi faut-il diluer l'espèce à doser ? Si l'absorption est trop forte, d'une part le spectrophotomètre sature (il plafonne à son maximum $A = 3,3$, pour l'appareil du lycée), d'autre part le lien entre absorbance A et concentration de l'espèce n'est plus linéaire.

Pourquoi faut-il réaliser une courbe d'étalonnage ? Cette courbe permet d'établir le lien entre l'absorbance A mesurée et la concentration de l'espèce absorbant à la longueur d'onde choisie.

a. Rédiger un protocole permettant de déterminer la concentration en colorant jaune dans ce sirop. Soumettre le protocole à l'approbation du professeur et le réaliser.

b. La dose journalière admissible en colorant jaune Tartrazine est de 2,5 mg par kilogramme de masse corporelle. Quel volume maximal de ce sirop peut boire par jour un élève de masse 60 kg ? On suppose que ce sirop est la seule source de ce colorant dans son alimentation.

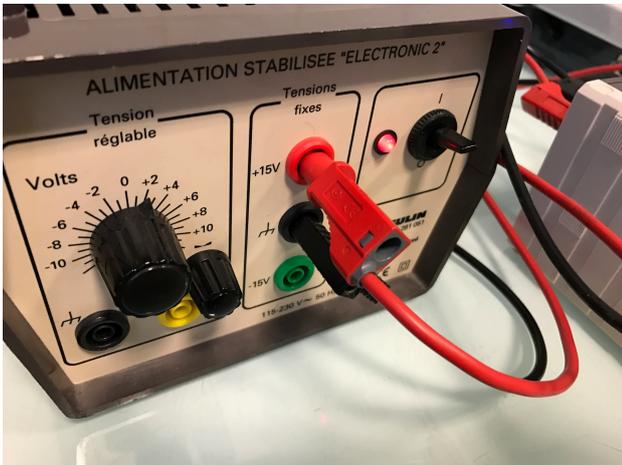
Spectres d'absorbance $A = f(\lambda)$ du sirop de menthe et des deux colorants.



4 Méthode – Utilisation des colorimètres

Compétences S'Approprier et Réaliser

1. **Brancher l'alimentation** : +15 V sur le fil rouge, masse sur le fil noir, en utilisant les tensions fixes *ad hoc* délivrées par le générateur de tension :



2. **Brancher le voltmètre** pour recueillir le signal : absorbance sur la sortie jaune, masse sur le fil noir, calibre 2 V en continu :



Attention ! Cet appareil indique directement l'absorbance A , qui est une grandeur sans unité !

3. **Sélectionner la longueur d'onde** λ_{\max} à l'aide du commutateur. Ne pas changer ce réglage par la suite, car il faut de nombreuses minutes à l'électronique interne pour cesser de dériver (matériel scolaire français de très basse qualité...) :



Attention, pensez bien à utiliser l'étoile des couleurs pour choisir la longueur d'onde de travail, si vous ne disposez pas du spectre !

4. **Effectuer le blanc** c'est-à-dire placer une cuve (typiquement, remplie d'eau) dans l'appareil, et en appuyant sur le bouton qui va bien, cache noir bien en place, laisser le colorimètre mémoriser cela comme une absorbance nulle $A = 0$. On n'aura alors dans les mesures que l'effet de l'espèce colorée ;
5. **Effectuer les mesures** d'absorbance, en notant les valeurs indiquées sur le multimètre.
6. **Tracer la droite d'étalonnage** à partir d'une échelle de teinte, à la longueur d'onde λ_{\max} choisie, afin d'obtenir la constante de proportionnalité k entre l'absorbance A et la concentration c :

$$A = k \cdot c$$

qui n'est rien d'autre que la loi de Beer-Lambert, valable pour des solutions diluées.

7. **Relever l'absorbance** A d'une solution de concentration inconnue à la longueur d'onde de travail λ_{\max} et utiliser la droite d'étalonnage précédente pour déterminer la concentration inconnue c .

Compétences exigibles

- Savoir équilibrer une équation-chimique ;
- Savoir calculer l'état initial d'une réaction, à l'aide des formules classiques (quantité de matière, concentration, volume molaire, densité et masse volumique) ;
- Connaître la notion de mélange stoechiométrique et ses implications quant aux réactions chimiques.
- Trouver la longueur d'onde λ_{\max} à laquelle une espèce

absorbe seule et au maximum ;

- Réaliser une échelle de teinte ;
- Tracer une droite d'étalonnage, l'utiliser pour trouver la loi de Beer-Lambert ou pour une lecture graphique pour une espèce inconnue ;
- Dosage spectrophotométrique, c'est-à-dire toutes les étapes précédentes.

Chapitre 6 – Réaction chimique et dosage

(suite)

1 Équilibrer les équations-bilan

1.1 Transformations chimiques

- Une transformation chimique a lieu chaque fois qu'une nouvelle espèce chimique est ou chaque fois qu'une espèce chimique
- Le chimiste LAVOISIER a montré que la des réactifs qui disparaissent est égale à la des produits qui apparaissent. C'est la *loi de conservation* de la matière.
- La réaction chimique se résume donc à un *réarrangement* des atomes dans des molécules différentes.

Chaque atome initialement présent dans les se retrouve dans les de la réaction.

1.2 Nombres stoechiométriques

Une équation chimique traduit une réaction chimique à l'aide de formules chimiques. La loi de conservation se traduit par le fait que les symboles de chaque élément chimique doivent apparaître en même quantité dans les deux membres de l'équation chimique.

Par convention, on utilise des nombres, appelés, qui précisent combien de fois chaque formule chimique doit être comptée.

1.3 Ajustement des nombres stoechiométriques

Faire le décompte des éléments dans un tableau constitue une première méthode d'ajustement des coefficients stoechiométriques.

Exemple : réaction de production d'éthanol et de dioxyde de carbone, à partir de glucose :

	Réactifs	Produits
Équation	$C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_6O + CO_2$	
Nombre de C		
Nombre de H		
Nombre de O		

Les coefficients stoechiométriques devant la formule chimique de l'éthanol C_2H_6O et devant la formule chimique du dioxyde de carbone CO_2 ont été choisis afin d'égaliser les nombres de C, de H et de O. Devant la formule du glucose $C_6H_{12}O_6$, le coefficient stoechiométrique est sous-entendu.

Ainsi, C, H et O figurent autant de fois dans chaque membre de l'équation chimique, on dit que la stoechiométrie de chaque élément est ajustée. Cet ajustement peut être délicat à trouver dans certaines situations !

1.4 Cas des ions

Exemple : réaction de précipitation de l'hydroxyde de cuivre $Cu(OH)_2$: dans ce cas, la présence d'ions est une aide, puisque l'ajustement des nombres stoechiométriques doit faire en sorte qu'il y ait la *même quantité de charge* dans chaque membre (loi de conservation de la charge électrique).

	Réactifs	Produits
Équation	$Cu^{2+} + OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$	
Nombre de Cu		
Nombre de O		
Nombre de H		
Nombre de charges		

Une équation chimique doit toujours être écrite avec ses nombres stoechiométriques ajustés. Cela traduit la conservation des et des dans le cas des ions.

2 La spectrophotométrie UV-visible

2.1 La spectroscopie

La spectroscopie est l'étude quantitative des interactions entre la lumière et la matière. Lorsque de la lumière traverse une solution, elle est en partie et en partie par diffusion et réflexion.

2.2 Spectre d'absorption

Nous avons vu que certaines molécules absorbent des radiations électromagnétiques dans le domaine du visible (elles sont alors). La plupart des espèces chimiques peuvent par ailleurs absorber des radiations dans le domaine de l'ultraviolet ou de l'infrarouge.

Pour quantifier l'absorption du rayonnement, on utilise l'absorbance A , une grandeur positive, sans unité.

Les spectrophotomètres UV-visible permettent de caractériser l'absorption des ondes électromagnétiques d'une espèce. Le obtenu représente l'absorbance de l'espèce (ordonnée A) en fonction de la longueur d'onde du rayonnement (abscisse λ).

Une espèce chimique colorée en solution est alors caractérisée en spectroscopie UV-visible par la longueur d'onde du maximum d'absorption λ_{\max} , longueur d'onde à laquelle on se place pour avoir les mesures les plus

3 Comment réaliser un dosage spectrophotométrique ?

Le dosage spectrophotométrique du sirop de menthe a été réalisé en travaux pratiques, chapitre 6 séance 1. Nous allons ici résumer les différentes étapes d'un tel dosage.

3.1 Qu'est-ce qu'un dosage ?

..... une solution inconnue permet de déterminer la qu'elle contient. Cela signifie « déterminer la dose » (sous-entendu, la « dose » qui va être utilisée dans une réaction chimique ou dans un médicament).

Remarque : si l'on connaît précisément le volume V de la solution, par exemple le volume de la, on peut déduire la quantité de matière n de la concentration c par la formule :

$$n = c \cdot V$$

2.3 Loi de Beer-Lambert

L'absorbance A d'une espèce en solution suit la loi de Beer-Lambert :

$$A = \varepsilon \cdot \ell \cdot c$$

où ℓ est l'épaisseur de solution traversée, c sa concentration et ε le coefficient d'absorption molaire.

Unités de ces grandeurs :

- A
- ε
- ℓ
- c

Le coefficient d'absorption molaire (ou coefficient d'extinction molaire) ε est caractéristique de l'espèce colorée en solution.

On peut simplifier la loi de Beer-Lambert, sous la forme :

$$A = k \cdot c$$

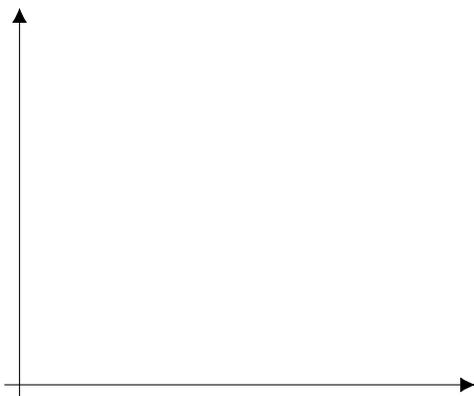
k un (unité ou

La loi de Beer-Lambert exprime donc la entre la concentration c et l'absorbance A d'une solution.

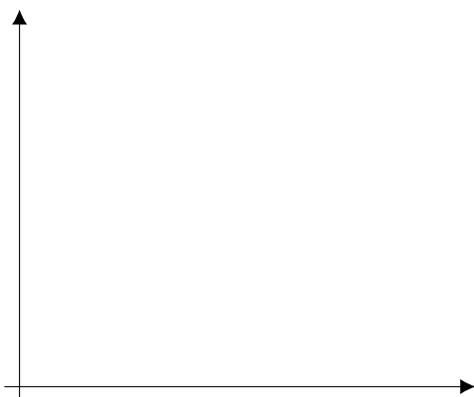
Remarque : la loi de Beer-Lambert n'est valable que pour des solutions

3.2 Tout commence par le spectre

Il faut tout d'abord réaliser le spectre de la solution étudiée, contenant entre autres une espèce absorbant la lumière.



Dans cette solution étudiée, on suspecte la présence d'une espèce chimique, dont on veut connaître la quantité. Il faut tracer le spectre de cette espèce seule, afin de trouver la position λ_{\max} d'un maximum d'absorbance :

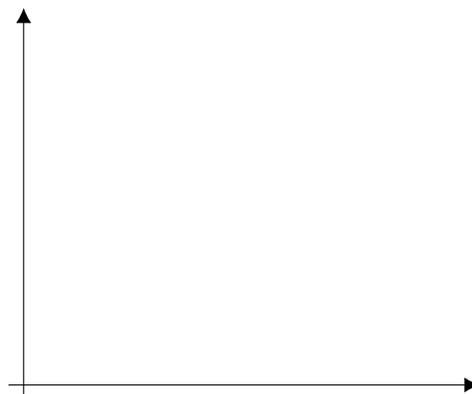


Il faut qu'à cette longueur d'onde, l'espèce considérée absorbe seule, et que cette absorbance soit significative (au mieux, maximale), pour une meilleure précision.

3.3 Le préliminaire de l'échelle de teinte

Si la valeur de la constante de proportionnalité k dans la loi de Beer-Lambert n'est pas donnée, il faut réaliser une échelle de teinte avec l'espèce considérée.

Une fois cette échelle de teinte réalisée, il faut mesurer l'absorbance A pour chacune des solutions préparées, et tracer A en fonction de la concentration c des solutions de l'échelle de teinte préparés.



Si les solutions ne sont pas trop concentrées, la courbe $A = f(c)$ est une droite passant par l'origine, conformément à la loi de Beer-Lambert On trace alors une droite d'interpolation moyenne, passant par l'origine (point sûr) et au milieu des points.

3.4 Le test non destructif de la solution

Une fois l'échelle de teinte réalisée et la droite d'étalonnage tracé, il ne reste qu'à mesurer l'absorbance de la solution inconnue à l'aide du spectrophotomètre, pour en déduire sa concentration.

Pour cela on utilise la droite d'étalonnage. Cette droite permet :

- soit de trouver la pente k :

$$k =$$

et donc de retrouver la loi de Beer-Lambert ;

- soit de réaliser une lecture graphique à partir de l'absorbance A mesurée sur la solution inconnue.

RÉVISION ET RÉSUMÉ

Décrire Vous devez savoir décrire un système chimique, en précisant les noms et formules des espèces chimiques, leurs quantités de matière (en mol) et leur état physique (gaz (g), liquide (ℓ), solide (s) ou en solution aqueuse (aq)).

Réaction chimique La réaction chimique est une modification de l'état d'un système, passant d'un état initial à un état final.

Équation À partir de la description des états initial et final d'un système chimique, vous devez être capable d'écrire l'équation-bilan de la réaction chimique, modélisant la transformation, en ajustant correctement les nombres stœchiométriques.

Stœchiométrie Quand les quantités de matière des réactifs introduites sont proportionnelles aux

nombre stœchiométriques de ces réactifs dans l'équation-bilan, on dit que le mélange est stœchiométrique.

Absorbance L'absorbance A est un nombre positif, sans dimension, relié à l'absorption de la lumière par une solution.

Maximum Sur un spectre d'absorbance $A = f(\lambda)$, l'abscisse λ_{\max} du maximum d'absorbance est la longueur d'onde à laquelle les mesures d'absorbance A seront les plus précises.

Beer-Lambert Pour des solutions diluées, l'absorbance A est proportionnelle à la concentration c en espèce absorbante, tel que $A = k \cot c$ ou encore $A = \varepsilon \cdot \ell \cdot c$.

6.1 Équilibrer les coefficients stoechiométriques

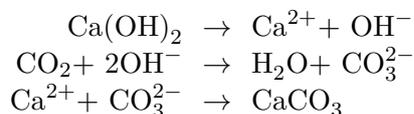
- $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$
- $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}$
- $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
- $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- $\dots \text{Al} + \dots \text{H}^+ \rightarrow \dots \text{Al}^{3+} + \dots \text{H}_2$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \dots \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \dots \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}^{2+} + \dots \text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
- $\dots \text{Al} + \dots \text{Hg}^{2+} \rightarrow \dots \text{Al}^{3+} + \dots \text{Hg}$
- $\dots \text{C}_4\text{H}_{10} + \dots \text{O}_2 \rightarrow \dots \text{CO}_2 + \dots \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}^{2+} + \dots \text{CN}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

6.2 Réaction entre le sodium & l'eau Un morceau de métal sodium $\text{Na}_{(s)}$, placé dans de l'eau, réagit violemment pour produire de la soude de formule $\text{Na}_{(aq)}^+ + \text{OH}_{(aq)}^-$. On observe un dégagement gazeux.

- Trouver la formule du gaz produit en utilisant la loi de conservation des éléments chimiques. En déduire l'équation chimique.
- Proposer un test expérimental permettant de caractériser le gaz formé.

6.3 Enduit à la chaux Les murs extérieurs de certaines vieilles maisons sont enduits de chaux $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Avec le temps, ce revêtement ne semble pas vieillir. Cependant, son analyse montre qu'il n'est plus le même qu'à l'origine. Il y a bien de la chaux en contact avec la pierre, mais cette chaux est recouverte de calcaire CaCO_3 . Cet exercice se propose d'expliquer ce phénomène.

- Équilibrer, si nécessaire :



- Ajouter membre à membre ces trois équations chimiques pour obtenir une nouvelle équation chimique. On simplifiera les formules présentes dans les deux membres.

- Les nombres stœchiométriques de l'équation obtenue sont-ils corrects ?
- Cette nouvelle équation chimique correspond à une transformation chimique qui a effectivement lieu sur le mur. D'où viennent les réactifs ?
- Proposer une explication au fait que la totalité de la chaux ne se transforme pas en calcaire.
- Expliquer ce qui se passe si une partie du calcaire qui recouvre la chaux se décolle du mur lors du vieillissement. Pourquoi le mur a-t-il toujours son aspect initial ?

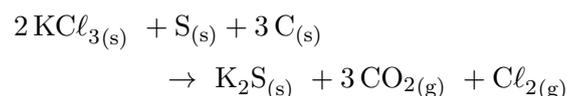
6.4 Feux de Bengale

Un artificier veut préparer un feu de Bengale rouge. Il mélange 122,6 g de chlorate de potassium $\text{KCl}_{3(s)}$, 16,0 g de soufre S et 18,0 g de carbone C.



Feux de Bengale lors d'un rassemblement festif.

L'équation chimique modélisant la transformation est la suivante :



- Calculer les quantités de matière de chacun des réactifs.
- Montrer que le mélange est stoechiométrique.
- Calculer les quantités de matière des produits formés.
- Pourquoi ne faut-il pas réaliser cette réaction dans un récipient hermétiquement clos ?

6.5 N° 10 p. 95 – Solution préparée

6.6 N° 11 p. 95 – Solution de diode

Correction des exercices du chapitre 5

Pigment ou colorant ?

5.1 N° 3 p. 80 – Safran

- Un colorant est une espèce en solution. On place la crocine dans l'eau, dans laquelle elle est très soluble.
 - Pour l'utiliser comme pigment, il faut que la crocine soit sous forme d'une poudre colorée qui ne se dissout pas dans le milieu dans lequel elle se trouve. Le plus simple semble de laisser les grains de pollen tels que, puisqu'ils sont d'une taille microscopique, mais en les recouvrant d'acrylique pour leur éviter de perdre leur couleur.
- Si la molécule se dissout dans le milieu qu'elle colore, c'est un colorant ; sinon, c'est un pigment.
 - Voir réponse précédente.

5.2 N° 4 p. 80 – Les anthocyanidines

- L'exemple du texte est la cyanidine, une molécule de la famille des anthocyanidines.
- Rouge, bleue, violet.
- La couleur dépend de l'acidité du milieu. On pourrait les utiliser comme papier-pH (il suffirait de faire sécher les fleurs).

Couleur d'un mélange

5.3 N° 8 p. 81 – Absorption spectrum

Traduction de l'énoncé dans la langue de Molière :

L'azorubine, un colorant alimentaire, a le spectre d'absorption ci-dessous (voir le livre).

- Quelle est la longueur d'onde des radiations principalement absorbées par cette solution ?
- Quelle est la couleur absorbée ?
- En déduire la couleur de la solution.

Réponses :

- Maximum d'absorbance dans le spectre :

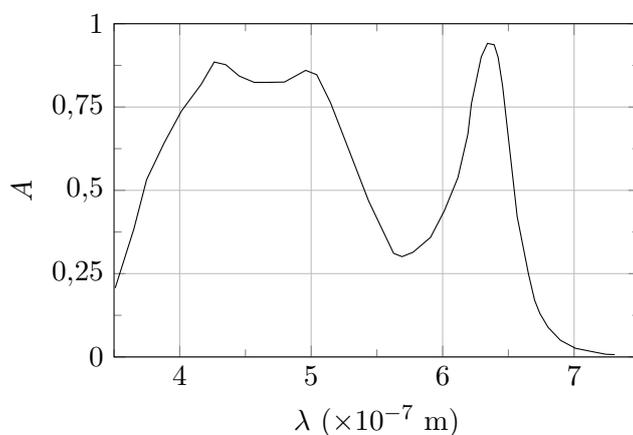
$$\lambda_{\max} = 520 \text{ nm}$$

- La couleur verte est absorbée (il faut avoir un tableau de correspondance entre couleurs et longueur d'onde pour pouvoir répondre...).
- La couleur complémentaire du vert est le magenta (il faut avoir une étoile chromatique). Donc le colorant est de couleur magenta.

5.4 N° 17 p. 83 – Un colorant complexe

- Fraction 1 : $\lambda_{\max} = 630 \text{ nm}$;
Fraction 2 : $\lambda_{\max} = 500 \text{ nm}$;
Fraction 3 : $\lambda_{\max} = 430 \text{ nm}$.
 - Respectivement, rouge, vert et bleu.
- Les fractions sont des couleurs complémentaires des couleurs absorbées. Respectivement, cyan, magenta et jaune.
- Le spectre du colorant marron du bonbon sera une somme des trois spectres de chaque fraction. Il va donc présenter trois pics, aux trois longueurs d'onde auxquelles les fractions absorbent.

Spectre d'absorbance du colorant marron.



- Plus l'affinité pour l'éluant est forte, plus la fraction est entraînée dans la colonne de chromatographie, et donc plus elle va « sortir » vite. L'ordre croissant de l'affinité pour l'éluant est donc :

$$\text{fraction 3} < \text{fraction 2} < \text{fraction 1}$$

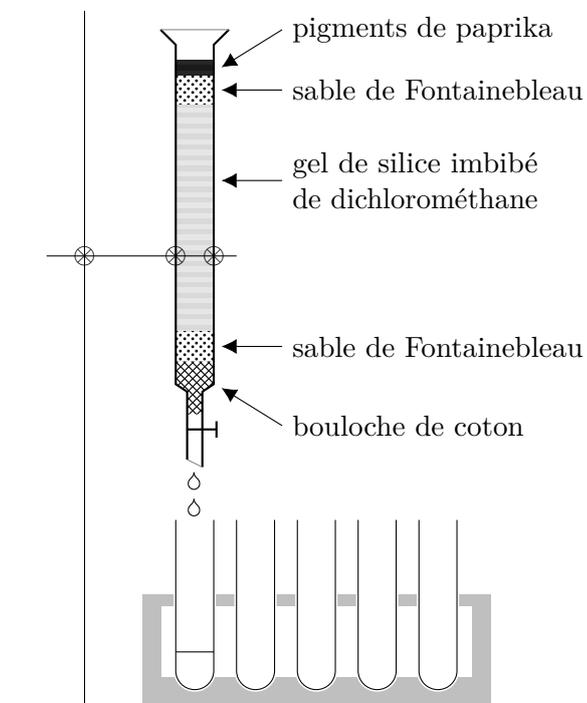
Extractions

5.5 N° 13 p. 82 – QCM

- La chromatographie a pour but : **b.** d'identifier les constituants d'un mélange de substances colorées ; et **c.** de séparer les constituants d'un mélange de substances colorées.
- Dans une chromatographie sur couche mince : **b.** la phase fixe ne bouge pas.
- Dans une chromatographie sur colonne : **a.** l'éluant se déplace par gravité.

5.6 N° 16 p. 82 – Chromatographie du paprika

- Schéma annoté de la colonne de chromatographie :



2. Le dichlorométhane est la phase mobile ou éluant. Il va plus ou moins entraîner les constituants du mélange lors de l'éluion, c'est la migration.
3. a. Si le paprika est constitué de trois pigments, on doit voir trois disques colorés en cours d'éluion. Le β -carotène sera tout en bas de la colonne, l'ester gras de la capsanthine sera en milieu de colonne, et l'ester gras de la capsorbine, à l'affinité très faible pour le dichlorométhane, sera encore en haut de colonne.
- b. En fin d'éluion, seule restera en haut de colonne la phase non entraînée par le dichlorométhane (l'ester gras de capsorbine).

Compétences exigibles

- Réaliser un bilan de matière ou tableau d'avancement ;
- Déterminer si un mélange est stoechiométrique ;
- Connaître l'état réactionnel à tout instant ;
- Trouver le réactif limitant.

1 Bilan de matière

Considérons la réaction de combustion du carbone $C_{(s)}$ dans le dioxygène, d'équation-bilan :

.....

1.1 État initial

Supposons que l'on dispose de 0,030 mol de carbone et de 0,010 mol de dioxygène. Pour représenter cet état initial, on note « État Initial » EI :

Équation			
EI (mol)			

1.2 Au cours de la transformation

Notons x la quantité de dioxyde de carbone CO_2 produit par la réaction. Il a été consommé ... mol de carbone C et ... mol de dioxygène O_2 . Pour représenter un état intermédiaire quelconque, de la transformation chimique en train de se dérouler, on note « En Cours » EC :

Équation			
EI (mol)			
EC (mol)			

1.3 État final

Lorsque la transformation s'effectue, x croît de la valeur zéro jusqu'à une valeur maximale x_{max} , correspondant à l'achèvement de la réaction, c'est-à-dire à la disparition

du

On détermine la valeur de x_{max} en écrivant que les quantités de réactifs sont positives ou nulles :

$$\begin{cases} n_C = \\ n_{O_2} = \end{cases} \Rightarrow \left\{ \right.$$

Ces deux inéquations sont satisfaites pour la condition la plus restrictive :

On dit alors que le est le

On peut alors représenter l'état final. On note « État Final » EF :

Équation			
EI (mol)			
EC (mol)			
EF (mol)			

Parfois le tableau fait explicitement apparaître une case pour les quantités de matière de l'avancement : voir ci-dessous.

Équation	Avancement			
EI (mol)				
EC (mol)				
EF (mol)				

2 Généralisation

2.1 Avancement d'une réaction

Lorsque la transformation chimique s'effectue, on dit que la réaction « avance ».

1.....

.....

.....

.....

.....

Elle permet d'exprimer les quantités de matière des réactifs et des produits.

2.2 Avancement maximal

L'avancement maximal x_{\max} s'obtient en écrivant que les quantités de réactifs restent positives ou nulles ; il permet de déterminer l'état de la transformation.

2.3 Proportions stoechiométriques

Lorsqu'à l'état initial les réactifs sont dans les , les quantités de matière des réactifs s'annulent simultanément.

Tous les réactifs sont limitants (ou plutôt, aucun réactif n'est le réactif limitant).

2.4 Tableau descriptif

Le tableau d'avancement complet est appelé « tableau descriptif ».

2.....

.....

.....

.....

.....

3 Exemples

3.1 Exemple 1

Soit une solution de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ de volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ et de concentration $c_1 = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On verse $V_2 = 10 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ de concentration $c_2 = 0,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Donner l'équation-bilan de la réaction.
- Effectuer un bilan de matière.

3.2 Exemple 2

Soit 0,72 L de dihydrogène $\text{H}_{2(\text{g})}$ et 0,24 L de dioxygène $\text{O}_{2(\text{g})}$. On initie la réaction entre les deux gaz avec une étincelle ou une flamme. Donnée : volume molaire des gaz : $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

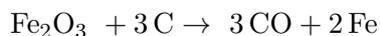
- Donner l'équation bilan de la réaction.
- Effectuer un bilan de matière.
- Représenter sur un même graphique les quantités de dihydrogène n_{H_2} et de dioxygène n_{O_2} en fonction de l'avancement x de la réaction.
- Recommencer le bilan de matière dans l'hypothèse où 100 mL d'eau sont déjà présents à l'état initial.

4 Exercices du chapitre 6 (suite et fin !)

Tableau d'avancement (essentiel car tout le temps utile !)

6.7 Métallurgie du fer

On considère l'équation chimique d'obtention du fer métallique à partir de son minerai :



On réalise la transformation chimique correspondante, à partir des quantités de matière initiales suivantes : 0,5 mol d'oxyde de fer et 1,7 mol de carbone.



Coulée d'un haut-fourneau.

- Construire le tableau récapitulatif de la transformation.
- Déterminer l'avancement maximal de la réaction.
- Quel est le réactif limitant ?

6.8 N° 4 p. 94 – Coloration d'une solution

Dosage par étalonnage (très important !)

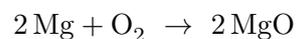
6.11 N° 15 p. 96 – Dosage du bleu de méthylène

Un peu d'avance pour la Terminale...

6.13 N° 19 p. 97 – Dosage de l'eau de Dakin

6.9 L'ancêtre du flash

Pour obtenir une lumière flash, les premiers photographes faisaient brûler un morceau de magnésium dans l'air. L'équation chimique de cette combustion s'écrit :



On réalise la combustion complète de 2,0 g de magnésium.



Illustration de l'utilisation d'un flash au magnésium.

- Calculer la quantité de magnésium brûlée.
- Déterminer l'avancement maximal de la réaction et en déduire les quantités de matière de dioxygène consommée et d'oxyde de magnésium MgO produite.
- Calculer la masse d'oxyde de magnésium produite.
- Calculer le volume de dioxygène consommé.

6.10 N° 5 p. 95 – Acide chlorhydrique et Mg

6.12 N° 20 p. 98 – Dosage d'un comprimé de fer

6.14 N° 21 p. 98 – Suivi cinétique

Correction des exercices du chapitre 6 (début)

6.1 Équilibrer les coefficients stoechiométriques

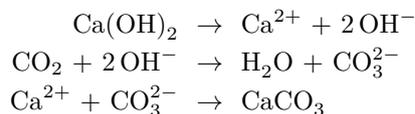
- a. $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + 3 \text{H}_2$
- b. $\text{S} + \frac{3}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- c. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$
- d. $\text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
- e. $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- f. $\text{FeO} + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- g. $2 \text{Al} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2$
- h. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- i. $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
- j. $2 \text{Al} + 3 \text{Hg}^{2+} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Hg}$
- k. $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$
- l. $\text{Fe}^{2+} + 6 \text{CN}^- \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

6.2 Réaction entre le sodium & l'eau

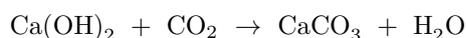
- a. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + ?$
Les éléments Na et O sont équilibrés ; reste à équilibrer les H, en ajoutant le gaz $\text{H}_{2(\text{g})}$:
$$\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \frac{1}{2} \text{H}_2$$
- b. On présente une allumette enflammée, on constate une détonation spécifique.

6.3 Enduit à la chaux

- a. Seule la première équation n'est pas équilibrée :



- b. Les ions calcium Ca^{2+} , carbonate CO_3^{2-} et OH^- se simplifient. Il reste :



- c. Cette équation est « automatiquement » équilibrée.
- d. La chaux est l'enduit du mur, le dioxyde de carbone provient de l'air ambiant.
- e. La chaux à l'intérieur du mur n'est pas en contact avec le dioxyde de carbone de l'air ambiant.
- f. Le calcaire tombe au sol, donc le mur ne change pas d'aspect.

6.4 Feux de Bengale

- a. Quantité de chlorate de potassium $\text{KCl}_{3(\text{s})}$:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{122,6}{39,1 + 3 \times 35,5} = 0,842 \text{ mol}$$

Quantité de soufre $\text{S}_{(\text{s})}$:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{16,0}{32,1} = 0,498 \text{ mol}$$

Quantité de carbone $\text{C}_{(\text{s})}$:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{18,0}{12,0} = 1,50 \text{ mol}$$

- b. Pour montrer qu'un mélange de réactifs est stoechiométrique, il faut diviser chaque quantité par le coefficient stoechiométrique correspondant :

$$\frac{n(\text{KCl}_3)}{2} = \frac{0,842}{2} = 0,421 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{S})}{1} = \frac{0,498}{1} = 0,498 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{C})}{3} = \frac{1,50}{3} = 0,500 \text{ mol}$$

On n'a pas égalité, le mélange n'est pas stoechiométrique, mais presque ! Il faudrait modifier légèrement les quantités, pour avoir exactement 1 mole de chlorate de potassium, 0,5 mole de soufre et 1,5 mole de carbone.

L'avantage d'un mélange stoechiométrique est qu'il ne reste pas de réactifs, ce qui va limiter les cendres (d'autant qu'un seul produit est solide).

- c. On obtiendrait 0,5 mole de sulfure de potassium $\text{K}_2\text{S}_{(\text{s})}$, 1,5 mole de dioxyde de carbone $\text{CO}_{2(\text{g})}$ et 0,5 mole de dichlore $\text{Cl}_{2(\text{g})}$.
- d. Un récipient clos pourrait exploser en raison du grand volume de gaz produit.

6.5 N° 10 p. 95 – Solution préparée

1. Rappel des formules pour calculer la concentration molaire c et la concentration massique c_m :

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad c_m = \frac{m}{V}$$

$$\text{Or } n = \frac{m}{M} \text{ donc } c = \frac{c_m}{M}.$$

Application numérique :

$$c = \frac{0,050}{793} = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2. Loi de Beer-Lambert : $A = k \cdot c$. L'unité de k indique qu'il faut utiliser la concentration molaire c , donc :

$$k = \frac{A}{c} = \frac{0,597}{6,3 \times 10^{-5}} = 9,5 \times 10^2 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

6.6 N° 11 p. 95 – Solution de diode

1. Lecture graphique : $\lambda_{\text{max}} = 430 \text{ nm}$.
2. Lecture graphique : $A = 1,7$.
3. Loi de Beer-Lambert : $A = k \cdot c$. Le point lu ici nous permet de trouver la constante de proportionnalité k :

$$k = \frac{A}{c} = \frac{1,7}{4,00 \times 10^{-3}} = 4,3 \times 10^2 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

6.7 Métallurgie du fer

a. Tableau récapitulatif de la transformation :

Équation		$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO} + 2\text{Fe}$			
État	Avanc. mt	Quantités de matière (mol)			
EI	0	0,5	1,7	0	0
Ec	x	$0,5 - x$	$1,7 - 3x$	$3x$	$2x$
EF	x_{max}	$0,5 - x_{\text{max}}$	$1,7 - 3x_{\text{max}}$	$3x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$

b. Pour déterminer l'avancement maximal, on écrit que les quantités finales de réactifs sont positives :

$$\begin{cases} 0,5 - x_{\text{max}} \geq 0 \\ 1,7 - 3x_{\text{max}} \geq 0 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x_{\text{max}} \leq 0,5 \\ x_{\text{max}} \leq 0,57 \end{cases}$$

$$\Rightarrow x_{\text{max}} = 0,5 \text{ mol}$$

c. Le réactif limitant est l'oxyde de fer (III) Fe_2O_3 .

6.8 N° 4 p. 94 – Coloration d'une solution

1. La seule espèce colorée est le diiode I_2 , qui octroie à la solution une teinte orangée. Cette espèce est un réactif, qui est consommé au cours de la réaction, donc la teinte de la solution s'atténue. Si le diiode est le réactif limitant, c'est-à-dire le réactif qui disparaît en premier, la solution peut même devenir incolore en fin de réaction.

2. La quantité de matière en ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est la même dans les deux cas proposés ; en revanche, la quantité de matière en ions diiode I_2 est plus importante pour le système 2 que pour le système 1. La coloration initiale du système 1 est donc plus importante, mais bien sûr cette lapalissade n'est pas la question.

Quel est le réactif limitant dans chacun des deux systèmes ? Système 1, en exprimant toutes les quantités de matière en millimoles (mmol) :

$$\begin{cases} 0,70 - 2x \geq 0 \\ 0,60 - x \geq 0 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x \leq 0,35 \text{ mmol} \\ x \leq 0,60 \text{ mmol} \end{cases}$$

donc les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ sont le réactif limitant. Système 2, en exprimant toutes les quantités de matière en millimoles (mmol) :

$$\begin{cases} 0,70 - 2x \geq 0 \\ 0,50 - x \geq 0 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x \leq 0,35 \text{ mmol} \\ x \leq 0,50 \text{ mmol} \end{cases}$$

donc les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ sont le réactif limitant. Puisque dans les deux cas, les ions thiosulfate sont le réactif limitant, et qu'ils sont en même quantité, il restera donc plus de diiode dans le système 1 que dans le 2 en fin de réaction.

6.9 L'ancêtre du flash

a. Quantité de matière de magnésium initiale :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,0}{24,3} = 82 \text{ mmol}$$

Tout le magnésium présent initialement est brûlé, car le dioxygène provenant de l'air est supposé être présent en large excès.

$$\Rightarrow n_{\text{Mg}} = 82 \text{ mmol}$$

b. On dresse un tableau d'avancement : voir ci-dessous ; On en déduit une consommation de $n_{\text{O}_2} = 41 \text{ mmol}$ en dioxygène et une production de $n_{\text{MgO}} = 82 \text{ mmol}$ d'oxyde de magnésium.

Équation		$2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$		
État	Avancement	Quantités de matière (mmol)		
EI	0	82	n	0
Ec	x	$82 - 2x$	$n - x$	$2x$
EF	$x_{\text{max}} = 41 \text{ mmol}$	0	$n - 41$	82

$$\begin{aligned} \text{c. } n_{\text{MgO}} &= \frac{m_{\text{MgO}}}{M_{\text{MgO}}} \\ &\Rightarrow m_{\text{MgO}} = n_{\text{MgO}} \times M_{\text{MgO}} \\ &\Rightarrow m_{\text{MgO}} = 82 \cdot 10^{-3} \times (24,3 + 16,0) = \boxed{3,3 \text{ g}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{d. } n_{\text{O}_2} &= \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} \\ &\Rightarrow V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \times V_m \\ &\Rightarrow V_{\text{O}_2} = 41 \cdot 10^{-3} \times 24,0 = \boxed{0,99 \text{ L}} \end{aligned}$$

6.10 N° 5 p. 95 – Acide chlorhydrique et Mg

- $\text{Mg}_{(s)} + 2\text{H}_{(aq)}^+ \rightarrow \text{Mg}_{(aq)}^{2+} + \text{H}_{2(g)}$
- Tableau d'évolution dans le cas général, c'est-à-dire avec des variables $n_i(\text{Mg})$ et $n_i(\text{H}^+)$ pour les quantités initiales de réactifs :

Équation					
		Mg	+	2H ⁺	→ Mg ²⁺ + H ₂
État	Av. mt	Quantités de matière (mol)			
EI	0	n _i (Mg)		n _i (H ⁺)	0 0
Ec	x	n _i (Mg) - x		n _i (H ⁺) - 2x	x x
EF	x _{max}	n _i (Mg) - x _{max}		n _i (H ⁺) - x _{max}	x _{max} x _{max}

3. a. Quantité initiale de magnésium :

$$n_i(\text{Mg}) = \frac{m}{M}$$

$$n_i(\text{Mg}) = \frac{1,0}{24,0} = 4,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{Mg}) = 42 \text{ mmol}$$

Quantité initiale d'ions hydrogène :

$$n_i(\text{H}^+) = c \cdot V$$

$$n_i(\text{H}^+) = 1,0 \times 50 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}^+) = 50 \text{ mmol}$$

b. Recherche du réactif limitant, toutes quantités de matière en millimole (mmol) :

$$\begin{cases} 42 - x \geq 0 \\ 50 - 2x \geq 0 \end{cases}$$

$$\begin{cases} x \leq 42 \text{ mmol} \\ x \leq 25 \text{ mmol} \end{cases}$$

donc $x_{\text{max}} = 25 \text{ mmol}$, et le réactif limitant est l'ion hydrogène H⁺.

c. Pour connaître l'état final, on complète la dernière ligne du tableau d'avancement, en remplaçant x_{max} par la valeur trouvée précédemment : voir en fin d'énoncé, toutes valeurs de quantités de matière en millimole (mmol).

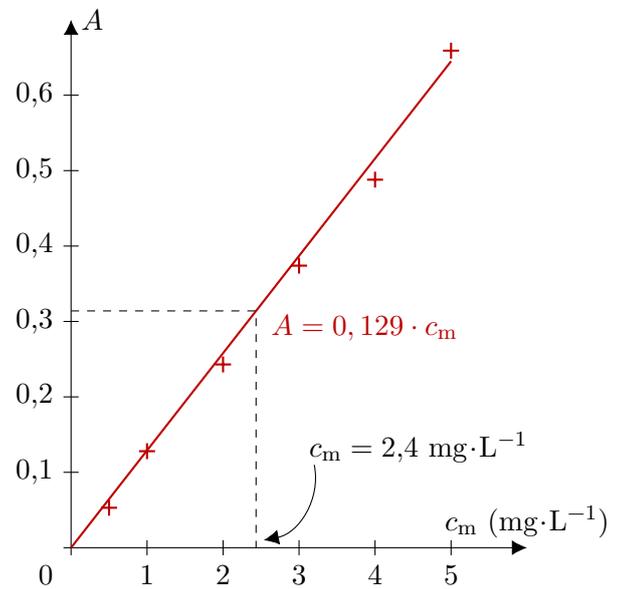
d. Volume de gaz dégagé lors de l'expérience :

$$V = n \cdot V_m = 25 \times 10^{-3} \times 24 = 0,60 \text{ L}$$

Équation					
		Mg	+	2H ⁺	→ Mg ²⁺ + H ₂
État	Av. mt	Quantités de matière (mol)			
EI	0	42		50	0 0
Ec	x	42 - x		50 - 2x	x x
EF	x _{max}	42 - 25 = 17		0	25 25

6.11 N° 15 p. 96 – Dosage du bleu de méthylène

- Pour réaliser des mesures avec précision, il faut se placer à la longueur d'onde à laquelle l'espèce absorbe au maximum, c'est-à-dire ici $\lambda_{\text{max}} = 650 \text{ nm}$.
- Graphique d'étalonnage, représentant l'absorbance en fonction de la concentration massique :



La régression linéaire donne $A = 0,129 \cdot c_m$ avec un coefficient de corrélation de $R^2 = 0,996$, ce qui est assez bon.

3.a. On effectue une lecture graphique sur la droite d'étalonnage précédente : $c_m = 2,4 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$.

3.b. $c_{\text{collyre}} = 100 \cdot c_m = 0,24 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

6.12 N° 20 p. 98 – Dosage d'un comprimé de fer

1.a. Il faut utiliser une verrerie de précision : une fiole jaugée de 50,0 mL, volume de la solution, et une pipette jaugée de 25,0 mL, pour la prise d'essai.

1.b. La solution mère est la solution S d'ions fer (II) Fe²⁺, et la solution fille est la solution n° 1 :

$$\begin{cases} c_m = 20,0 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \\ V_1 = 25,0 \text{ mL} \end{cases} \quad \text{et} \quad \begin{cases} c_1 = \text{inconnue} \\ V = 50,0 \text{ mL} \end{cases}$$

$$c_m \times V_1 = c_1 \times V \Leftrightarrow c_1 = \frac{c_m \times V_1}{V}$$

$$\Rightarrow c_1 = \frac{20,0 \times 10^{-3} \times 25,0}{50,0}$$

$$\Rightarrow c_1 = 10,0 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

1.c. Pour tracer le graphe de l'absorbance A en fonction de la concentration massique, il faut calculer les concentrations massiques c_2 à c_6 des autres solutions filles, en utilisant la même formule que précédemment :

$$c_2 = \frac{20,0 \times 10^{-3} \times 22,5}{50,0} = 9,00 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

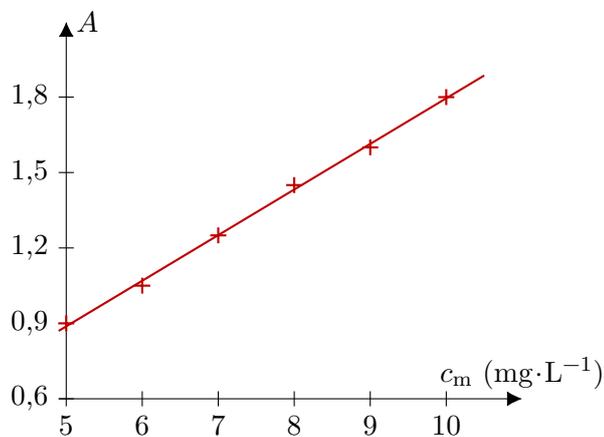
$$c_3 = \frac{20,0 \times 10^{-3} \times 20,0}{50,0} = 8,00 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c_4 = \frac{20,0 \times 10^{-3} \times 17,5}{50,0} = 7,00 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c_5 = \frac{20,0 \times 10^{-3} \times 15,0}{50,0} = 6,00 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$c_6 = \frac{20,0 \times 10^{-3} \times 12,5}{50,0} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Pour le graphe, on n'est pas obligé de faire figurer l'origine, mais c'est un point « sûr » : à concentration massique nulle, absorbance nulle !



La droite d'interpolation moyenne, trouvée par régression linéaire (mode statistique à deux variables de la calculatrice), et un coefficient de corrélation $R^2 = 0,999$, donc qui est très bon, pour une équation (linéaire) :

$$A = 0,180 \cdot c_m$$

en exprimant la concentration massique c_m en milligrammes par litre ($\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$), l'absorbance A étant sans unité.

- 2.a.** Concentration massique dans la solution testée au spectrophotomètre :

$$c'_m = \frac{A}{0,180} = \frac{1,35}{0,180} = 7,50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 2.b.** Le mélange de 5,00 mL de solution S_0 dans un volume total de 50,0 mL correspond à une dilution par 10 de S_0 . Donc :

$$c''_m = 10 \cdot c'_m = 75,0 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 2.c.** Masse d'ion fer (II) dans le comprimé, dissout dans une fiole jaugée de volume $V_0 = 1000 \text{ mL}$:

$$c''_m = \frac{m}{V_0} \Leftrightarrow m = c''_m \cdot V_0$$

$$\Rightarrow m = 75 \times 10^{-3} \times 1000 \times 10^{-3}$$

$$\Rightarrow m = 0,0750 \text{ g} = 75,0 \text{ mg}$$

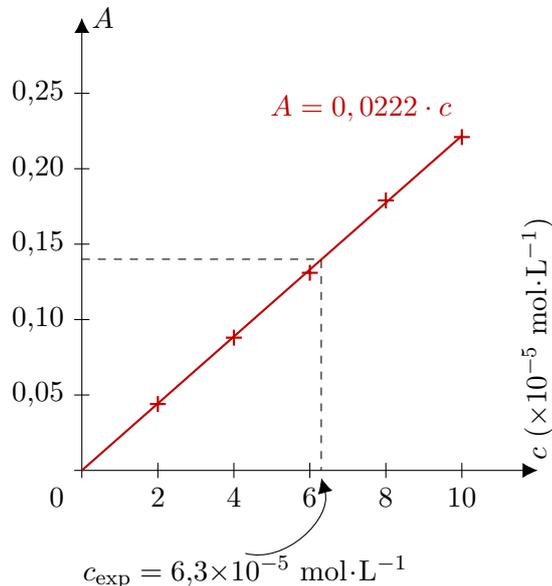
Écart relatif par rapport à la valeur indiquée sur la notice du comprimé :

$$\Delta\% = \frac{80,0 - 75,0}{80,0} = 6,25\%$$

L'écart est supérieur à 5 % donc non acceptable.

6.13 N° 19 p. 97 – Dosage de l'eau de Dakin

- 1.a.** Courbe représentant l'absorbance A en fonction de la concentration molaire c :



La régression linéaire donne une fonction linéaire $A = k \cdot c$ conformément à loi de Beer-Lambert, avec un coefficient de corrélation de 0,999, excellent.

- 1.b.** Il faut se placer à une longueur d'onde où l'espèce absorbe seule et où l'absorbance est maximale, donc ici à $\lambda_{\text{max}} = 530 \text{ nm}$.
- 1.c.** En ordonnée du maximum d'absorption du spectre d'absorption précédent, on effectue la lecture graphique $A_{\text{max}} = 2,5$. L'absorbance mesurée est plus forte, donc la solution de permanganate de potassium utilisée pour relever ce spectre est de plus forte concentration que les cinq solutions du tableau.
- 2.a.** On effectue une lecture graphique sur la droite d'étalonnage précédente :

$$c_{\text{exp}} = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 2.b.** Masse molaire du permanganate de potassium $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$:

$$M = 39 + 55 + 4 \times 16 = 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Quantité de permanganate de potassium dans la solution d'eau de Dakin :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,0010}{158} = 6,3 \times 10^{-6} \text{ g}$$

Concentration molaire en soluté apporté :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{6,3 \times 10^{-6}}{100 \times 10^{-3}} = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

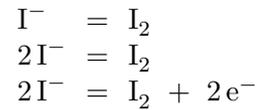
Différence en pourcentage entre la valeur expérimentale c_{exp} et la valeur calculée à partir des indications de l'étiquette c :

$$\Delta\% = \frac{c_{\text{exp}} - c}{c} = \frac{6,3 - 6,3}{6,3} = 0\%$$

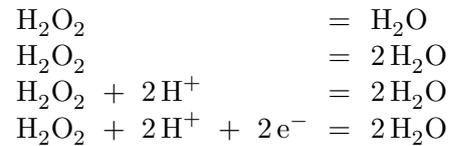
Il y a accord parfait avec l'indication de l'étiquette.

6.14 N° 21 p. 98 – Suivi cinétique

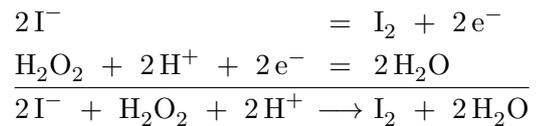
- 1.a.** Sur le spectre d'absorbance donné, on constate une absorption maximale pour $\lambda_{\text{max}} = 430 \text{ nm}$, c'est-à-dire dans le violet. La couleur complémentaire est l'orange. La solution aqueuse de diiode est donc orangée.
- 1.b.** Pour obtenir le maximum de précision lors des mesures au spectrophotomètre, il faut mesurer une absorbance maximale, donc à $\lambda_{\text{max}} = 430 \text{ nm}$.
- 2.a.** Afin de déterminer si le mélange est stoechiométrique, il faut trouver l'équation-bilan de la réaction. Les réactifs sont l'iodure de potassium $\text{K}^+ + \text{I}^-$, les ions hydrogène H^+ apportés par l'acide sulfurique $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$, et l'eau oxygénée (ou peroxyde d'hydrogène) H_2O_2 .
Le produit identifié par son absorbance au spectrophotomètre est le diiode I_2 .
Les couples d'oxydoréduction en jeu (voir chapitre 23, car il s'agit d'un exercice de niveau Terminale S) sont le couple diiode/ion iodure (I_2/I^-) :



et le couple peroxyde d'hydrogène/eau ($\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$) :



On ajoute les deux demi-équations, de façon à éliminer les électrons :



Afin de dresser le tableau d'avancement de la réaction, on calcule les quantités initiales de chaque réactif. Pour les ions iodure :

$$n_1 = c_1 \cdot V_1 = 0,10 \times 20,0 = 2,0 \text{ mmol}$$

Pour l'eau oxygénée :

$$n_2 = c_2 \cdot V_2 = 0,10 \times 2,0 = 0,20 \text{ mmol}$$

Tableau d'avancement, en millimoles (mmol) :

	2I^-	+	H_2O_2	+	2H^+	\longrightarrow	I_2	+	$2\text{H}_2\text{O}$
EI	2,0		0,20				0		Excès
Ec	$2,0 - 2x$		$0,20 - x$				x		Excès
EF	$2,0 - 2x_{\text{max}}$		$0,20 - x_{\text{max}}$				x_{max}		Excès
	$= 1,6$		$= 0$				$= 0,20$		Excès

- 2.a.** (suite) On constate que le mélange n'est pas stoechiométrique. Trouvons le réactif limitant :

$$\begin{cases} 2,0 - 2x_{\text{max}} \geq 0 \\ 0,20 - x_{\text{max}} \geq 0 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} x_{\text{max}} \leq 1,0 \text{ mmol} \\ x_{\text{max}} \leq 0,20 \text{ mmol} \end{cases}$$

Le réactif limitant est donc l'eau oxygénée H_2O_2 , et $x_{\text{max}} = 0,20 \text{ mmol}$. On utilise cette valeur pour rajouter une ligne en fin de tableau d'avancement, avec les quantités finales des réactifs et des produits.

- 2.b.** Le tableau descriptif de l'évolution du système, ou tableau d'avancement, a été dressé précédemment.
- 2.c.** La quantité de diiode I_2 est égale à x à tout instant ; le volume total de la solution est $V = V_1 + V_2 + V_3$, donc la concentration en diiode est $c(\text{I}_2) = x/(V_1 + V_2 + V_3)$.

- 2.d.** L'avancement maximal a été déterminé précédemment. La valeur théorique maximale de la concentration en diiode vaut :

$$c(\text{I}_2)_{\text{th}} = \frac{x_{\text{max}}}{V_1 + V_2 + V_3}$$

$$c(\text{I}_2)_{\text{th}} = \frac{0,20}{20,0 + 2,0 + 8,0}$$

$$c(\text{I}_2)_{\text{th}} = 6,7 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- 3.** On effectue une lecture graphique au temps $t = 300 \text{ s}$: $x_{\text{lu}} = 0,94 \times 10^{-4} \text{ mol} = 0,094 \text{ mmol}$ (et l'on remarque que la courbe atteint bien une asymptote horizontale à $x_{\infty} = 0,20 \text{ mmol}$).

5 Comment suivre l'évolution d'un système chimique ?

Doc. 1 – Matériel et produits disponibles

On considère le matériel suivant :

- Solution 1 : une solution de diiode $I_{2(aq)}$, de concentration $c_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Cette solution a une teinte orangée.
- Solution 2 : une solution de thiosulfate de sodium $2Na_{(aq)}^+ + S_2O_{3(aq)}^{2-}$, de concentration $c_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Deux éprouvettes graduées de 50 mL ;
- Deux béchers de 150 mL, dans lesquels on verse respectivement :
 - Bécher 1 : 10 mL de solution 1 ;
 - Bécher 2 : 40 mL de solution 2.
- Un agitateur magnétique et un barreau aimanté.

Doc. 2 – L'expérience proposée

On se propose de verser le bécher 1 dans le bécher 2, d'agiter et d'observer.



FIG. 1 – Le contenu du bécher 1 est versé dans le bécher 2.

Doc. 3 – La réaction chimique

Lorsque l'on met en contact du diiode I_2 avec des ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$, ils réagissent spontanément entre eux, pour former des ions iodure I^- et des ions tétrathionate $S_4O_6^{2-}$.

On remarquera au passage que les ions sodium Na^+ sont des ions *spectateurs*.

Doc. 4 – La notion d'avancement

L'avancement d'une réaction, noté x , est une grandeur exprimée en mole (symbole mol) qui permet de décrire l'évolution d'un système chimique.

1. Dans l'état initial, lorsque les réactifs sont mélangés, mais avant que la réaction ne débute, l'avancement est nul : $x = 0 \text{ mol}$;
2. Lorsque le système évolue, la valeur de l'avancement x augmente.
Lors de l'évolution du système, les réactifs disparaissent, leurs quantités diminuent, les produits apparaissent, leurs quantités augmentent ;
3. Lorsque l'évolution cesse, l'avancement atteint sa valeur maximale notée x_{\max} .

Doc. 5 – Le tableau d'avancement

Le tableau d'avancement décrit l'évolution des quantités de matière d'un système chimique de l'état initial à l'état final, en fonction de l'avancement x de la réaction.

Les nombres placés devant l'avancement x sont égaux aux nombres stoechiométriques de l'équation. Ils sont précédés d'un signe « - » pour les réactifs et d'un signe « + » pour les produits.

Doc. 6 – L'avancement maximal

L'avancement maximal x_{\max} est la plus petite valeur de l'avancement qui annule la quantité d'un réactif.

Ce réactif est appelé réactif limitant. Il est complètement consommé en fin de réaction.

L'avancement maximal x_{\max} permet de réaliser un bilan de matière, c'est-à-dire de calculer les quantités de toutes les espèces présentes dans le système à l'état final.

Doc. 7 – La notion de mélange stoechiométrique

Un mélange initial est stoechiométrique si les quantités initiales des réactifs sont dans les proportions des nombres stoechiométriques de ces réactifs.

Dans l'état final, les quantités des réactifs sont alors nulles.

Analyse des documents

a. Pourquoi peut-on affirmer qu'une réaction chimique a lieu ?

b. Écrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.

c. Calculez les quantités de diiode I_2 et d'ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$.

d. Dressez le tableau d'avancement.

e. Trouvez la valeur de l'avancement maximal x_{\max} et en déduire la nature du réactif limitant.

f. Calculez les quantités finales des réactifs et des produits lorsque la réaction est terminée.

Compétences exigibles

- Établir la représentation de Lewis d'une molécule.

- Prévoir la géométrie d'une molécule simple à partir de sa représentation de Lewis.

1 De l'atome à la molécule (rappels)

1.1 Les électrons de valence

Les électrons de la couche **externe** d'un atome sont appelés

- a. Dénombrer les électrons de valence des atomes d'hydrogène, de carbone, d'azote et d'oxygène.

.....
.....
.....
.....
.....

1.2 Doublets liants et non liants

- Une liaison entre deux atomes est assurée par la mise en commun de deux des atomes.
- La liaison est symbolisée par un représentant le doublet d'électrons, et appelé doublet
- Les électrons non engagés dans des liaisons covalentes sont regroupés en doublets -
- Le résultat est la formule de Lewis, une représentation des qui constituent la molécule et de ses regroupés en doublets, représentés par des tirets.

- b. Représenter les étapes successives de la construction de la formule de Lewis de la molécule d'eau.

.....
.....

Certains atomes sont liés entre eux par plusieurs doublets liants : il s'agit alors de liaisons covalentes ou

- c. Représenter les étapes successives de la construction de la formule de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone CO₂.

.....
.....

La formule de Lewis fait apparaître les doublets et
.....

1.3 Retour sur les règles du duet et de l'octet

En observant plusieurs formules de Lewis, on constate qu'à l'exception de l'hydrogène, les atomes sont toujours entourés de doublets.

Les atomes des périodes 2 et 3 du tableau périodique (lignes 2 et 3) sont entourés de doublets d'électrons. C'est la règle de l'.....

Seuls l'hydrogène, l'hélium et le lithium s'entourent d'..... doublet. C'est la règle du

1.4 Formules brute, semi-développée et de Lewis

Brute Les atomes sont affublés d'un indice indiquant leur nombre dans la molécule.

Exemple : Saccharose :

Semi-développée Les atomes d'hydrogène sont regroupés sur le carbone ou sur l'atome qui les portent.

Exemple : Propan-2-ol :

De Lewis Toutes les liaisons et tous les doublets non-liants sont indiqués. Il faut donc savoir *par cœur* le nombre de liaisons et le nombre de doublets non-liants portés par chaque atome.

Exemple : Propan-2-ol :

1.5 Les liaisons entre atomes sont le résultat de leurs structures électroniques

Le tableau périodique est construit par numéro atomique Z croissant ; chaque ligne correspond au remplissage progressif d'une couche électronique externe. Cette couche externe est appelée *couche de valence*.

Certains atomes vont former des liaisons *covalentes*, c'est-à-dire qu'ils vont mettre en commun leurs électrons de valence afin de respecter le duet ou l'octet (le fait d'avoir deux ou huit électrons dans la couche externe, ce qui assure stabilité).

Le mieux est d'apprendre par cœur le nombre de liaison(s) que chacun des atomes ci-dessus peut former.

2 Géométrie des molécules

2.1 Principe général

Les doublets liants ou non liants d'un atome s'orientent autour de celui-ci de façon à s'..... le plus possible les uns des autres. On parle de « répulsion maximale des doublets ».

2.2 La représentation de Cram permet des représentations en trois dimensions

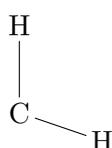
La feuille de papier est un espace à dimensions.

Pour représenter les objets que sont les molécules sur une feuille de papier, on peut utiliser la représentation de Cram. Cette représentation donne une indication sur l'organisation spatiale d'une molécule, à partir des conventions de dessin suivantes :

A — A	A ◀ A	A A
Liaison entre deux atomes	liaison entre un atome dans le plan et un atome	liaison entre un atome dans le plan et un atome
..... de la feuille de la feuille de la feuille

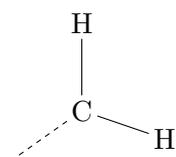
Pour construire la formule de Cram d'une molécule simple comme le méthane CH₄ par exemple, on peut procéder par étapes :

- Commencer par repérer atomes, les placer dans le plan de la feuille. Dessiner ces trois atomes en essayant de respecter l'angle de 109° (donc ni 90° ni 120°) :

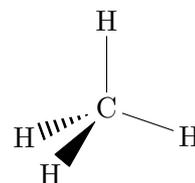


Remarquer alors que les deux atomes restants sont soit en avant du plan, soit en arrière.

- Repérer mentalement la de l'angle complémentaire entre ces deux liaisons, ici mis en évidence par un pointillé :



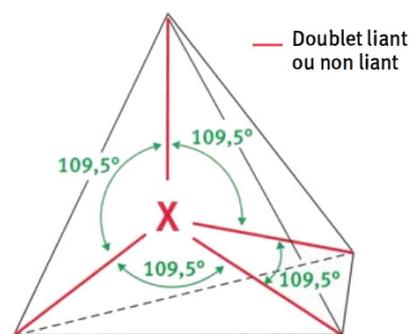
- Observer le modèle moléculaire un peu par au dessus : les deux atomes à l'avant et à l'arrière ne se cachent plus mutuellement, et se placent de part et d'autre de la médiatrice précédente :



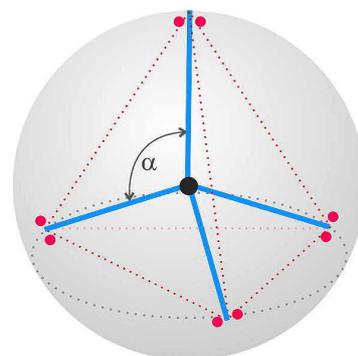
Les deux « » et doivent être à égal écart angulaire *apparent* des deux autres atomes d'hydrogène.

2.3 Géométrie tétraédrique

Lorsque l'atome central porte quatre doublets, la molécule adopte une géométrie L'atome central est au centre d'un tétraèdre, et les quatre doublets sont dirigés vers les sommets.



Les angles entre les liaisons sont alors (en théorie) de

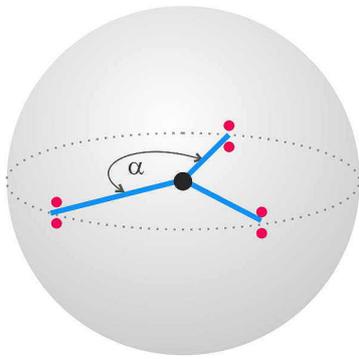


Une telle géométrie tétraédrique est adoptée par le carbone, l'azote ou l'oxygène, quand ils ne sont impliqués que dans des liaisons

2.4 Géométrie triangulaire

Lorsque l'atome central porte quatre doublets dont deux sont regroupés dans une liaison , la molécule adopte une géométrie L'atome central est au centre d'un triangle.

Les angles entre les liaisons sont alors (en théorie) de Les doublets se répartissent dans un



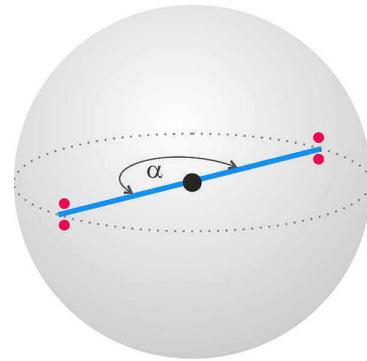
Une telle géométrie triangulaire est adoptée par le carbone, l'azote ou l'oxygène, quand ils sont impliqués dans une liaison

2.5 Géométrie linéaire

Lorsque l'atome central porte quatre doublets dont trois sont regroupés dans une liaison, la molécule adopte une géométrie

L'atome central est au centre d'un segment de droite.

Les angles entre les liaisons sont alors (en théorie) de Les doublets se répartissent dans un



Une telle géométrie triangulaire est adoptée par le carbone ou l'azote, quand ils sont impliqués dans une liaison

Formule de Lewis	Répartition des doublets	Représentation de Cram	Modèle moléculaire	Géométrie de la molécule
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4 doublets liants, dirigés vers les sommets d'un tétraèdre	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		
$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	4 doublets liants et 1 doublet non liant, dirigés vers les sommets d'un tétraèdre	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{N} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		
$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	4 doublets liants et 2 doublets non liants, dirigés vers les sommets d'un tétraèdre	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \end{array}$ $\text{H}-\text{O}-\text{H}$		

Géométries

Formule de Lewis	Répartition des doublets	Représentation de Cram	Modèle moléculaire	Géométrie de la molécule
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H} \end{array}$	4 doublets liants et 2 doublets non liants, répartis dans un plan	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \backslash \quad / \\ \text{C}=\text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		

Géométrie

Formule de Lewis	Répartition des doublets	Représentation de Cram	Modèle moléculaire	Géométrie de la molécule
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	4 doublets liants et 2 doublets non liants, répartis linéairement	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$		

Géométrie

Compétences exigibles

• Formules topologiques.

• Prévoir ou reconnaître l'isométrie spatiale Z/E.

Chapitre 7 – Géométrie des molécules et vision

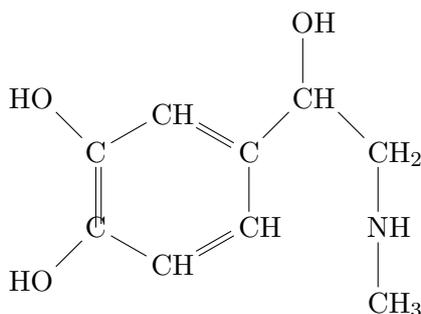
(corresponds au chapitre 1-7 du livre)

1 Quelles sont les différentes formules des molécules (suite et fin) ?

1.1 Représentation topologique

Dans la représentation topologique, les atomes de carbone et les atomes d'hydrogène qui leur sont liés, ainsi que les liaisons C—H, ne sont pas représentés.

L'adrénaline : dessiner sa formule topologique.



2 Que représentent les modèles moléculaires ?

Les **modèles moléculaires** permettent de modéliser les molécules afin de visualiser l'arrangement à des atomes qui les constituent.

Ce sont des représentations fondées sur un code de couleurs et de formes. Les atomes sont représentés par des sphères colorées :

Carbone	Hydrogène	Oxygène	Azote	Fluor	Chlore
					

2.1 Modèles moléculaires éclatés

Dans les **modèles moléculaires éclatés**, les liaisons chimiques sont matérialisées par des bâtonnets.

Exemple Modèle moléculaire éclaté du chloral.

Cela permet de bien visualiser la structure de la molécule, les liaisons chimiques, et surtout l'orientation dans l'espace de ces liaisons.



2.2 Modèles moléculaires compacts

Dans les **modèles moléculaires compacts**, les liaisons chimiques n'apparaissent pas et les proportions sont mieux respectées.

Exemple Modèle moléculaire compact du chloral.

Les sphères colorées représentent le volume total du cortège électronique des atomes ; les modèles compacts sont donc plus proches de la réalité et rendent compte correcte-

ment d'encombrement des atomes dans l'espace.



2.3 Inventaire

- Vous disposez d'une boîte de modèles moléculaires. Effectuez l'inventaire des modèles d'atome à votre disposition, en notant pour chacun d'eux le nom et le symbole de l'atome modélisé, la couleur, le nombre de liaisons, leur type (simple, double ou triple), leur géométrie (linéaire, trigonal, tétraédrique) et l'angle entre les liaisons (180° , 120° ou 109°).

2.4 Construction de modèles

- Former les modèles moléculaires molécules suivantes :
 - **molécules simples** :
eau H_2O ,
ammoniac NH_3 ,
méthanal $\text{CH}_2=\text{O}$;
 - **alcane**s :
méthane CH_4 , à conserver ;
éthane C_2H_6 ;

- **alcènes** :
éthène $\text{CH}_2=\text{CH}_2$;
propène $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$;
but-1ène $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$;
but-2-ène $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$, en double exemplaire ;
- **alcène chloré** :
1,2-dichloroéthène $\text{Cl}-\text{CH}=\text{CH}-\text{Cl}$, en double exemplaire, à conserver.

- a. Pour chaque modèle construit,
- comparer avec le modèle compact monté par le professeur ;
 - donner sa représentation de Lewis ;
 - expliquer la géométrie de l'atome central par la théorie VSEPR.

2.5 L'isomérisation Z/E

- b. Déterminer les formules brutes des deux formes du 1,2-dichloroéthène. Comment peut-on qualifier ces deux molécules ?

3 Vision et isomérisation Z/E

La rhodopsine est formée par l'association d'une protéine, l'opsine, et d'un aldéhyde, le rétinol. La chaîne latérale de ce dernier présente quatre doubles liaisons $\text{C}=\text{C}$.

Quand la rhodopsine absorbe un photon, le rétinol « 11-Z » subit une isomérisation (photo-isomérisation) et forme le rétinol « tout E ».

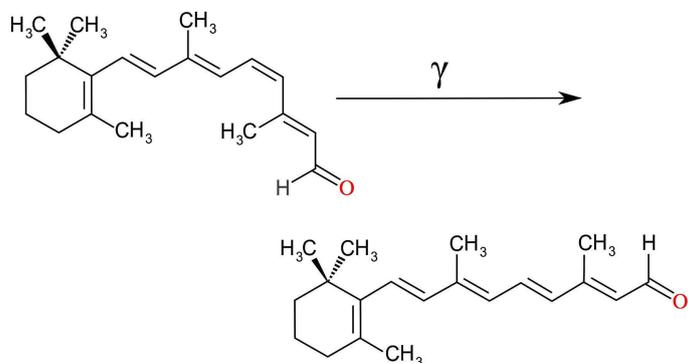


FIG. 1 – Photoisomérisation du rétinol 11-Z en tout E.

- c. Surligner en couleur la double liaison $\text{C}=\text{C}$ responsable du passage d'une isomérisation Z à une isomérisation E.

Le rétinol « tout E » se détache alors de la protéine : c'est ce processus qui déclenche le signal nerveux. Cette

réaction est rapide !

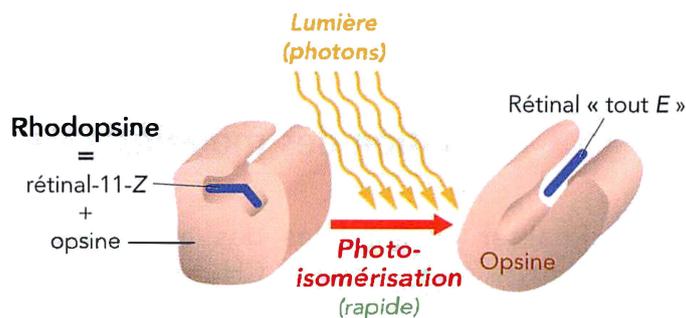


FIG. 2 – Rétinol tout E qui se détache de l'opsine.

Le rétinol « tout E » subit, à l'obscurité, une isomérisation enzymatique en rétinol-11-Z. Cette réaction est plus lente. Une fois à nouveau sous forme 11-Z, le rétinol peut retourner se fixer sur l'opsine.

- d. Expliquez pourquoi seule la forme 11-Z du rétinol peut s'accrocher sur l'opsine.
- e. Sous quelle forme l'énergie nécessaire à la réaction est-elle apportée ? Justifier le nom de réaction photochimique. Justifier aussi le nom de réaction d'isomérisation.

4 Généralisation : l'isomérisation Z/E

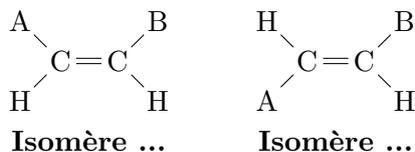
4.1 Définition

Les modèles moléculaires du but-2-ène C_4H_8 , de formule semi-développée $CH_3-CH=CH-CH_3$, montrent que cette molécule peut exister sous deux formes

Ces molécules diffèrent par la position des deux atomes d'hydrogène par rapport à l'axe de la double liaison $C=C$. Les atomes d'hydrogène se situent soit du de la liaison $C=C$, soit de de cette liaison.

En effet, la libre rotation autour de la double liaison $C=C$ n'est pas possible.

L'absence de rotation possible autour d'une double liaison $C=C$ est cause de l'..... Lorsque, de part et d'autre de la double liaison d'un composé $CHA=CHB$, les groupements A et B ne sont pas des atomes d'hydrogène H, il existe deux isomères appelés Z et E :



- dans l'isomérisation Z, les deux atomes d'hydrogène se trouvent du même côté de la double liaison ;
- dans l'isomérisation E, ils se trouvent de part et d'autre.

4.2 Passage d'un isomère à l'autre

Pour passer d'un isomère à l'autre, il faut la double liaison. Cela demande de l'énergie.

Une radiation électromagnétique d'énergie convenable peut permettre à la rotation de se produire.

En soumettant un isomère Z (respectivement E) à des UVs, il est parfois possible de la double liaison et d'obtenir l'isomère E (respectivement Z). C'est une

4.3 Exercices du chapitre 7

Représentation de Lewis

- 7.1 N° 5 p. 109 – Molécule antiseptique
- 7.2 N° 6 p. 109 – Les molécules dans l'air
- 7.3 N° 8 p. 109 – Multiplions les liaisons !

La géométrie des molécules

- 7.4 N° 13 p. 110 – Du vin au vin « aigre »

L'isomérisation Z/E

- 7.5 N° 15 p. 111 – Traque des Z et des E
- 7.6 N° 18 p. 111 – Les amours du bombyx
- 7.7 N° 23 p. 111 – Hydrocarbures à 4C

Compétences exigibles

- Reconnaître une molécule organique ;

- Les doubles liaisons conjuguées comme origine de la couleur des molécules organiques.

Chapitre 8 – Molécules organiques et couleur (début)

1 De quoi sont formées les molécules organiques colorées ?

1.1 Les molécules organiques

Lorsque les molécules contiennent essentiellement des atomes de carbone C et d'hydrogène H, on dit qu'il s'agit de molécules

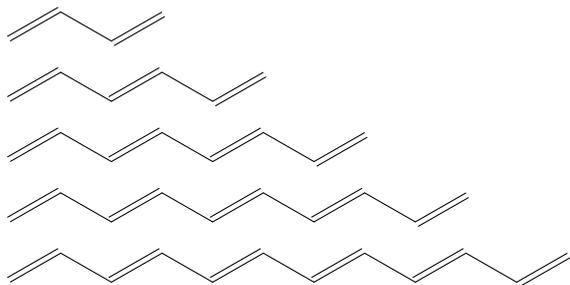
Ces molécules ne sont pas forcément « colorées » ! Pour obtenir une matière colorée, il faut une ou plusieurs dans le domaine

La couleur perçue correspond alors à la couleur de la (ou des) radiation(s) absorbée(s).

1.2 Doubles liaisons conjuguées

Définition : deux liaisons doubles C=C sont conjuguées lorsqu'elles sont exactement séparées par une liaison simple C—C.

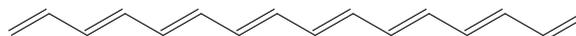
On repère plus facilement les liaisons doubles conjuguées lorsque l'on utilise la représentation



Remarque : le décompte des doubles liaisons conjuguées ne se limite pas aux molécules linéaires. Les molécules peuvent aussi être ramifiées ou cycliques.

Les molécules organiques possédant entre une et six doubles liaisons conjuguées, incolores, absorbent des rayonnements dans le domaine de l'..... ($\lambda < 400$ nm).

Certaines espèces, telles que des ions dissous (ion permanganate MnO_4^- , ion cuivre (II) Cu^{2+} , etc.) ou des molécules (I_2 , O_3 , etc.), absorbent également des rayonnements dans le domaine UV-visible.



Les molécules organiques possédant au moins sept doubles liaisons conjuguées sont des espèces de la matière colorée, car elles absorbent des rayonnements dans le domaine du (λ compris entre 400 nm et 800 nm environ).

Dès qu'une molécule contient suffisamment de doubles liaisons l'absorption tombe dans le domaine visible, et l'espèce est donc colorée.

Lorsque le nombre de liaisons multiples conjuguées augmente dans une molécule, λ_{max} augmente (le spectre se déplace vers le), ainsi que l'intensité de la bande.

La longueur d'onde de la lumière absorbée lorsque le nombre de doubles liaisons conjuguées dans la molécule augmente.

1.3 (Modeste) explication physique

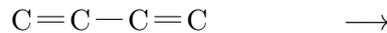
Nous avons vu au chapitre 4 que les composants la lumière peuvent être absorbés ou émis par un atome, et que ces absorptions ou émissions s'expliquent par l'..... ou la des électrons, qui peuvent changer de couche électronique. Lorsque les électrons changent ainsi d'....., on dit aussi qu'ils changent d'*orbitale atomique*.

Expérimentalement, on a constaté des raies d'..... ou d'....., raies caractéristiques.

Lorsque l'atome est lié à d'autres atomes pour former une, les électrons se retrouvent dans des orbitales *moléculaires* dans lesquelles les possibilités de changement d'énergie sont démultipliées. Du coup, au lieu d'obtenir des, on obtient des

Ces bandes d'absorption sont mises en évidence par et elles sont caractéristiques des molécules (quoique plus difficile à interpréter directement que les spectres de raies).

En particulier, si la molécule comporte des doubles liaisons conjuguées $C=C-C=C$, cela correspond à des *sites* riches en électrons et à des groupes de liaisons sur lesquelles les électrons des liaisons peuvent se afin de se répartir uniformément sur toutes les liaisons :



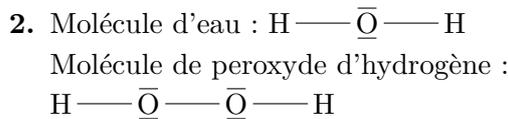
Ainsi délocalisés, les électrons sont plus aptes à interagir avec la lumière, et donc à provoquer des absorptions dans le domaine (cqfd).

Correction des exercices du chapitre 7 (début)

Représentation de Lewis

7.1 N° 5 p. 109 – Molécule antiseptique

1. La structure électronique de l'hydrogène est $(K)^1$. Afin d'atteindre un duet d'électrons, il réalise une liaison. La structure électronique de l'oxygène est $(K)^2(L)^6$. Afin d'atteindre un octet d'électrons, il réalise deux liaisons.

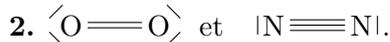


7.2 N° 6 p. 109 – Les molécules dans l'air

1. a. La structure électronique de l'azote est $(K)^2(L)^5$. Afin d'atteindre un octet d'électrons, il réalise trois liaisons.

La structure électronique de l'oxygène est $(K)^2(L)^6$. Afin d'atteindre un octet d'électrons, il réalise deux liaisons.

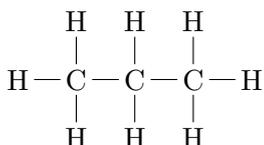
b. L'azote a un doublet non liant. L'oxygène en porte deux.



7.3 N° 8 p. 109 – Multiplions les liaisons !

1. La structure électronique de l'hydrogène est $(K)^1$. Afin d'atteindre un duet d'électrons, il réalise une liaison. La structure électronique du carbone est $(K)^2(L)^4$. Afin d'atteindre un octet d'électrons, il réalise quatre liaisons.

2. Les trois premiers alcanes :



3. Les deux premiers alcènes :



4. Les deux premiers alcynes :



5. Les alcanes ne contiennent que des liaisons simples carbone-carbone. On dit qu'ils sont *saturés*.

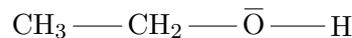
Les alcènes contiennent au moins une liaison double carbone-carbone. On parle d'une *insaturation*.

Les alcynes contiennent au moins une liaison triple carbone-carbone.

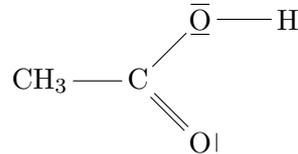
La géométrie des molécules

7.4 N° 13 p. 110 – Du vin au vin « aigre »

1. Formule de Lewis de l'éthanol :



Formule de Lewis de l'acide éthanoïque :



2. L'oxygène formant des liaisons simples est entouré de quatre doublets, deux liants et deux non-liants. Ces doublets adoptent une géométrie tétraédrique, qui minimise leurs répulsions électrostatiques. Les trois atomes liés sont dans un plan. L'angle entre les deux liaisons est en théorie de 109° , mais en pratique de 105° , la répulsion électrostatique due aux doublets non liants étant plus forte que celle due aux doublets liants. Entre les trois atomes, on parle d'une géométrie coudée.

3. L'oxygène formant une liaison double est entouré de deux doublets non liants et de deux doublets regroupés dans la liaison double. Ces doublets adoptent une géométrie trigonale, qui minimise leurs répulsions électrostatiques. Les deux atomes liés sont sur un segment. L'angle entre doublets est en théorie de 120° .

Compétences exigibles

- Les indicateurs colorés.

Attention ! Les points suivants sont les prérequis !

- pH.
- La couleur des molécules peut dépendre de paramètres tels que l'acidité, l'humidité ou la température.

Chapitre 8 – Molécules organiques et couleur

1 Les indicateurs colorés acido-basiques

1.1 Définition

Les indicateurs colorés acido-basiques sont constitués par des molécules dont la teinte en solution dépend du pH.

Un indicateur coloré acido-basique doit être ajouté en quantité minime

(deux ou trois gouttes!) afin de ne pas perturber le milieu réactionnel.

Exemple : le jus de framboise, rouge en milieu acide et vert en milieu basique, peut être utilisé comme indicateur coloré. Ce changement de teinte est dû à la présence de cyanidine.



1.2 Quelques indicateurs courants

Voici quelques exemples d'indicateurs colorés acido-basiques courants :

Indicateurs	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	jaune	3,1 → 4,4	rouge
Rouge de méthyle	jaune	4,2 → 6,2	rouge
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 → 7,6	bleu
Phénolphaléine	incolore	8,2 → 10,0	rose

2 Étude expérimentale

On considère le bleu de bromothymol (BBT), un indicateur coloré acido-basique.

2.1 Mode opératoire

On va préparer 16 solutions de même volume, mais de pH différents. Dans chaque, on va mettre la même quantité de bleu de bromothymol. On va alors mesurer le pH et l'absorbance A de chaque solution.

- Dans des béchers, numérotés de 1 à 16, verser à la pipette jaugée 20,0 mL d'une solution S constituée d'un mélange de plusieurs acides (12,5 mL d'acide phosphorique à 1,0 mol/L + 12,5 mL d'acide éthanoïque à 1,0 mol/L + 12,5 mL d'acide borique à 1,0 mol/L, complété à 1,0 L d'eau distillée).

Se répartir le travail sur les 8 ou 9 groupes !

- Ajouter à la burette le volume V de solution de soude à 0,10 mol/L tel qu'indiqué dans le tableau et agiter.

N°	1	2	3	4	5	6
V (mL)	12,5	11,9	11,3	10,6	10,0	9,4
N°	7	8	9	10	11	12
V (mL)	8,8	8,1	7,5	6,9	6,3	5,6
N°	13	14	15	16		
V (mL)	5,0	4,4	3,8	3,1		

- Prélever à la pipette jaugée 10,0 mL de chaque mélange obtenu. Bien sécher la pipette préalablement rincée à l'eau distillée, entre chaque prélèvement. Verser chaque prélèvement dans un bécher propre et sec. Rincer les autres béchers.
- Ajouter 5 gouttes de solution de bleu de bromothymol, puis agiter le mélange (barreau aimanté dans chaque prélèvement + agitateur magnétique).
- Évaluer le pH des solutions (baguette de verre + papier pH + coupelle en porcelaine).

- Effectuer le réglage du zéro de l'absorbance du spectrophotomètre, pour la radiation $\lambda_B = 620$ nm.
- Transvaser quelques millilitres de chaque solution dans une cuve à spectrophotométrie. Mesurer leurs absorbances A , pour la radiation $\lambda_B = 620$ nm. Regrouper les résultats dans un tableau sur le modèle suivant :

N°	1	2	3	15	16
pH								
A								

2.2 Spectres d'absorption

- Tracer les spectres d'absorption des solutions n° 1 et n° 16, ainsi que d'un autre échantillon à choisir librement, dont on notera le numéro.

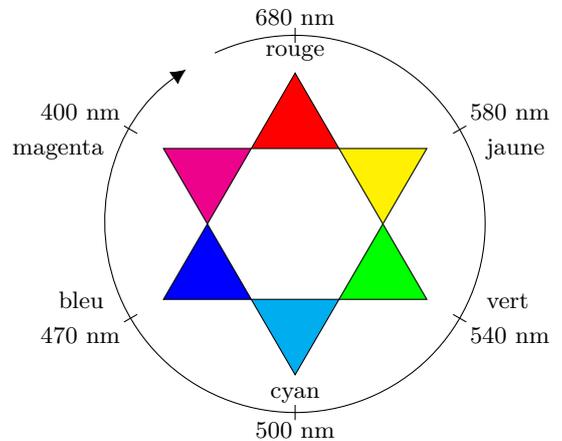
2.3 Exploitation

- a. Expliquer à l'aide des spectres la couleur des solutions n° 1 et n° 16.

b. Pourquoi avoir fait le choix de $\lambda_B = 620$ nm pour les mesures d'absorbance des solutions ?

c. À cette longueur d'onde, donner l'expression de l'absorbance A en fonction de la concentration c de la forme basique de l'indicateur.

Donnée : Étoile chromatique :



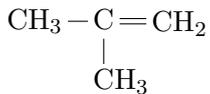
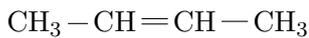
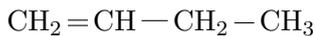
Correction des exercices du chapitre 7 (fin)

7.5 N° 15 p. 111 – Traque des Z et des E

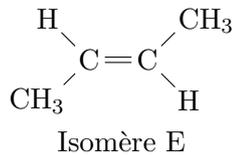
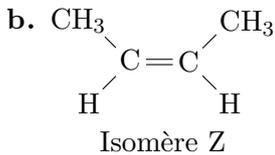
- (a) Z; (b) E; (c) E; (d) Z puis E.

7.7 N° 23 p. 111 – Hydrocarbures à 4C

- Il s'agit des isomères.
- 4 liaisons covalentes pour le carbone, 1 pour l'hydrogène.
- Trois isomères :

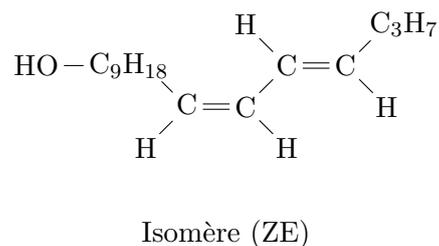
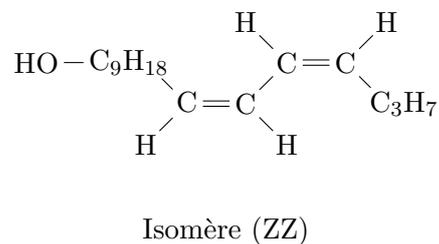
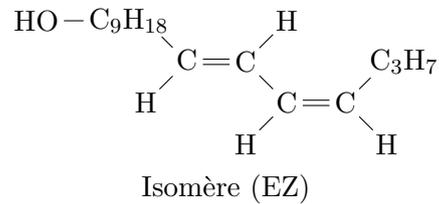
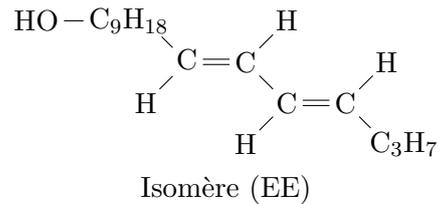


- a. La deuxième molécule présente l'isomérisation Z/E.



7.6 N° 18 p. 111 – Les amours du bombyx

- La molécule peut présenter l'isomérisation Z/E autour des deux doubles liaisons.
- 4 isomères Z/E différents :



Compétences exigibles

- Reconnaître une molécule organique ;
- Les doubles liaisons conjuguées comme origine de la couleur des molécules organiques ;

- Les groupes chromophores ;
- Les groupes auxochromes ;
- Les groupes caractéristiques et les familles chimiques.

Chapitre 8 – Molécules organiques et couleur (fin)

1 De quoi sont formées les molécules organiques colorées ? (fin)

1.4 Généralisation : groupes chromophores

Dans une molécule organique colorée, les groupes responsables de la couleur sont appelés

Du grec *chroma*, la couleur, et *phorós*, porteur.

Exemples de groupes chromophores :

- les doubles liaisons conjuguées $C=C-C=C$
- les doubles liaisons carbone-azote $C=N$
- les doubles liaisons carbone-oxygène conjuguées avec des doubles liaisons carbone-carbone $C=C-C=O$
- *et cetera*.

1.5 Particularité : groupes auxochromes

En rajoutant un ou plusieurs groupes d'atomes, on peut modifier la longueur d'onde d'absorption λ_{max} . En raison de cela, ces groupes rajoutées à une molécule organique colorée sont appelés

Du grec *aúxô*, augmenter, et *chroma*, la couleur.

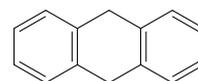
En particulier, les *auxochromes* peuvent être positionné « sur » un *chromophore* afin de changer « sa » couleur.

Dans une molécule organique colorée, les groupes auxochromes l'action des groupes chromophores.

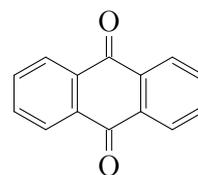
Exemples de groupes auxochromes :

- amine — NH_2
- hydroxyle — OH
- oxygène lié à un méthyle — $O-CH_3$
- brome — Br

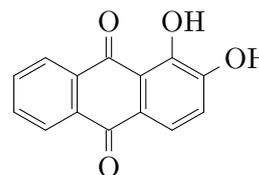
a. Voici l'exemple de molécules recevant des groupes auxochromes, c'est-à-dire des groupes responsables d'une absorption dans le domaine visible et donc de l'apparition d'une couleur. Retrouver, parmi ce quatre molécules, celle qui est incolore, jaune, rouge et rouge foncé, respectivement.



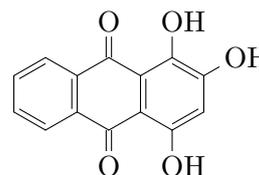
9,1-dihydroanthracène



Anthraquinone

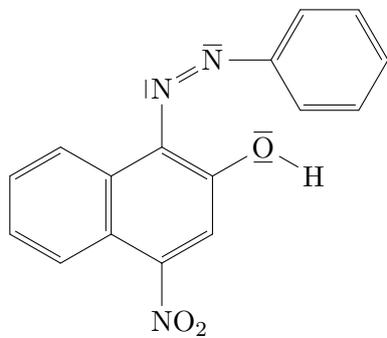


Alizarine



Purpurine

b. Voici la formule développée d'un colorant orange. Dénumbrer les liaisons doubles conjuguées, ainsi que les groupes chromophores et auxochromes.



1.6 Conclusion

Dans une molécule organique, un chromophore ou un auxochrome sont des groupes d'atomes responsables d'une caractéristique.

2 Quels sont les différentes structures et les différents groupes caractéristiques des molécules ?

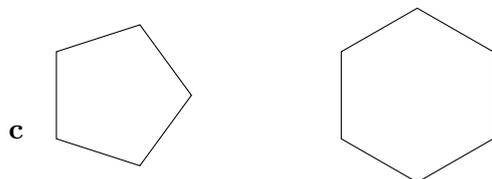
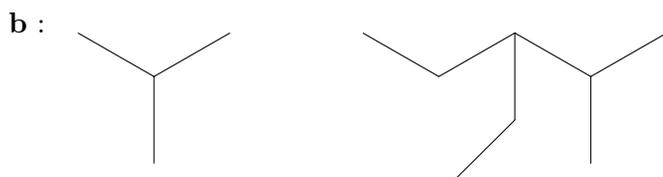
2.1 Les molécules organiques

La plupart des molécules qui interviennent dans les colorants et les médicaments sont des molécules dites « organiques ».

La **chimie organique** est la chimie des molécules contenant principalement des éléments et

2.2 Le squelette carboné

La plupart des molécules organiques présentent un enchaînement d'atomes de carbone. Cet enchaînement constitue le squelette de la molécule ou



a : Chaînes carbonées

b : Chaînes carbonées

c : Chaînes carbonées

Une chaîne carbonée peut être linéaire, ramifiée ou cyclique.

2.3 Les groupes caractéristiques

D'autres atomes, comme ceux d'oxygène (O), d'azote (N), de soufre (S), de phosphore (P), de chlore (Cl) ou d'iode (I) peuvent être présents dans les molécules organiques : on les appelle

Un est un groupe d'atomes qui confère des propriétés spécifiques aux molécules qui le possèdent. On dit que ces molécules forment une

Attention ! Dans quelques cas, le nom du groupe caractéristique et le nom de la famille chimique sont différents !

2.4 Conclusion

Une molécule organique est composée d'un et, éventuellement, de

Exemple	Groupe caractéristique	Nom de la famille
$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $		
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad // \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \end{array} $		
$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array} $		
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad // \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{O}-\text{H} \end{array} $		
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad // \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \quad \quad \quad \text{H} \end{array} $		
$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{N} \\ \quad / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array} $		

Exercices du chapitre 8

Reconnaître une molécule organique

8.1 N° 2 p. 122 – Charbon de bois

8.2 N° 6 p. 122 – Écriture topologique

8.3 N° 7 p. 122 – Formules semi-développées

Lien entre structure et couleur

8.4 N° 10 p. 123 – Conjugated system

8.5 N° 12 p. 123 – À chacun sa couleur

Les paramètres qui influent sur la couleur

8.6 N° 15 p. 124 – Des cristaux qui bronzent

8.7 N° 16 p. 124 – Le MOED

8.8 N° 18 p. 125 – Le bleu de bromothymol

8.9 N° 20 p. 125 – L'azobenzène

Compétences exigibles

• Décrire les constituants de la matière.

• Connaître les quatre interactions fondamentales.

Chapitre 9 – La cohésion de la matière

(corresponds au chapitre 2-1 du livre)

1 Qu'est-ce qui est au cœur de la matière ?

Les progrès techniques du XX^e siècle ont permis d'observer la matière à des échelles de plus en plus petites, et l'identification de particules élémentaires a permis de comprendre son organisation.

Qu'appelle-t-on particules élémentaires ?

Document 1 – Évolution de la notion de particule élémentaire au fil de l'Histoire.

À notre échelle, la matière peut être fragmentée. Un mur peut être découpé en briques, les briques cassées en gravats, les gravats broyés en grains de plus en plus fins. Il est ainsi possible de continuer jusqu'au plus petit fragment de matière. Celui-ci n'est plus indivisible : on parle alors de « particule élémentaire ».

La science n'est pas faite de vérités absolues mais de questionnements, de recherches et de réponses qui évoluent au fil du temps. Ainsi, au XIX^e siècle, on parvenait tout juste à dissocier les molécules en atomes par chauffage. Les particules élémentaires étaient alors les atomes constituants ces molécules.

Par la suite, le développement de l'électricité a permis de disposer d'énergies plus importantes, capables d'extraire des électrons d'un atome. Dès lors, l'atome a perdu son statut de particule élémentaire, laissant la place à ses constituants nouvellement identifiés. Ernest Rutherford (1871-1937) a pu mettre en évidence, en 1911, l'existence du noyau atomique.

Les premiers accélérateurs de particules ont ensuite permis l'exploration du noyau atomique et l'extraction de ses constituants : les protons et les neutrons.

Au milieu du XX^e siècle, les particules élémentaires étaient donc les protons, les neutrons et les électrons.

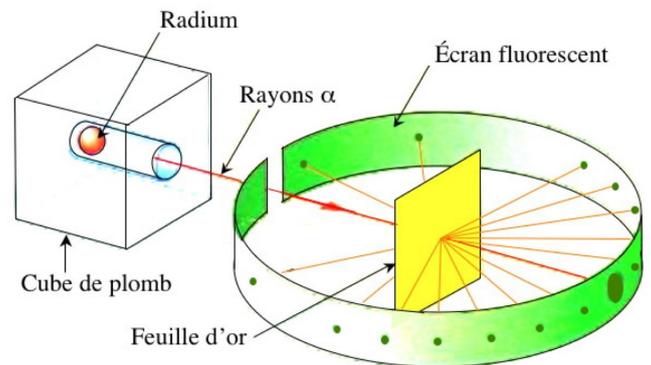
Aujourd'hui, on connaît des particules encore plus petites, dont l'étude n'est pas au programme de la classe de Première. Les modèles actuels prévoient en outre l'existence de particules qui n'ont pas encore été découvertes.

Nostalgie de la lumière, Michel Cassé, Place des éditeurs 1987.

Document 2 – L'expérience de Rutherford (uniquement pour ceux qui ne l'ont pas vu en Seconde).

En 1909, le physicien britannique Ernest Rutherford (1871-1937) poursuit ses recherches à l'Université McGill de Montréal (Canada).

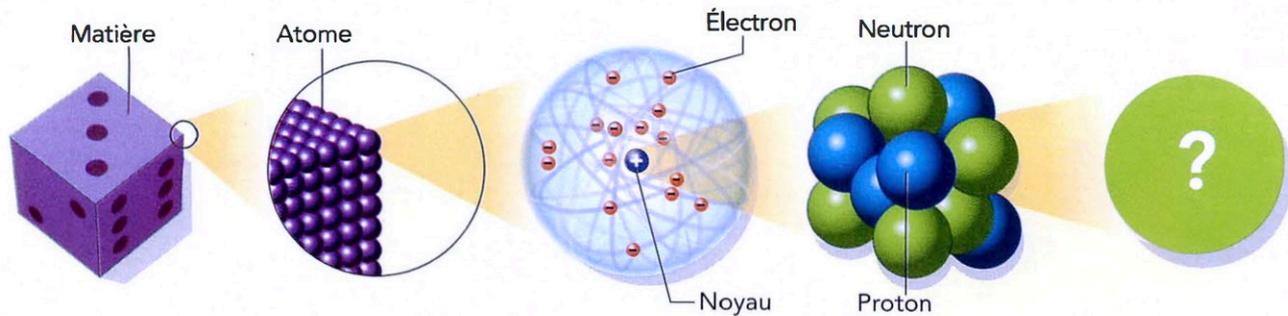
Rutherford vient juste de montrer que les particules α émises par certaines sources radioactives sont des ions hélium He^{2+} (atomes d'hélium ayant perdu deux électrons). Lors de son expérience, il bombarde des feuilles d'or de très faible épaisseur ($0,6 \mu\text{m}$) par des particules α émises par une source de radium. Les taches qui apparaissent sur un écran fluorescent lui permettent de connaître la trajectoire suivie par les particules.



Rutherford constate alors que la grande majorité d'entre elles traversent le feuille d'or sans être déviées, la tache lumineuse principale observée sur l'écran garde en effet la même intensité avec ou sans feuille d'or. Quelques impacts excentrés montrent cependant que quelques particules sont déviées. D'autres, 1 sur 25 000 environ, semblent renvoyées vers l'arrière.

En 1911, après une longue réflexion, Rutherford propose un nouveau modèle, dans lequel l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement, autour duquel des électrons, chargés négativement, sont en mouvement et restent à l'intérieur d'une sphère. Le noyau est beaucoup plus petit que l'atome, et concentre l'essentiel de la masse. L'atome est donc essentiellement constitué de vide.

Document 3 – Fragmenter la matière.



a. Au cours des découvertes scientifiques, quelles particules ont été successivement considérées comme élémentaires ?

b. Que peut-on affirmer quant à la taille des particules ayant été successivement considérées élémentaires ?

c. Rappeler la composition d'un atome de représentation symbolique A_ZX .

d. Rechercher la signification du terme « dogme ». La notion de particules élémentaires est-elle dogmatique ? Justifier alors la présence d'un point d'interrogation dans le document 3 ci-dessus.

2 Que sont les interactions fondamentales ?

Du noyau de l'atome à la galaxie, de nombreux édifices organisés, de toutes tailles, peuvent être observés.

Quatre interactions, appelées « interactions fondamentales », permettent de comprendre leur cohésion.

Quelles sont ces interactions fondamentales ? À quelle(s) échelle(s) chaque interaction prédomine-t-elle ?

Document 4 – Les quatre interactions fondamentales.

Dans la conception contemporaine, il faut entendre par force non seulement ce qui pousse, qui tire ou modifie le mouvement, mais aussi tout ce qui incite au changement, à la métamorphose.

La force, ou mieux l'interaction, dans l'acception physicienne, se définit donc comme l'agent unique de la transformation.

Les interactions sont au nombre de quatre : forte, faible, électromagnétique et gravitationnelle. Elles sont hiérarchisées en portée et en intensité.

À l'échelle du noyau atomique, l'interaction forte domine en intensité toutes les autres, dont l'interaction électromagnétique, laquelle surpasse l'interaction faible, qui elle-même laisse très loin derrière la minuscule interaction gravitationnelle.

Pourtant, cette hiérarchie microscopique ne reflète en rien l'influence de ces interactions à grande échelle. La gravitation est sans conteste dominante à l'échelle cosmique, parce qu'elle n'est compensée par aucune antigravitation, et que son intensité, bien que déclinante, s'exerce sans limite de distance. **Elle est toujours attractive et de portée infinie.** Les interactions forte et faible, par leur

portée minuscule, respectivement 10^{-15} m et 10^{-17} m, se sont fait un royaume du noyau de l'atome.

Quant à l'interaction électromagnétique, bien que de portée infinie, elle ne saurait gouverner le vaste cosmos car, dans les grandes structures, les charges électriques positives et négatives, en nombre égal, partout se neutralisent.

Cette interaction, attractive ou répulsive, n'est pas pour autant une interaction négligeable : elle a pris possession du vaste domaine laissé vacant entre l'atome et l'étoile, qui inclut le minéral, l'animal, le végétal et l'homme.

Nostalgie de la lumière, Michel Cassé, Place des éditeurs 1987.

e. Quelles sont les quatre interactions fondamentales ?

f. Seulement deux de ces interactions interviennent à notre échelle. Expliquer pourquoi.

g. Pourquoi l'interaction gravitationnelle nous est-elle plus familière que l'interaction électromagnétique ?

h. D'après ce qui a été vu en classe de Seconde, décrire l'évolution de la valeur des forces d'attraction gravitationnelle s'exerçant entre deux corps lorsque la distance entre ces corps augmente. Expliquer alors la phrase en gras dans le texte.

3 Quelles sont les quatre interactions fondamentales ?

3.1 Les quatres interactions

Toutes les structures de l'Univers sont régies par interactions (ou forces) fondamentales :

- l'interaction ;
- l'interaction ;
- l'interaction ;
- l'interaction

Selon l'ordre de grandeur de la taille de l'édifice concerné, l'une des interactions est prédominante.

3.2 L'interaction gravitationnelle

l'interaction gravitationnelle est toujours

Elle agit entre particules ayant une masse.

Sa portée est, mais sa valeur diminue quand la distance augmente : elle est divisée par quand la distance

C'est l'interaction prédominante lorsque les objets en interaction ont des **masses** élevées. Elle explique notamment la cohésion des édifices astronomiques : à l'échelle, l'interaction gravitationnelle est prédominante.

3.3 L'interaction électromagnétique

L'interaction électromagnétique est ou Elle agit entre objets ayant une charge électrique.

Sa portée est, mais sa valeur diminue quand la distance augmente : elle est divisée par quand la distance

C'est l'interaction prédominante lorsque les objets en interaction sont **chargés**. Elle explique notamment la cohésion de l'atome. De l'échelle à l'échelle humaine, l'interaction électromagnétique est prédominante.

L'interaction électrostatique est un des aspects de l'interaction électromagnétique, elle est décrite par la loi de Coulomb, qui sera détaillée ultérieurement.

3.4 Les interactions forte et faible

L'interaction forte assure la du noyau atomique. Elle agit principalement entre les **nucléons**. Elle ne s'exerce qu'à des distances très, de l'ordre du diamètre du noyau d'un atome.

L'interaction faible est responsable de certains types de radioactivité (chapitre suivant). Sa portée est extrêmement, de l'ordre du diamètre d'un nucléon.

À l'échelle du noyau atomique, l'interaction forte est prédominante. Elle explique donc la cohésion du noyau.

Interaction	Portée	Échelle

Correction des exercices du chapitre 8 (début)

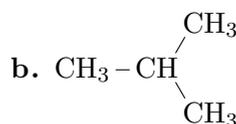
Reconnaître une molécule organique

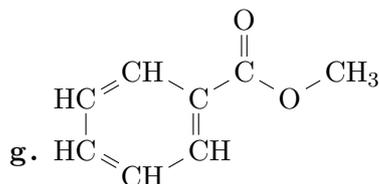
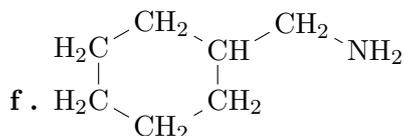
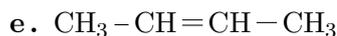
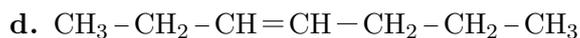
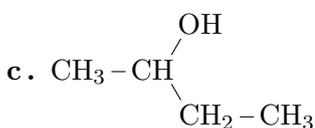
8.1 N° 2 p. 122 – Charbon de bois

1. Il s'agit de la pyrolyse de la sciure (la sciure est chauffée mais pas enflammée).
2. Du charbon de bois, c'est-à-dire du carbone presque pur.
3. Oui.

8.3 N° 7 p. 122 – Formules semi-développées

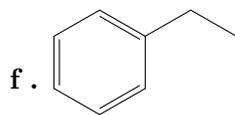
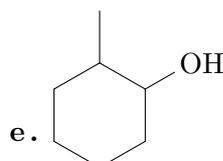
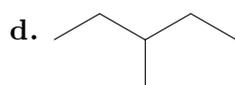
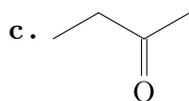
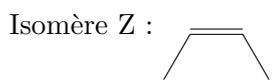
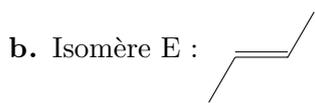
1. a. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$





2. Molécule **c** : groupe hydroxyle, fonction alcool ;
 Molécule **f** : groupe amine, fonction amine primaire ;
 Molécule **g** : groupe ester, fonction ester.

8.2 N° 6 p. 122 – Écriture topologique



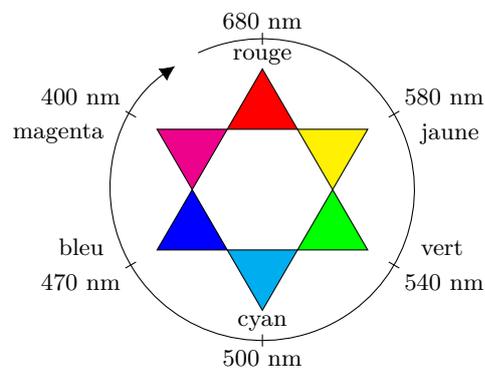
Lien entre structure et couleur

8.4 N° 10 p. 123 – Conjugated system

1. Molécule **a** : aucune doubles liaisons conjuguées ;
 Molécule **b** : 3 doubles liaisons conjuguées ;
 Molécule **c** : aucune double liaison conjuguée ;
 Molécule **d** : 6 doubles liaisons conjuguées ;
 Molécule **e** : 5 doubles liaisons conjuguées.
2. La molécule **d**.

8.5 N° 12 p. 123 – À chacun sa couleur

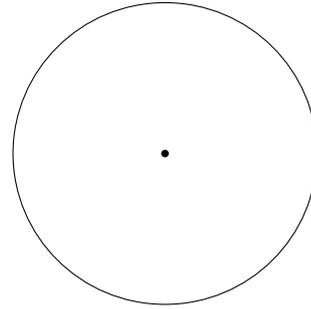
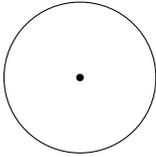
1. a. Une molécule est colorée si elle porte un grand nombre de doubles liaisons conjuguées. Deux liaisons doubles sont conjuguées lorsqu'elles sont séparées par une seule liaison simple.
- b. La molécule **a** présente 4 doubles liaisons conjuguées ; la molécule **b** en présente 7 ; la **c**, deux groupes de 3. La molécule **c** est donc la molécule incolore (elle absorbe très certainement dans l'UV).
2. a. Plus le système de doubles liaisons conjuguées est long, et plus la longueur d'onde d'absorption maximale est grande. On passe de l'UV au visible, donc dans l'ordre violet, bleu, vert, jaune, orange, rouge.
- b. La molécule **b** possède le plus grand nombre de liaisons conjuguées, donc la plus grande longueur d'onde d'absorption maximale.
- c. Utilisons l'étoile chromatique ci-dessous :



La molécule qui est de teinte rouge absorbe la couleur complémentaire, le cyan, autour de $\lambda_{\text{max}} = 500 \text{ nm}$; quant à la molécule annoncée comme jaune-orangé, elle absorbe entre le bleu et le cyan, plus proche du bleu puisque le jaune-orangé est plus proche du jaune que du rouge, donc autour de $\lambda_{\text{max}} = 480 \text{ nm}$, donc de longueur d'onde d'absorption plus faible que la précédente.

En lien avec les réponses précédentes, l'on trouve que la molécule **b** de plus grande longueur d'onde d'absorption est rouge. La molécule **a** quant à elle est jaune-orangé.

1 L'interaction gravitationnelle



a. Compléter le schéma ci-dessus et rappeler les quatre caractéristiques de la force d'interaction gravitationnelle.

b. Calculer la valeur de la force d'interaction gravitationnelle entre le noyau d'hydrogène ${}^1_1\text{H}$ et son électron. Données : rayon de Bohr $r = 52,9 \text{ pm}$; $m_p = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$ et $m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$.

c. Calculer la valeur de la force d'interaction gravitationnelle entre vous, de masse m , et la Terre, de masse $M_T = 5,972 \times 10^{24} \text{ kg}$, avec $R_T = 6380 \text{ km}$. Utiliser la formule littérale pour retrouver la valeur de g sur Terre.

2 L'interaction électrique



d. Compléter les schéma ci-dessus et donner les quatre caractéristiques de la force d'interaction électrique.

e. Calculer la valeur de la force d'interaction électrique entre le noyau d'hydrogène ${}^1_1\text{H}$ et son électron. Données : rayon de Bohr $r = 52,9 \text{ pm}$; $q_p = +e$ et $q_e = -e$, avec $e = 1,609 \times 10^{-19} \text{ C}$ pour la charge élémentaire.

f. Comparer les valeurs des forces gravitationnelle et électrique dans l'atome d'hydrogène.

3 La structure d'un atome

3.1 Constitution d'un atome

Un atome est constitué d'un autour duquel des sont en mouvement.

Le noyau est constitué de particules appelées Il existe deux sortes de nucléons : les et les

3.2 Représentation symbolique d'un noyau

Le nombre de protons du noyau est appelé et noté

Le nombre de nucléons (protons et neutrons) du noyau est noté

Le noyau d'un atome se représente par la notation ... où X est le symbole chimique de l'élément chimique auquel appartient l'atome.

Symboles de quelques éléments

Nom de l'élément	Symbole
Hydrogène	H
Carbone	C
Azote	N
Oxygène	O
Fluor	F
Sodium	Na
Magnésium	Mg
Aluminium	Al
Soufre	S
Chlore	Cl
Potassium	K
Fer	Fe
Cuivre	Cu
Zinc	Zn
Brome	Br
Argent	Ag

3.3 Des charges dans un atome

Un atome est constitué d'un noyau chargé et d'électrons chargés en mouvement désordonné autour de ce noyau.

Dans le système international d'unités, l'unité de charge électrique est le (symbole ...).

La charge électrique ..., de valeur $e = 1,602 \times 10^{-19}$ C, est appelée ; c'est la plus petite charge que l'on peut isoler à l'état libre.

Un proton a une charge électrique ...

Le nombre de proton d'un noyau est noté ...

Un électron a une charge électrique ...

Un atome n'est pas chargé, car il possède autant de que d'..... : il possède ... protons dans son noyau et ... électrons dans son nuage, ou cortège, électronique.

La charge électrique **positive** d'un noyau est donc égale à $Q = \dots$

La charge électrique **négative** du nuage électronique est quant à elle égale à $Q' = \dots$

3.4 Masse d'un atome

Pour calculer la *valeur* de la masse d'un atome, on fait la **somme des masses** des particules qui le composent.

Exemple : sodium ${}^{23}_{11}\text{Na}$

... protons de masse $m_p = 1,673 \times 10^{-27}$ kg ;

... neutrons de masse $m_n = 1,675 \times 10^{-27}$ kg ;

... électrons de masse $m_{e^-} = 9,109 \times 10^{-31}$ kg ;

$\implies m_{(\text{Na})} =$

$\implies m_{(\text{Na})} =$

$\implies m_{(\text{Na})} =$

Correction des exercices du chapitre 8 (fin)

8.6 N° 15 p. 124 – Des cristaux qui bronzent

1. Ces deux molécules possèdent des doubles liaisons conjuguées, qui sont des groupes chromophores, ainsi que des groupes auxochromes, les groupes nitro $-\text{NO}_2$.

2. La première molécule (a) possède une coloration jaune pâle, donc absorbe dans le bleu (couleur complémentaire du jaune).

La deuxième molécule (b) possède un système de 7 doubles liaisons conjuguées. Comparée à la première molécule (a) qui ne possède au maximum que 4 doubles liaisons conjuguées, la deuxième molécule présente une plus grande longueur d'onde d'absorption maximale. Elle absorbe dans le jaune, de longueur d'onde plus grande que le bleu. Ceci explique la coloration bleu foncé des cristaux, puisque le bleu est la couleur complémentaire du jaune.

3. Le facteur à l'origine du changement de couleur est l'exposition au soleil. Il s'agit d'une réaction photochimique. La lumière est absorbée par la molécule, ce qui provoque sa transformation de la première forme (a) vers la seconde (b).

4. « Le photochromisme est la transformation réversible d'une espèce chimique entre deux formes [...] possédant chacune un spectre d'absorbance différent » (Wikipédia). La molécule change de couleur selon son exposition au soleil.

Une application assez courante concerne les verres de lunette photochromiques, qui s'assombrissent lorsque la luminosité augmente.



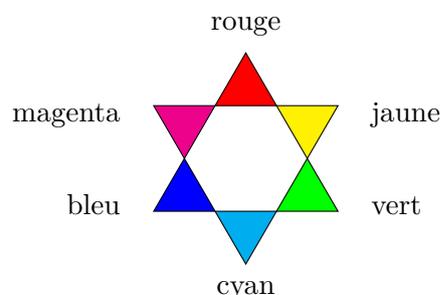
8.7 N° 16 p. 124 – Le MOED

- Le MOED possède 7 doubles liaisons conjuguées.
- La couleur du MOED dépend du solvant dans laquelle la molécule est dissoute.
- a. À toutes fins utiles, on rappelle la correspondance entre couleur et longueur d'onde dans le vide — ces valeurs peuvent notablement varier en fonction des auteurs, ou des simplifications !

Couleurs	λ (nm)
Violet	380 ~ 430
Indigo	430 ~ 450
Bleu	450 ~ 500
Cyan	500 ~ 520
Vert	520 ~ 565
Jaune	565 ~ 590
Orange	590 ~ 625
Rouge	625 ~ 740

- Eau : 445 nm : absorption dans l'indigo ;
- Méthanol : 480 nm : absorption dans le bleu ;
- Éthanol : 501 nm : absorption dans le cyan ;
- Propan-2-ol : 548 nm : absorption dans le vert ;
- Pyridine : 605 nm : absorption dans l'orange.

b. La couleur de la solution dans chaque cas est la couleur complémentaire, diamétralement opposée sur l'étoile des couleurs :



On en déduit les correspondances avec les tubes :

Solvant	Absorbe	Couleur	Tube
Eau	indigo	jaune pâle	(a)
Méthanol	bleu	orange	(e)
Éthanol	cyan	rouge	(c)
Propan-2-ol	vert	magenta	(d)
Pyridine	orange	bleue	(b)

8.8 N° 18 p. 125 – Le bleu de bromothymol

- a. Pour B_1 , le BBT en milieu acide, l'absorbance maximale se situe à $\lambda_{\text{max}} = 440$ nm ; pour B_2 , le BBT en milieu basique, l'absorbance maximale se situe à $\lambda_{\text{max}} = 610$ nm.
 - b. B_1 absorbe dans le violet (et beaucoup dans le bleu), de couleur complémentaire le jaune, donc le BBT a une teinte jaune en solution aqueuse acide.
 B_2 absorbe dans l'orange (et beaucoup dans le jaune), de couleur complémentaire le bleu, donc le BBT a une teinte bleue en solution aqueuse basique.
2. La couleur de la solution aqueuse de BBT dépend du pH de la solution.

3.a. Une molécule doit comporter des doubles liaisons conjuguées afin que son absorbance tombe dans le domaine visible.

3.b. La molécule (a) comporte trois groupes de liaisons conjuguées, chacun présentant respectivement quatre, trois et trois liaisons doubles conjuguées.

La molécule (b) comporte quant à elle un seul groupe de dix doubles liaisons conjuguées, sans interruption. Donc cette molécule a le système conjugué le plus long.

3.c. On a vu en cours que plus le nombre de doubles liaisons conjuguées est élevé, plus la longueur d'onde d'absorption est élevée. La molécule (b) correspond donc au spectre B₂ et la molécule (a) au spectre B₁.

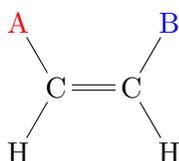
4. Le vert est le mélange des teintes cyan et jaune. On parle de teinte acide et de teinte basique pour les deux teintes séparées, et de teinte sensible pour le mélange des deux teintes. Une particularité très utile du BBT étant que sa teinte sensible ou zone de virage de l'indicateur se situe très proche de pH = 7.

8.9 N° 20 p. 125 – L'azobenzène

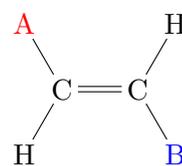
1.a. L'isomérisation Z/E est due au *blocage* de la rotation de la double liaison C=C.

Des molécules de même formule brute et avec le même enchaînement d'atomes peuvent être différentes, si la double liaison comporte des *substituants* différents. Les molécules ont des représentations différentes, elles ne sont pas superposables, on dit qu'elles sont stéréoisomères.

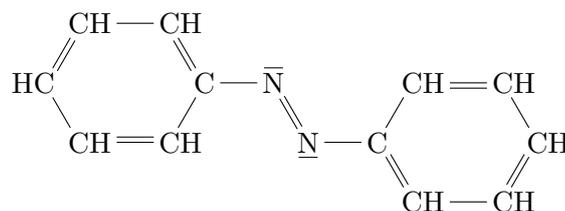
Afin de distinguer les stéréoisomères, on regarde la *taille* des groupes substituants sur les carbones de la double liaison. Si les deux plus *gros* groupes sont du même côté de la double liaison, la molécule est dite « stéréoisomère Z » (de *zusammen*, ensemble en allemand).



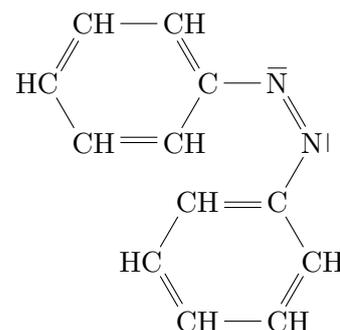
Inversement, la molécule est dite « stéréoisomère E » (de *entgegen*, opposé en allemand).



1.b. La structure donnée dans l'énoncé est celle de la molécule (E) :



La structure (Z) s'en déduit :



2.a. Pour qu'une molécule ait une absorbance dans le domaine visible, il faut qu'elle porte au minimum sept doubles liaisons conjuguées.

C'est le cas pour l'azobenzène, avec exactement sept doubles liaisons conjuguées, mais ce n'est pas le cas de la molécule dont la formule est proposée dans cette question, puisqu'elle ne comporte que deux groupes séparés de trois doubles liaisons conjuguées.

2.b. La molécule d'azobenzène absorbe dans le domaine visible, donc ses solutions sont colorées. La molécule proposée absorbe dans le domaine ultraviolet, elle est donc incolore, en l'absence d'absorbance dans le domaine visible.

3.a. Le chromatogramme pour le tube B comporte deux tâches, qui ont migré respectivement aux mêmes hauteurs que les corps purs déposés en A et C. Par comparaison, on identifie l'espèce contenue dans le tube A, c'est-à-dire l'isomère (E) de l'azobenzène, et l'espèce contenue dans le tube B, c'est-à-dire l'isomère (Z) de l'azobenzène.

3.b. La transformation réalisée est une isomérisation photochimique, c'est-à-dire la transformation d'une molécule en son isomère (forcément par rupture et formation de liaisons), sous l'effet d'un éclairage.

Exercices du chapitre 9

9.1 N° 3 p. 138 – Masse d'un atome

9.2 N° 12 p. 139 – Satellite

9.3 N° 16 p. 139 – Valeur de la charge

9.4 N° 23 p. 140 – Io, satellite de Jupiter

9.5 N° 24 p. 140 – Des gros atomes

9.6 N° 27 p. 141 – Dans le noyau

1 La radioactivité

1.1 Historique succinct

- 1896 : BECQUEREL et les « rayons uraniques » émis par l'..... ;
- 1898 : Marie CURIE et la « radioactivité » du et du ;
- 1899 : Ernest RUTHERFORD et la découverte :
 - des rayonnements et ;
 - de la des éléments chimiques ;
 - que le dégagement d'énergie est plus important que lors d'une réaction chimique ;
- 1905 : Albert EINSTEIN et la découverte de l'équivalence -

1.2 Origine

Dans certains cas, l'..... est insuffisante pour assurer la cohésion d'un noyau. Celui se transforme en un autre noyau, en émettant un « rayonnement radioactif » (ce que recouvre ce terme va être précisé ci-après).

On dit alors que le noyau s'est

Un noyau radioactif est un noyau *instable*, dont la désintégration est :

-
-
-

1.3 Méthodes de détection

Compteur Geiger Basé sur l'..... d'un gaz contenu dans un tube, auquel on applique une haute tension.

Les comptages (parfois, des bips sonores) se produisent (crépitement).

Plaque photo Avant l'apparition des appareils photographiques numériques, basés sur le piégage de photons et leur conversion en signal électrique, les appareils photos utilisaient des plaques souples enduites d'un gel contenant des ions argent.

Or la « radioactivité », quelqu'en soit la nature, a tout comme la lumière visible la capacité d'..... la plaque ou le film photographique.

L'avantage d'un tel procédé est son aspect : les effets de la lumière ou de la « radioactivité » s'accumulent au cours du temps. Les travailleurs à l'énergie atomique portaient tous un « film dosimétrique ». Son inconvénient est la nécessité de la plaque ou le film photo.

Les scintillateurs Basés sur l'..... de lumière par certains corps (comme le sulfure de zinc) sous l'effet d'un rayonnement « radioactif ». Cette lumière est ensuite détectée par un photomultiplicateur.

2 Stabilité & instabilité des noyaux

2.1 Caractéristiques d'un noyau

- Un est formé d'un noyau et d'un nuage électronique.
 A est le nombre de **nucléons**, ou nombre de (la masse du noyau est forcément proportionnelle au nombre de nucléons qu'il contient).
 Z est le nombre de **protons**, ou , ou nombre de charges.
 $N = A - Z$ est le nombre de **neutrons**.
- Un est l'ensemble des **atomes** de même numéro atomique Z .
 Ce numéro atomique Z est le numéro utilisé pour le classement dans le tableau périodique, car il est égal au nombre d'électrons de l'atome neutre — ce nombre

d'électron dictant directement le comportement chimique de l'atome.

- Un est l'ensemble des **noyaux** de même numéro atomique Z **et** de même nombre de nucléons A .

Pour représenter l'élément, on utilise une lettre majuscule, suivie éventuellement d'une lettre minuscule : H, He, C, Ca, Co, etc. Cela permet de nommer les 92 éléments naturels connus, plus tous les autres éléments artificiels découverts.

Le noyau d'un élément chimique noté X est symbolisé par :



Exemples : ${}^{238}_{92}\text{U}$ ${}^{14}_6\text{C}$ ${}^{127}_{53}\text{I}$

2.2 Isotopes

L'élément carbone est présent à l'état naturel sous forme de trois isotopes :

${}^{12}_6\text{C}$ (98,90 %) ${}^{13}_6\text{C}$ (1,10 %) ${}^{14}_6\text{C}$ (traces)

Les pourcentages correspondent à l'abondance naturelle (pourcentage en masse de chaque isotope, dans un

échantillon naturel quelconque d'atomes), quasi constant quelque soit l'origine de l'élément. Le carbone 14 est à l'état de traces uniquement, parce qu'il se désintègre spontanément (désintégration β^- , demi-vie 5 715 ans, voir plus loin).

Des noyaux sont appelés s'ils ont le même nombre de charges Z , mais des nombres de nucléons A différents.

Des isotopes sont donc des versions plus ou moins « lourdes » du même élément.

Voici quelques données sur des isotopes particuliers (les deux dernières lignes du tableau, « désintégration » et « demi-vie », seront expliquées plus avant) :

Hydrogène H, deutérium D, tritium T			
Isotope	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Z			
N = A - Z			
Abondance	99,985 %	0,015 %	traces
Désintégration		β^-	
Demi-vie		12,32 a	

Uranium			
Isotope	${}^{234}_{92}\text{U}$	${}^{235}_{92}\text{U}$	${}^{238}_{92}\text{U}$
Z			
N = A - Z			
Abondance	0,005 5 %	0,720 0 %	99,274 5 %
Désintégration	α	α	α
Demi-vie	$2,45 \times 10^5$ a	$7,04 \times 10^8$ a	$4,46 \times 10^9$ a

2.3 La vallée de stabilité

Sur 1500 nucléides connus, il en existe 325 naturels, dont :

- 274 qui sont stables, le noyau ne se modifiant pas au cours du temps ;
- 51 qui sont instables, ils sont , le noyau est susceptible de se modifier.

Lorsque l'on porte l'ensemble des noyaux sur un diagramme $N = f(Z)$, on constate un regroupement appelé Chaque noyau est repéré par un carré de couleur.

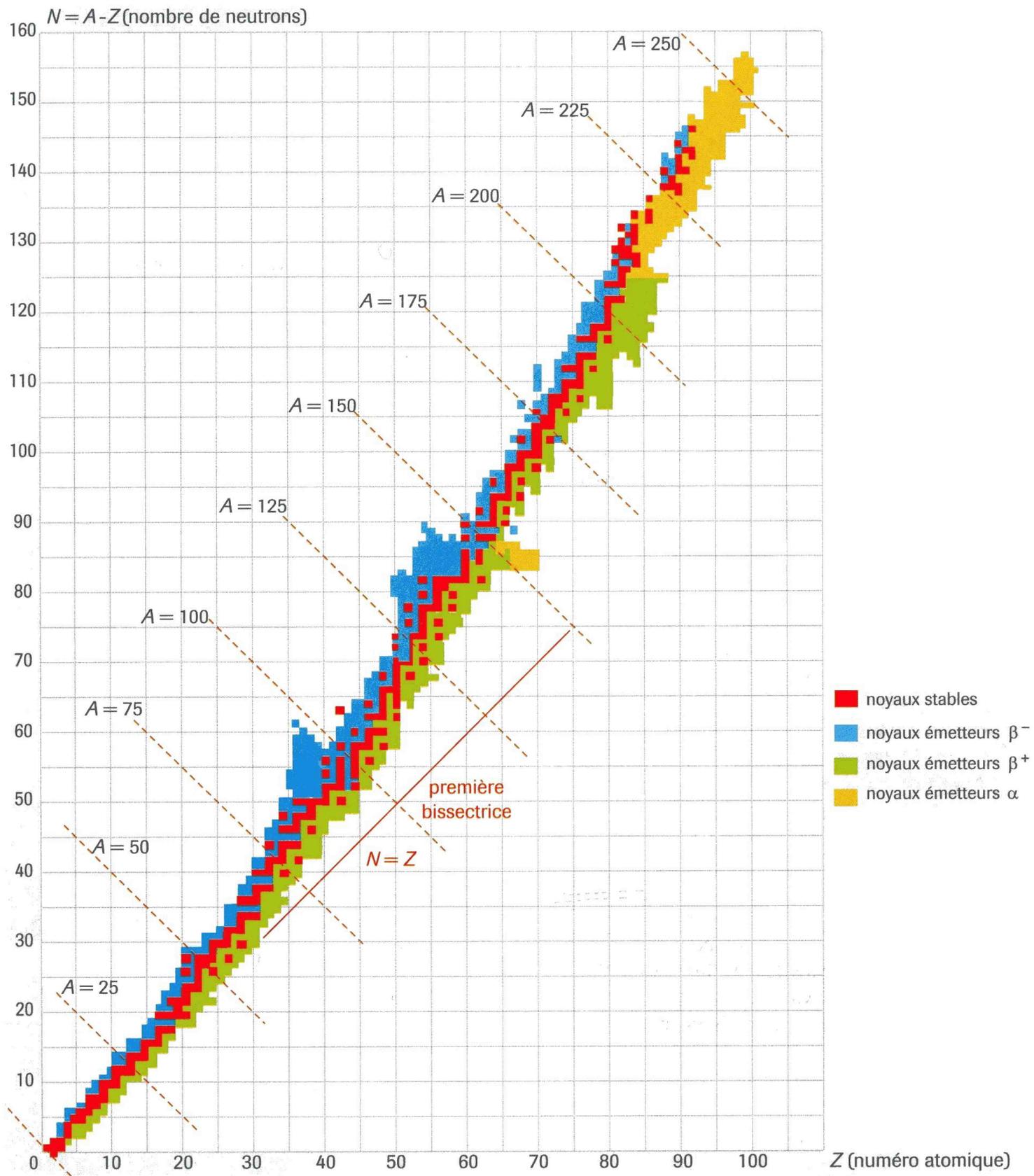
• Pour les noyaux stables (en rouge)

- Noyaux légers ($A < 50$) : les noyaux sont groupés autour de la première bissectrice $N = Z$;
- Pour les noyaux plus lourds : $N > Z$, la vallée de stabilité est incurvée.

• Pour les noyaux instables : on distingue trois cas :

- En bout de vallée de stabilité (en jaune) : les noyaux sont trop « lourds », excès de nucléons ;
- Au dessus du domaine de stabilité (en bleu) : excès de neutron ou défaut de proton ;
- En dessous du domaine de stabilité (en vert) : défaut de neutron ou excès de proton.

Diagramme $N = A - Z$ en fonction de Z dit « vallée de stabilité »



1 Équations des réactions nucléaires

1.1 Émission α

Exemple : l'isotope 238 de l'uranium se désintègre spontanément en thorium et hélium, selon la réaction nucléaire d'équation :



Le noyau d'hélium 4 obtenu est aussi appelé, nom qui date des premières observations de ce type de radioactivité, alors même que la particule émise n'avait pas encore été identifiée.

Les particules α sont arrêtées par quelques centimètres d'air, ou une simple feuille de papier. Elles sont donc peu pénétrantes mais cependant très ionisantes : elles sont donc particulièrement dangereuses en cas d'ingestion ou d'inhalation du composé radioactif!

Composition du noyau père ${}_{92}^{238}\text{U}$:

$$\begin{cases} Z = \\ N = \end{cases}$$

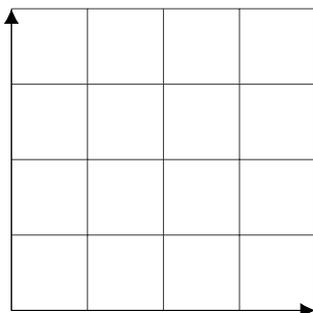
Composition du noyau fils ${}_{90}^{234}\text{Th}$:

$$\begin{cases} Z = \\ N = \end{cases}$$

Conservation du nombre de charge et du nombre de nucléons :

$$\begin{cases} = \\ = \end{cases}$$

Déplacement correspondant dans la vallée de stabilité :



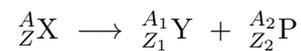
L'équation générale associée à la radioactivité α s'écrit :

1

1.2 Généralisation : Lois de conservation

Lors d'une réaction nucléaire, il y a conservation du nombre de et du nombre de

Équation générale :



X est le noyau, Y et P sont les noyaux

La conservation de la charge s'écrit :

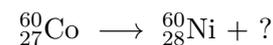
La conservation de la masse s'écrit :

Ces lois de conservation sont aussi appelées « lois de Soddy ».

On va maintenant appliquer ces lois de conservation aux émissions radioactives découvertes au début du siècle dernier.

1.3 Désintégration β^-

Exemple : le cobalt 60, utilisé en radiothérapie pour traiter le cancer (on combat le feu par le feu : le radioélément permet de détruire sélectivement les cellules cancéreuses) :



Que faut-il mettre à la place du point d'interrogation pour avoir une réaction équilibrée? Les lois de conservation de Soddy montrent qu'il faut mettre en masse pour avoir 60 au total, et un nombre,, en charges pour avoir 27!

2

Quelle particule comporte une charge négative d'une unité sans aucun neutron? Si on réponds l'..... à cette question, un coin du voile se soulève :

3

Cet électron est la particule β^- recherchée. Ces particules sont assez pénétrantes, forcément ionisantes, mais

faciles à arrêter, avec un simple plaque de métal, matériau conducteur.

Reprenons l'exemple précédent. Composition du noyau père ${}^{60}_{27}\text{Co}$:

$$\begin{cases} Z = \\ N = \end{cases}$$

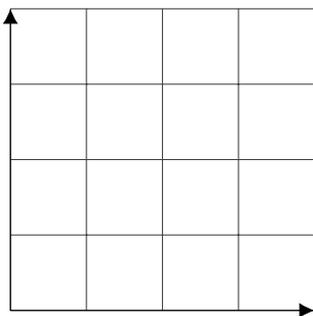
Composition du noyau fils ${}^{60}_{28}\text{Ni}$:

$$\begin{cases} Z = \\ N = \end{cases}$$

Conservation du nombre de charge et du nombre de nucléons :

$$\begin{cases} = \\ = \end{cases}$$

Le déplacement correspondant dans la vallée de stabilité est représenté ci-dessous.



L'équation générale associée s'écrit :

4

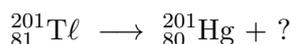
Formellement, la réaction équivaut à l'apparition d'un (le « numéro 28 »), simultanée avec la disparition d'un (le numéro 33) :

5

On comprends dès lors que cette radioactivité concerne les nucléides en excès de neutron ou défaut de proton, dont le but est de « redescendre » dans le centre de la vallée de stabilité.

1.4 Désintégration β^+

Exemple : le thallium 201, utilisé en scintigraphie myocardique, est un émetteur β^+ :



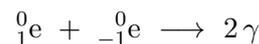
Que faut-il mettre à la place du point d'interrogation pour avoir une réaction équilibrée ? Les lois de conservation de Soddy montrent qu'il faut mettre en masse pour avoir 201 au total, et en charges pour avoir 81 :

6

Quelle particule comporte une charge positive d'une unité sans aucun neutron ? Simplement, un électron chargé ! C'est-à-dire, un positron, l'antiparticule de l'électron (oui, il s'agit d'antimatière!) :

7

Ce positron est la particule β^+ recherchée. Ces particules ont une très faible durée de vie, car elles rencontrent rapidement un électron pour se transformer entièrement en énergie :



Il s'agit de l'annihilation électron-positron, avec création (d'au minimum) de deux photons γ . L'annihilation électron-positron est le phénomène à la base de la tomographie par émission de positons (TEP) et de la spectroscopie par annihilation de positron (SAP).

Mais revenons à la désintégration β^+ et reprenons l'exemple. Composition du noyau père ${}^{201}_{81}\text{Tl}$:

$$\begin{cases} Z = \\ N = \end{cases}$$

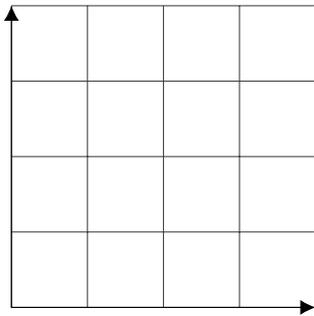
Composition du noyau fils ${}^{201}_{80}\text{Hg}$:

$$\begin{cases} Z = \\ N = \end{cases}$$

Conservation du nombre de charge et du nombre de nucléons :

$$\begin{cases} = \\ = \end{cases}$$

Le déplacement correspondant dans la vallée de stabilité est représenté ci-dessous.



L'équation générale associée s'écrit donc :

8

Formellement, la réaction équivaut à l'apparition d'un (le 121^{ème}), simultanée avec la disparition d'un (le 81^{ème}) :

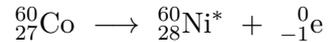
9

On comprend dès lors que cette radioactivité concerne les nucléides en excès de proton ou défaut de neutron.

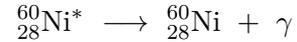
1.5 Émission d'un rayonnement γ par désexcitation

Dans les exemples de radioactivités précédentes, le noyau fils Y est en général formé dans un état Lors de sa désexcitation, il émet un , de même nature que la lumière, mais de très courte longueur d'onde, inférieur à 1 nm.

Exemple : on reprends le cas du cobalt 60 :



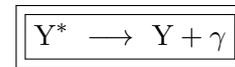
L'..... indique un noyau excité (à partir de maintenant, sans astérisque sur le noyau fils, la réaction nucléaire est considérée comme fausse). La réaction de désexcitation est :



L'écriture globale β^- plus γ est alors :



L'équation générale de l'émission γ est :



Ce rayonnement γ est très pénétrant. Une protection, sous forme de murs de béton et de plomb, est indispensable.

Remarque : les trois radioactivités « naturelles » (..... , et) et la désexcitation par sont des réactions spontanées, aléatoires et inéluctables. Par conséquent, si cette dernière est successive des premières, il peut s'écouler un temps très entre les deux réactions... L'aspect temporel de ces réactions sera l'objet du prochain cours !

2 Exercices du chapitre 10 (début)

10.1 Équilibrez les différentes réactions nucléaires suivantes (utilisez un tableau périodique pour les symboles des éléments).

- a. Noyaux émetteurs de particules α :
 ${}_{84}^{210}\dots \longrightarrow \dots\text{Pb} + \dots$; $\dots\text{Th} \longrightarrow {}_{84}^{219}\dots + \dots$
- b. Noyaux émetteurs de particules β^- :
 $\dots\text{P} \longrightarrow {}_{16}^{32}\dots + \dots$
- c. Noyaux émetteurs de particules β^+ :
 ${}_{7}^{12}\dots \longrightarrow \dots\text{C} + \dots$; $\dots\text{Cd} \longrightarrow {}_{47}^{107}\dots + \dots$
 ${}_{6}^{14}\dots \longrightarrow \dots\text{B} + \dots$

10.2 On considère les noyaux symbolisés par les couples

(Z,A) suivants : (8,16) ; (16,32) ; (8,18) ; (4,8) ; (4,9) ; (8,17).

- a. Combien d'éléments différents sont représentés par ces couples (Z,A) ? Identifier ces éléments à l'aide de la classification périodique.
- b. Quels sont les noyaux isotopes ? Écrire leur symbole ${}^A_Z\text{X}$.

10.3 N° 6 p. 152 – Une eau lourde

10.4 N° 7 p. 152 – Une eau radioactive

10.5 N° 9 p. 153 – Un problème de stabilité

Correction des exercices du chapitre 9

9.1 N° 3 p. 138 – Masse d'un atome

1. a. Composition du noyau : 13 protons et $27 - 13 = 14$ neutrons.

b. Masse approchée du noyau :

$$\begin{aligned}m_1 &= 27 \times m_{\text{nucléon}} \\m_1 &= 27 \times 1,67 \times 10^{-27} \\m_1 &= 4,51 \times 10^{-26} \text{ kg}\end{aligned}$$

2. a. 13 électrons dans le nuage (ou cortège) électronique, afin que l'atome soit neutre.

b. Masse des électrons :

$$\begin{aligned}m_2 &= 13 \times m_e \\m_2 &= 13 \times 9,11 \times 10^{-31} \\m_2 &= 1,18 \times 10^{-29} \text{ kg}\end{aligned}$$

3. a. Comparaison des masses :

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{4,51 \times 10^{-26}}{1,18 \times 10^{-29}} = 3,82 \times 10^3 \sim 10^3$$

$m_1 \gg m_2$: 3 ordres de grandeur de différence entre les deux masses.

b. Si on se limite à un résultat à trois chiffres significatifs, donc une masse exprimée au centième, la masse des électrons, de l'ordre du millième de la masse du noyau, est négligeable. Donc :

$$m_{\text{Al}} = m_1 + m_2 \simeq m_1 = 4,51 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

9.2 N° 12 p. 139 – Satellite

1. Intensité ou norme de la force d'attraction gravitationnelle de la Terre sur un satellite :

$$F = G \cdot \frac{m_{\text{Terre}} \cdot m_{\text{sat}}}{d^2}$$

Application numérique :

$$F = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{5,98 \times 10^{24} \times 316}{(42\,200 \times 10^3)^2}$$

$$F = 70,8 \text{ N}$$

2. C'est la même.

9.3 N° 16 p. 139 – Valeur de la charge

1. Distance D entre les centres des deux ions (qui ne se touchent pas) :

$$D = \frac{d_1}{2} + \frac{d_2}{2} + d$$

$$D = \frac{0,30}{2} + \frac{0,20}{2} + 0,75$$

$$D = 1,00 \text{ nm}$$

2. a. Expression de la force d'interaction électrique entre les deux ions :

$$F = k \cdot \frac{|q| \cdot |q_2|}{D^2}$$

Les charges des ions sont $q = 2e$ et q_2 inconnue, isolons q_2 :

$$|q_2| = \frac{F \cdot D^2}{k \cdot |q|}$$

Application numérique :

$$|q_2| = \frac{4,61 \times 10^{-10} \times (1,00 \times 10^{-9})^2}{9,0 \times 10^9 \times 2 \times 1,60 \times 10^{-19}}$$

$$|q_2| = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

On reconnaît la valeur de la charge élémentaire e . L'ion considéré est un anion, donc il porte une charge négative supplémentaire : 1 charge élémentaire négative, c'est-à-dire 1 électron.

b. X^- .

9.4 N° 23 p. 140 – Io, satellite de Jupiter

1. Interaction gravitationnelle.

2. Sur le magma présent dans le manteau, sous la couche terrestre.

3. Jupiter est une planète géante (gazeuse, mais peu importe) : sa masse est bien plus élevée que celle de la Terre ou la Lune. Par conséquent, les effets de marée créés sont bien supérieurs.

9.5 N° 24 p. 140 – Des gros atomes

1. Interaction électrique.

2. L'interaction forte a une portée qui se limite à 2 fm, ce qui correspond à la distance entre deux nucléons au sein du noyau. Sa portée est donc très faible.

3. L'interaction coulombienne ou interaction électrique entre protons devient trop forte, et n'est plus compensée par l'interaction nucléaire forte. La dimension du noyau est trop forte par rapport à la portée de l'interaction forte. Les noyaux de plus de 250 nucléons ne sont donc pas stables.

9.6 N° 27 p. 141 – Dans le noyau

1. **a.** Force d'interaction électrique entre deux protons, de charges $q_1 = q_2 = +e$, considérés « au contact » c'est-à-dire dont les centres sont à une distance $d = 2R$:

$$F = k \cdot \frac{|q_1| \cdot |q_2|}{d^2} = k \cdot \frac{e^2}{4R^2}$$

Application numérique :

$$F_{\text{élec}} = 9,0 \times 10^9 \times \frac{(1,60 \times 10^{-19})^2}{4 \times (1 \times 10^{-15})^2}$$

$$F_{\text{élec}} = 6 \times 10^1 \text{ N}$$

- b.** Cette interaction est répulsive.

2. **a.** Force d'interaction gravitationnelle entre deux protons, de masses $m_1 = m_2 = m_p$, distants de $d = 2R$:

$$F_{\text{grav}} = G \cdot \frac{m_1 \cdot m_2}{d^2} = G \cdot \frac{m_p^2}{4R^2}$$

Application numérique :

$$F_{\text{grav}} = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{(1,67 \times 10^{-27})^2}{4 \times (1 \times 10^{-15})^2}$$

$$F_{\text{grav}} = 5 \times 10^{-35} \text{ N}$$

Cette interaction est attractive.

- b.** On constate une différence de $34+2 = 36$ ordres de grandeur entre les deux interactions. On peut donc négliger l'interaction gravitationnelle devant l'interaction électromagnétique, à l'échelle du noyau.
3. **a.** L'interaction électrique provoque la répulsion entre protons : le noyau devrait éclater.
- b.** L'interaction forte qui explique la cohésion du noyau.

1 Quel est le problème avec les déchets radioactifs ?

1.1 Ils sont là pour longtemps !

Première idée importante : certains déchets radioactifs vont mettre du temps à disparaître !

La production d'électricité d'origine engendre des déchets.

Ces déchets sont pendant une durée qui peut être estimée à partir de la
- $t_{1/2}$ (parfois aussi appelée improprement « période ») de l'élément considéré. Celle-ci correspond au temps au bout duquel l'activité (nombre de désintégrations par seconde) a été **divisée par deux**.

À chaque fois que l'on compte le temps $t = t_{1/2}$, le nombre de noyaux radioactifs est divisé par deux. Ainsi le nombre de noyaux radioactifs décroît avec le temps :

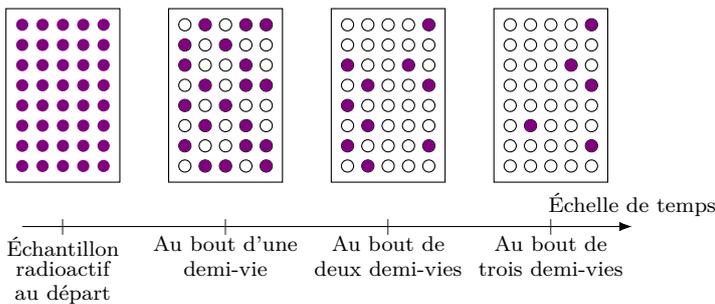


FIG. 1 – Illustration symbolique de la disparition des noyaux radioactifs. Admirez le travail d'orfèvre.

1

.....

.....

.....

La demi-vie radioactive $t_{1/2}$ est caractéristique de chaque type de noyau radioactif.

Voici quelques valeurs de demi-vies pour quelques nucléides instables :

Radionucléides		$t_{1/2}$
Iode 131	^{131}I	8 jours
Cobalt 60	^{60}Co	5,2 ans
Strontium 90	^{90}Sr	28,1 ans
Césium 137	^{137}Cs	30 ans
Plutonium 239	^{239}Pu	24 100 ans
Iode 129	^{129}I	16×10^6 ans
Uranium 238	^{238}U	$4,5 \times 10^9$ ans

FIG. 2 – Demi-vie de quelques isotopes instables.

Remarque : lorsque $t_{1/2}$ est de l'ordre de l'âge de la Terre, comme dans le cas de l'Uranium, tous les noyaux n'ont pas encore eu le temps de disparaître !

On peut représenter le de noyaux radioactifs restants en fonction du temps, par exemple pour le césium 137, dont la demi-vie est de 30 ans :

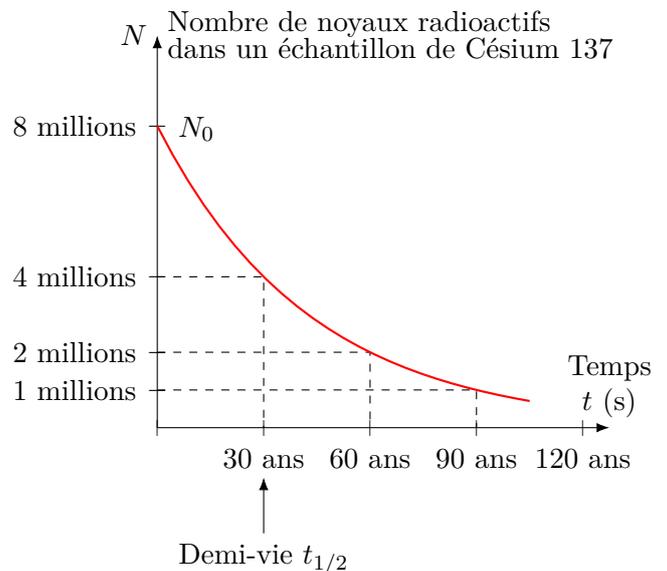


FIG. 3 – Décroissance radioactive du nombre de noyaux.

Admirez la beauté mathématique de cette courbe : il s'agit de la « rencontre » d'une suite arithmétique de raison avec une suite géométrique de quotient ! (le nom de cette courbe est « *exponentielle décroissante* »).

Remarque : le césium 137 est un polluant majeur dans tout accident nucléaire, en plus de l'iode 131 ; remarquez bien les valeurs des demi-vies de ces petites saletés !

Consigne : à l'aide de la courbe ci-après, déterminez la demi-vie du plutonium 241. Le tracé doit être apparent sur votre copie !

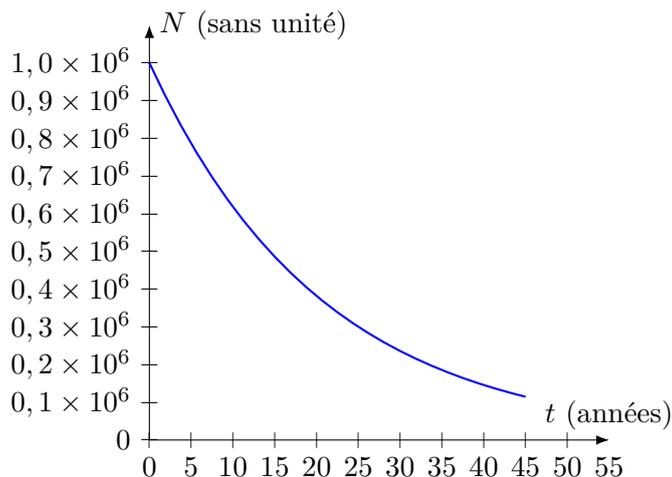


FIG. 4 – Décroissance radioactive du nombre de noyaux de plutonium 241 (Bac 2014).

La demi-vie $t_{1/2}$ d'un échantillon de noyaux radioactifs est égale à la durée nécessaire pour que statistiquement la moitié des noyaux de l'échantillon présents à la date t soient désintégrés à la date $t + t_{1/2}$:

$$N(t + t_{1/2}) = \frac{N(t)}{2}$$

Dans le cas particulier du choix d'une origine des dates $t = 0$, on a directement :

2)

où on note N_0 le nombre de noyaux radioactifs à l'instant initial $N_0 = N(t = 0)$.

La demi-vie ne correspond pas à la moitié de la vie de l'échantillon. Un échantillon radioactif « ne meurt jamais » : il reste toujours une fraction de noyaux, nombre à diviser à nouveau par 2 au bout de $t_{1/2}$...

Remarquez bien que, pour un noyau donné, la probabilité qu'il se désintègre dans le temps $t_{1/2}$ à venir est toujours de 1/2. Ceci explique pourquoi la fréquentation assidue de noyaux radioactifs est déconseillée.

1.2 Certains déchets radioactifs sont plus dangereux que d'autres !

Deuxième idée importante : tous les déchets nucléaires ne se valent pas !

Dans une centrale nucléaire, les produits de fission sont en général c'est-à-dire qu'ils se transforment naturellement en d'autres noyaux en émettant des rayonnements. On distingue deux types de déchets radioactifs :

Les déchets à et à forte activité ;

Les déchets à et à faible activité.

Actuellement, le traitement des déchets consiste à séparer les deux types mentionnés et à les stocker de façon adéquate. Une autre solution consisterait à traiter les déchets à longue vie dans un surgénérateur (voir plus loin).

1.3 Il existe des tas d'unités différentes pour mesurer la dangerosité des déchets radioactifs !

Troisième idée importante : pour caractériser une source, on utilise l'activité, ou nombre de désintégration par seconde.

L'..... A d'une source est simplement le nombre moyen de désintégrations par seconde dans l'échantillon. Elle s'exprime en becquerels (Bq), avec :

3)

et se mesure avec un compteur Geiger.



FIG. 5 – Compteur Geiger.

L'activité \mathcal{A} d'une source est le nombre moyen de désintégrations par seconde dans l'échantillon :

$$\mathcal{A} = -\frac{\Delta N}{\Delta t}$$

où $\Delta N = N_{\text{final}} - N_{\text{initial}}$ désigne la variation du nombre de noyaux radioactifs dans l'échantillon, et $\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{initial}}$ est la durée écoulée, ou intervalle de temps.

Le nombre N de noyaux radioactifs diminue, donc $\Delta N < 0$, d'où le signe $-$ pour avoir une activité positive.

Voici quelques exemples de valeurs :

Source	Activité (Bq)
1 litre d'eau	10
1 litre de lait	80
1 kg de granit	1 000
1 homme de 70 kg	10 000
50 kg d'engrais phosphatés	100 000
1 g de plutonium	2×10^6
1 scintigraphie thyroïdienne	$3,7 \times 10^7$

FIG. 6 – Exemples d'activités.

Attention, les nombres peuvent être énormes, car le nombre d'Avogadro (= nombre d'atomes de carbone 12 dans 12 g de carbone) est lui-même énorme ($N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$). Il faut retenir qu'une activité de plusieurs millions de becquerels n'a rien de bien exceptionnel.

L'activité \mathcal{A} d'une source est proportionnelle à son nombre N de noyaux radioactifs, et inversement proportionnelle à la demi-vie $t_{1/2}$ des noyaux, tel que :

$$\mathcal{A} = 0,69 \cdot \frac{N}{t_{1/2}}$$

Le facteur 0,69 sera détaillé dès que vous en aurez débuté les mathématiques élémentaires (et cela fait un excellent exercice de mathématiques!). En attendant, cette formule sera toujours donnée quand elle sera nécessaire.

Les sources les plus dangereuses sont :

- les sources de très faible durée de vie ($t_{1/2}$ donc $1/t_{1/2}$ grand, donc activité) ;
- les sources contenant un grand nombre d'atomes radioactifs (N donc activité).

Ainsi, les sources les plus dangereuses biologiquement parlant sont les sources de très faible durée de vie ($1/t_{1/2}$ grand) et contenant un grand nombre d'atomes radioactifs (N grand). Heureusement, l'activité de ces sources là décroît rapidement dans le temps.

Les déchets à vie courte (inférieure à 300 ans) ou de faible activité sont stockés dans des fûts en acier ou en béton.

Les déchets à vie longue (des milliers d'années) ou de haute activité sont coulés dans du bitume ou du verre.

1.4 Les ressources fissiles sont limitées !

Quatrième idée importante : l'uranium est un combustible fossile comme les autres !

Au rythme de la consommation actuelle, les réserves connues d'uranium seront épuisées dans un siècle.

Une autre solution mise en œuvre par les Français dans les années 80 et abandonnée depuis consistait à utiliser le plutonium militaire (utilisé dans les bombes) dans un sur-générateur. Les réserves sont suffisantes pour alimenter tous les réacteurs nucléaires pour dix siècles !

2 Applications

2.1 Effets biologiques

Les dépendent de l'activité \mathcal{A} de la source, de l'énergie du rayonnement émis et de la manière dont ce rayonnement est absorbé. Pour tenir compte de ces paramètres, d'autres unités sont utilisées (en particulier le sievert, symbole Sv).

Divers paramètres d'influence :

- Activité de la source ;
- Énergie et nature des particules émises ;
- Distance de la source ;
- Absorption du milieu ;
- Nature des tissus touchés...

On distingue diverses possibilités d'action :

Irradiation À distance, sans contact direct avec la source ;

Contamination Par absorption (voies digestives ou respiratoires) de produits radioactifs pouvant se désintégrer dans l'organisme.

Afin de se protéger, on peut être amené à travailler sous boîte à gants, revêtu d'une combinaison, et équipé de détecteurs de radiations portables.



FIG. 7 – Pensez à enfiler votre pyjama avant d'aller au lit. Le grand type au centre va venir vérifier vos exos de physique !

2.2 Applications « utiles »

Radiothérapie Destruction sélective de cellules cancéreuses ;

Imagerie médicale Par exemple, scintigraphie par injection d'un produit radioactif appelé marqueur, repérable par son rayonnement ;

Stérilisation Par exemple, pour le matériel médical ;

Conservation Par exemple, pour les fruits et légumes, par destruction des parasites.

2.3 Datation (aussi « utile » !)

En géologie Datation des roches, à partir de nucléides à longue demi-vie comme ^{238}U , ^{206}Pb ou ^{87}Rb ;

En archéologie Le carbone 14 ($t_{1/2} \simeq 5600$ ans pour l'isotope $^{14}_6\text{C}$ du carbone) permet de dater des objets d'origine végétale ou animale.

En effet, la répartition en carbone 14 est homogène autant dans le temps que entre l'atmosphère et les organismes vivants ;

À la mort de l'échantillon, le carbone 14 n'est plus renouvelé, car les échanges avec l'atmosphère cessent. La teneur décroît alors exponentiellement, selon la loi radioactive. Ces phénomènes seront l'objet du programme de Terminale.

3 Exercices du chapitre 10 (fin)

10.1 N° 13 p. 154 – Conversions en tout genre

10.2 N° 15 p. 154 – Activité du césium 137

10.3 N° 16 p. 154 – Scintigraphie osseuse

10.4 N° 19 p. 155 – Authenticité d'un millésime

10.5 N° 22 p. 156 – Le retour de la momie

10.6 N° 23 p. 156 – Le radon des sous-sols

1 Quelles sont les réactions nucléaires au sein du Soleil ?

Principe général Les réactions de fusion nucléaire sont typiques du fonctionnement d'une comme le Soleil et sont à l'origine de l'énorme quantité d'énergie rayonnée par cet astre. Ce type de réaction consiste en la fusion de deux noyaux atomiques en un noyau plus lourd, fusion qui s'accompagne d'une libération importante d'énergie.

Une telle réaction n'intervient qu'à des températures élevées (plusieurs dizaines de millions de degrés Celsius) avec des atomes dans un état très condensé (un plasma).

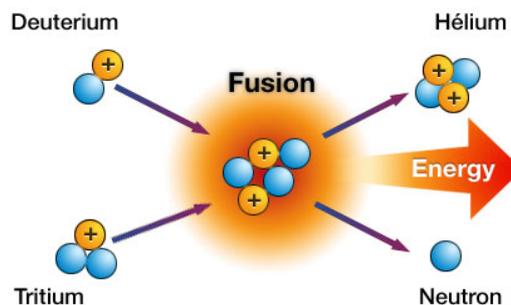


FIG. 1 – Fusion d'un deutérium et d'un tritium.

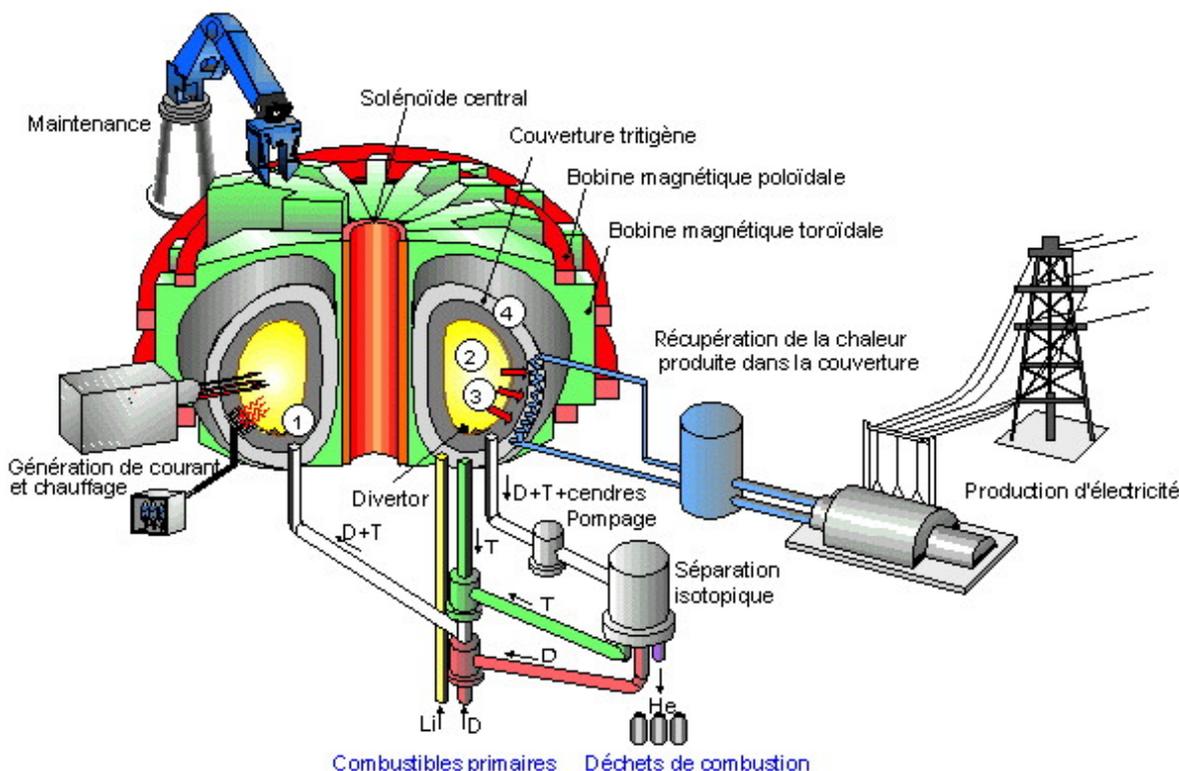


FIG. 2 – Schéma de principe du réacteur expérimental de fusion ITER.

La fusion... sur Terre ! Si le mécanisme de fusion nucléaire a pu être reproduit dans les bombes thermonucléaires (dites « bombe »), la fusion contrôlée en vue de produire de l'..... en est toujours au stade de la recherche. Depuis une trentaine d'années, de nombreux laboratoires étudient la fusion de deux noyaux légers comme ceux du deutérium et du tritium qui sont deux isotopes de l'élément hydrogène. Le deutérium et le tritium ont un noyau avec un proton ($Z = 1$) et respectivement 1 et 2 neutrons.

Les noyaux sont portés à plus de 100 millions de degrés dans des machines toriques appelées Tokamak. Le

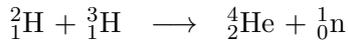
mélange de deutérium et de tritium y est confiné à l'intérieur de parois immatérielles créées par des champs magnétiques intenses.

Le projet ITER Le projet ITER (International Experimental Thermonuclear Reactor), lancé en 1986, a pour but de démontrer la possibilité scientifique et technologique de la production d'énergie par la fusion des atomes.

Avec 12,4 m de diamètre et 27 m de haut, ce réacteur, en construction dans le sud de la France à Cadarache, devrait permettre de réaliser la fusion du deutérium et

du tritium. La première génération de réacteurs à fusion industriels devrait voir le jour vers 2050.

Équilibrer les équations des réactions nucléaires de fusion Le principe est le même que pour une réaction de fission. Exemple avec la réaction entre le deutérium et le tritium :



Cette réaction libère 17,6 MeV, ce qui est énorme (1 eV = $1,602 \times 10^{-19}$ J).

Application directe : écrire l'équation de fusion de deux noyaux de deutérium, pour former du tritium et un autre noyau fils que l'on découvrira.

.....



FIG. 3 – Un moment historique : la pause de la dernière tuile thermique dans ITER, par trois types en pyjamas.

2 Quelles sont les réactions nucléaires au sein d'une centrale ?

Principe général L'uranium 235 est le seul atome à l'état naturel dont le noyau se brise en deux noyaux plus petits sous l'effet d'un choc avec un neutron (passant dans le coin, comme ça par hasard). Cette transforma-

tion est une réaction nucléaire que l'on appelle réaction de et on dit que l'uranium 235 est

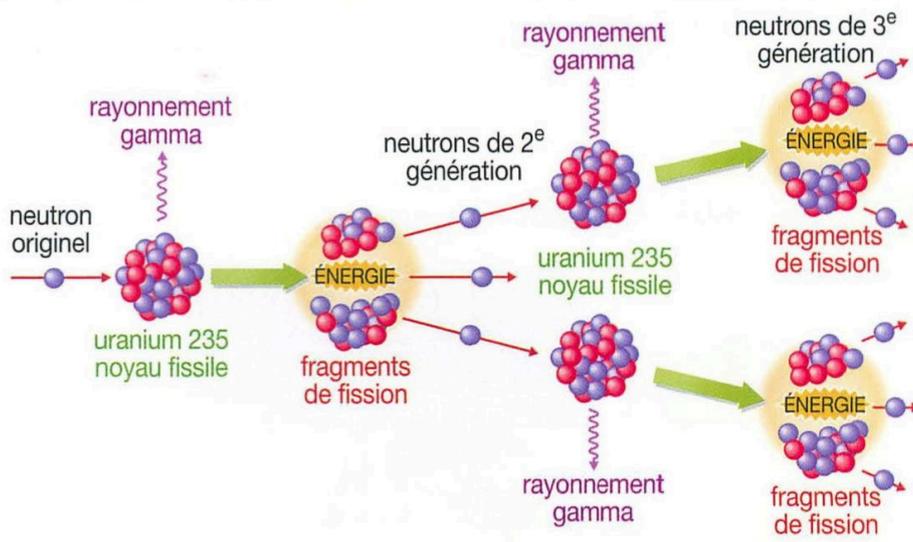


FIG. 4 – Réaction en chaîne pour l'uranium 235

Possibilité d'une réaction en chaîne Les deux fragments de fission sont appelés noyaux fils. La réaction libère aussi entre deux ou trois neutrons (2,47 neutrons en moyenne), qui peuvent (après avoir été préalablement ralentis) provoquer deux ou trois nouvelles réactions : c'est la réaction

Dans un réacteur nucléaire, la réaction en chaîne est maîtrisée pour maintenir un rythme de fissions constant.

Énormément d'énergie Environ 200 MeV d'énergie est libérée lors de la fission de l'uranium (1 eV = $1,602 \times 10^{-19}$ J), donc J (pour un seul noyau!).

Pour un gramme d'uranium, la quantité d'énergie libérée

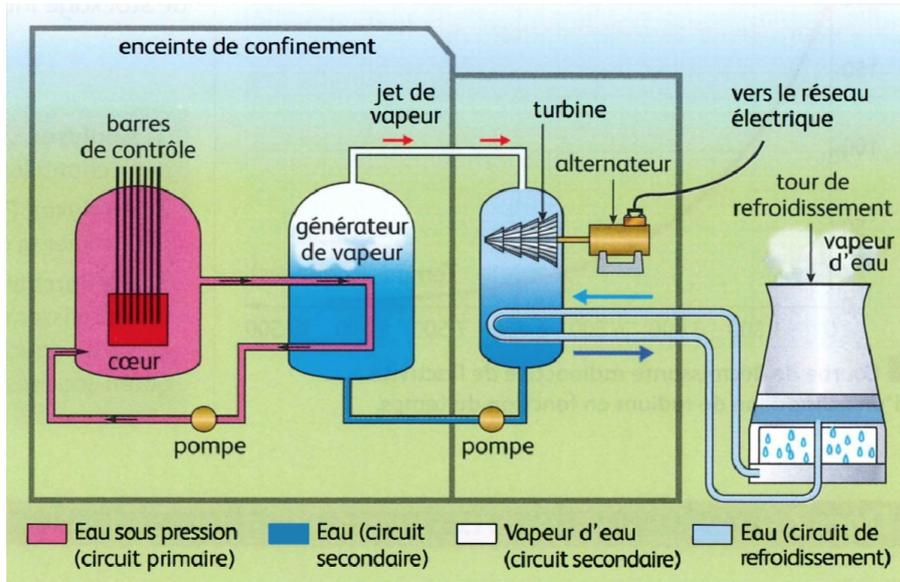
est considérable : la fission d'un noyau d'uranium 235 libère la même énergie que la combustion de 33 millions d'atomes de carbone.

Les produits de fission emportent cette énergie sous forme d'énergie cinétique, énergie qu'ils perdent au cours des chocs avec la matière environnante, donc en transfert (chaleur).

Le problème de rayons gamma À chaque modification d'un noyau, un rayonnement γ (lettre grecque « gamma ») est émis. Il s'agit d'un rayonnement pénétrant et très ionisant, c'est-à-dire qu'il va rompre des liaisons et faire apparaître des ions au sein de la matière qu'il traverse, y inclus la matière organique et notamment l'ADN codant l'information génétique!

3 Quel est le principe d'une centrale nucléaire ?

Dans une centrale thermique à uranium, la transformation des noyaux des atomes au cœur du réacteur produit l'énergie.



3.1 Découvrons le fonctionnement

Dans une centrale thermique nucléaire, l'énergie thermique libérée par la des noyaux d'Uranium est transférée à de l'eau qui est vaporisée. La vapeur entraîne une turbine qui actionne un alternateur produisant de l'énergie

3.2 Analysons le fonctionnement

1. Quels points communs y a-t-il entre le fonctionnement d'une centrale thermique à combustible fossile et celui d'une centrale thermique à combustible nucléaire ?

2. Quelles sont les différences (entre une centrale nucléaire et une centrale « chimique ») ?

3. Quelles sont les formes d'énergie rencontrées dans ce type de centrale ?

Énergie libérée par la fission d'un gramme d'uranium 235 : 72,6 MJ.

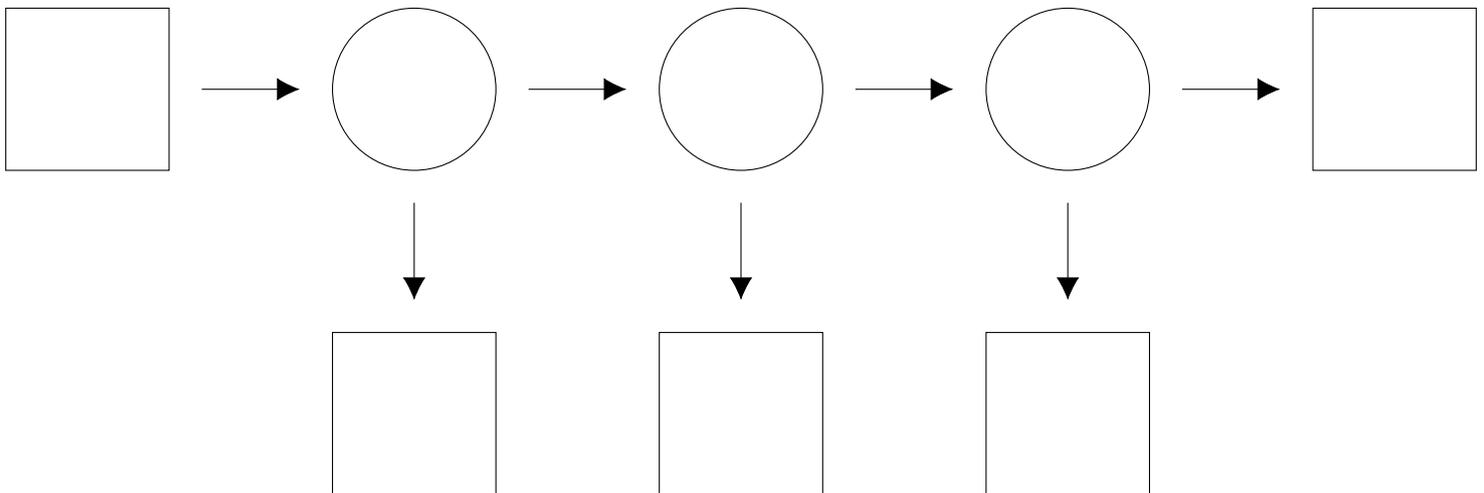


FIG. 5 – Chaîne énergétique d'une centrale nucléaire.

1 Qu'elle est la célèbre formule d'Einstein donnant l'énergie de masse ?

1.1 L'énigme de la masse manquante

Voici quelques données numériques assez précises :

$$m_p = 1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_n = 1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Donnez la composition et le symbole de l'hélium 4 (utilisez le tableau périodique pour trouver son numéro atomique Z et son symbole) :

.....

En utilisant les données, calculez la masse des particules formant ce noyau :

.....

.....

Comparez avec la masse mesurée (pour l'ion hélium He^{2+} , dans un spectromètre de masse) pour ce nucléide : $m({}^4_2\text{He}) = 6,644 \times 10^{-27} \text{ kg}$:

.....

Constat :

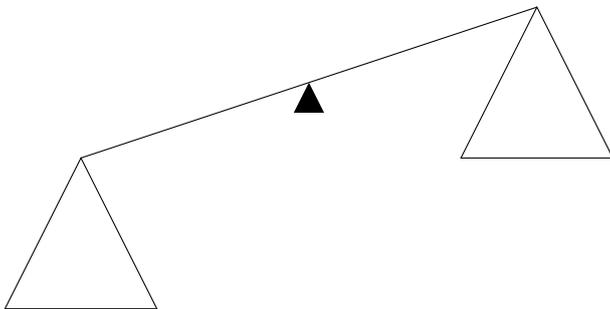


FIG. 1 – Le trébuchet du défaut de masse.

- La masse de 2 neutrons + 2 protons libres est à la masse de ces 4 nucléons associés dans un noyau d'Hélium !
- Le principe de conservation de la masse de LAVOISIER est pris en ;
- Remarquons avant d'aller plus loin qu'il faut de l'énergie pour détruire un noyau stable, c'est-à-dire pour casser les liaisons entre les nucléons (liaisons assurée par l'interaction).

1.2 L'idée d'Einstein

& le plus célèbre *post scriptum* au monde

EINSTEIN a résolu l'énigme de la masse manquante en associant, à toute particule de masse au repos m , une énergie E telle que :

.....

La conséquence de cette formule est étonnamment grossière et choquante : on peut en théorie former une masse en fournissant de l'énergie, et inversement créer de l'énergie en détruisant de la matière.

Remarque : comme $c = 2,99792 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$, c^2 a une valeur importante et donc l'énergie E est toujours assez importante !

1.3 À quoi correspond le défaut de masse *in fine* ?

Le défaut de masse correspond à accaparée par les liaisons entre nucléons. Cette énergie assure la du noyau. C'est l'énergie qu'il faut fournir au noyau pour le dissocier en nucléons libres.

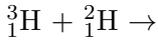
Finalement, on pourrait être déçu, en considérant que l'on ne part jamais de nucléons libres, mais de noyaux pères, pour former des noyaux fils ; c'est sans compter sur le fait que **certains noyaux sont plus que d'autres!**

Remarque importante : l'exactitude de vos calculs et le respect des chiffres significatifs ont une fâcheuse importance en Physique Nucléaire.

2 Comment calculer l'énergie libérée par une fusion ?

2.1 Sur un exemple

Complétez la réaction nucléaire ci-dessous, sachant que l'on produit de l'hélium 4, un neutron et du rayonnement gamma (aide : utilisez le tableau périodique).



Pour calculer l'énergie libérée par la réaction de fusion, il faut connaître la valeur des masses de tous les noyaux et particules impliqués :

Nucléide	${}^3\text{H}$	${}^2\text{H}$	${}^4\text{He}$	${}^1_0\text{n}$
Masse ($\times 10^{-27}$ kg)	5,008	3,344	6,644	1,673

Vous pouvez par exemple commencer par écrire la variation de masse lors de cette réaction. Elle est notée Δm . Le symbole Δ en physique signifie « valeur finale moins valeur initiale », donc :

.....

.....

Sans attendre, allez sur le calcul de l'énergie libérée. En physique une énergie libérée est souvent notée Q . Dans la joie et la bonne humeur :

.....

.....

2.2 Signe de l'énergie libérée

Les produits sont plus légers que les réactifs, donc selon l'expression ci-dessus, l'énergie libérée a une valeur

Si l'on se place du point de vue du réacteur, il s'agit d'une énergie qui est On adopte en physique la ou convention du banquier : on compte toute quantité d'énergie qui est perdue par le système.

2.3 Changeons l'unité d'énergie : L'électronvolt

Le joule (J) est mal adapté pour les transferts énergétiques à l'échelle atomique et nucléaire. On utilise l'**électronvolt** :

$$1 \text{ eV} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ J}$$

L'électronvolt est bien adapté aux énergies mises en jeu lors d'une réaction chimique entre deux molécules, ou lors du changement de niveau d'énergie d'un électron dans un atome. Pour les énergies nucléaires, on utilise surtout le **mégaélectronvolt** :

Le mégaélectronvolt est bien adapté aux énergies libérées par les noyaux. Convertir l'énergie précédente en MeV :

.....

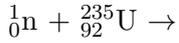
Pour finir, indiquez le nombre de nucléons impliqués dans la fusion donnée en exemple, et en déduire la quantité d'énergie délivrée par nucléon :

.....

3 Comment calculer l'énergie libérée par une fission ?

3.1 Sur un exemple

Voici l'exemple d'une réaction (formant deux fragments parmi tous ceux qui sont possibles). Complétez la réaction nucléaire ci-dessous, sachant que l'on produit du strontium 94, du xénon 139, trois neutrons et du rayonnement gamma (aide : utilisez le tableau périodique).



L'énergie libérée s'exprime par :

.....

Pour calculer l'énergie libérée par la réaction de fusion, il faut connaître la valeur des masses de tous les noyaux et particules impliqués :

Noyaux	${}_{54}^{139}\text{Xe}$	${}_{38}^{94}\text{Sr}$	${}_{92}^{235}\text{U}$	${}_0^1\text{n}$
Masses ($\times 10^{-27}$ kg)	230,6	155,9	390,2	1,675

Application numérique :

.....

.....

Pour terminer, indiquez le nombre de nucléons impliqués dans la fission donnée en exemple, en déduire la quantité d'énergie délivrée par nucléon et comparer avec la fusion précédente :

.....

4 Conclusion : la formule de calcul de l'énergie libérée

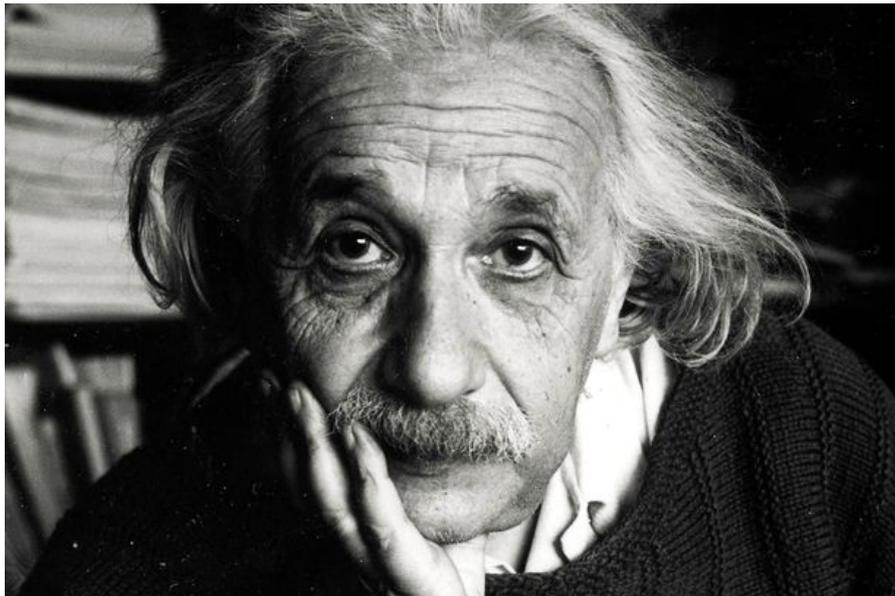
.....

Exercices du chapitre 11

11.1 N° 6 p. 282 – Étoiles

11.2 N° 15 p. 284 – Uranium

11.3 N° 23 p. 286 – Soleil



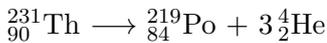
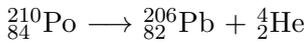
« Tout le monde est un génie. Mais si vous jugez un poisson par sa capacité à grimper aux arbres, il passera sa vie entière persuadé qu'il est totalement stupide. » – Crédit à Albert EINSTEIN

Correction des exercices du chapitre 10 (début)

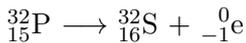
10.1 Équilibrer une équation nucléaire

La classification périodique était indispensable pour faire cet exercice.

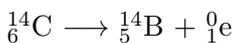
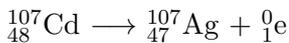
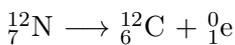
- a. Émetteurs α , c'est-à-dire un noyau d'hélium $4\ ^2_2\text{He}$ dans les noyaux fils :



- b. Émetteurs β^- , un électron ${}_{-1}^0\text{e}$ dans les produits :



- c. Émetteurs β^+ , un positon (ou électron positif, anti-particule de l'électron) ${}_{+1}^0\text{e}$ dans les produits :



10.2 Isotopes & nucléides en tout genre

- a. Un élément correspond à un certain numéro atomique Z ; on trouve les éléments dans la classification périodique, classés par numéro atomique Z croissant.

Parmi toutes les paires (Z, A) proposées, il n'y a que trois valeurs du numéro atomique Z différentes, donc trois éléments :

Z	Symbole	Nom
$Z = 4$	Be	le béryllium
$Z = 8$	O	l'oxygène
$Z = 16$	S	le soufre

- b. Des noyaux sont isotopes s'ils ont le même numéro atomique Z (même nombre de protons), mais un nombre de nucléons A différent (donc un nombre différent de neutrons). On distingue :

— deux isotopes du béryllium : ${}^8_4\text{Be}$ et ${}^9_4\text{Be}$;

— trois isotopes de l'oxygène : ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_8\text{O}$ et ${}^{18}_8\text{O}$;

— quant au soufre, il n'est ici proposé que par un seul nucléide : ${}^{32}_{16}\text{S}$.

10.3 N° 6 p. 152 – Une eau lourde

- Avec un seul proton, le deutérium est un nucléide de numéro atomique $Z = 1$. Il s'agit donc d'un isotope de l'hydrogène.
- $Z = 1$ pour le proton et $A = 1 + 1$ pour les nucléons, somme du nombre de proton et de neutron. La représentation symbolique est donc ${}^2_1\text{H}$.

- À la place de H_2O , il faudrait écrire DHO pour l'eau semi-lourde et D_2O pour l'eau lourde. Cocasse, n'est-il pas ?

- La masse volumique de la glace d'eau pure, à $0\ ^\circ\text{C}$ sous 1 atmosphère, est $917\ \text{kg/m}^3$, à comparer à $1000\ \text{kg/m}^3$ pour l'eau liquide. Par conséquent, la glace d'eau flotte sur l'eau, tel que confirmé dans l'expérience du verre de droite. En effet, la glace d'eau est moins dense que l'eau liquide, en raison de sa structure cristalline lacunaire de la glace.

Que l'on considère de la glace d'eau ou de la glace d'eau lourde ne change rien à la structure cristalline, qui est du ressort de la chimie (donc ne fait intervenir que les électrons). Dans tous les cas, la glace d'eau est une structure :

$$\frac{1000}{917} = 1,09$$

fois moins dense que l'eau liquide.

Montrons maintenant que la glace d'eau lourde est plus dense que l'eau liquide (ce qui n'a rien d'évident). Pour cela, commençons par calculer la masse molaire de l'eau :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

ainsi que la masse molaire de l'eau lourde :

$$M(\text{D}_2\text{O}) = 2 \times 2,0 + 16,0 = 20,0\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Ainsi, à quantité de matière égale, l'eau lourde sera :

$$\frac{20,0}{18,0} = 1,11$$

fois plus dense que l'eau formée uniquement d'hydrogène 1.

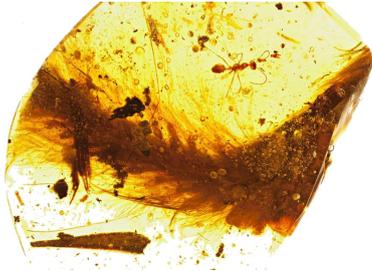
On constate que $1,11 > 1,09$, l'allourdissement due au neutron supplémentaire est suffisant pour compenser l'allègement dû à la structure cristalline de la glace ! Ainsi, la glace d'eau lourde pure coule dans l'eau. Dingue, n'est-il pas ?

10.4 N° 7 p. 152 – Une eau radioactive

- On passe de l'oxygène 16 à l'oxygène 15. Sa représentation symbolique est ${}^{15}_8\text{O}$.
- Les deux isotopes ont les mêmes propriétés chimiques, qui ne concernent que les électrons de valence. Ajouter ou enlever des neutrons aux noyaux n'a pas d'effet direct sur la liaison chimique.

1 Comment interpréter les expériences d'électrisation par frottement ?

1.1 Historique succinct



Au VI^e siècle avant notre ère, Thalès DE MILLET constate que l'ambre jaune les corps légers (l'ambre jaune est de la résine de conifère fossilisée, que les Grecs appelaient *elektron*).

Au I^{er} siècle de notre ère, PLUTARQUE note que cette attraction n'a lieu que si l'ambre est préalablement Ces observations sont ensuite étendues à d'autres matériaux. Au début du XVIII^e siècle, les termes d'« électricité » et d'« électrisation » apparaissent.

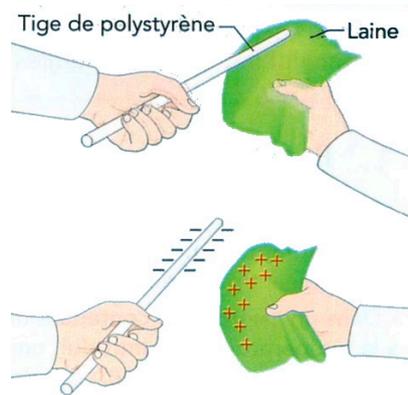
En 1733, le Français Charles DU FAY distingue l'électricité « résineuse » (présente sur de l'ambre frotté avec de la laine) et l'électricité « vitrée » (présente sur du verre frotté avec de la laine). Il montre que des corps qui portent des électricités de même nature se repoussent, alors qu'ils s'attirent s'ils portent des électricités de nature différente. L'Américain Benjamin FRANKLIN propose d'appeler « » l'électricité vitrée et « » l'électricité résineuse.

En 1897, l'Anglais Joseph John THOMSON découvre l'électron.

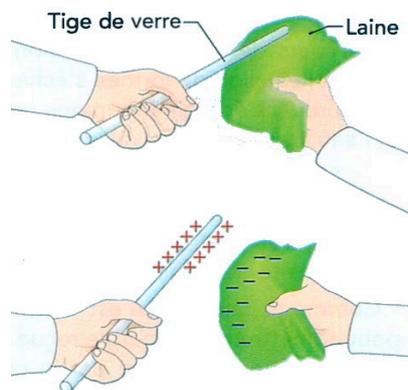
1.2 Expériences d'électrisation

Dans un solide, seuls les peuvent se déplacer : par frottement, des électrons sont transférés d'un corps à un autre.

Quand on frotte une tige en polystyrène avec de la laine, la tige se charge Lors du frottement, des électrons sont arrachés à la laine et transférés à la tige en polystyrène.



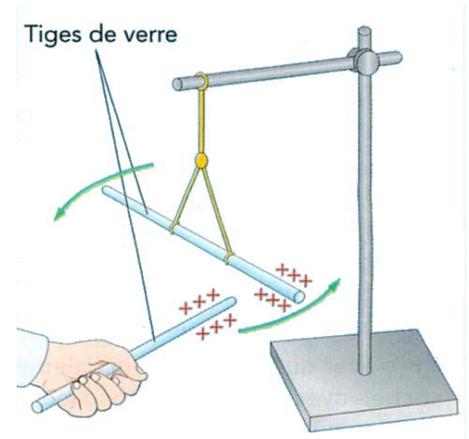
Quand on frotte une tige de verre avec de la laine, la tige se charge Lors du frottement, des électrons sont arrachés à la tige de verre et transférés à la laine.



1.3 L'interaction électrique

Lorsque l'on approche une tige en verre d'une autre tige en verre, toutes deux ayant été frottées avec de la laine, on constate que les tiges se

Il en est de même si on refait l'expérience avec deux tiges de polystyrène.



En revanche, si l'on approche une tige de polystyrène d'une tige en verre, toutes deux ayant été frottées avec de la laine, les deux tiges s'

Des corps portant des charges de même signe se alors que des corps portant des charges de signes s'attirent.

1 Comment expliquer la cohésion des solide ioniques ?

Le chlorure de sodium :



et le fluorure de calcium :



sont des solides ou cristaux ioniques.

Un solide ou cristal est constitué d'..... et de, assimilés à des sphères dures, régulièrement disposées dans l'espace. Un solide ionique est électriquement

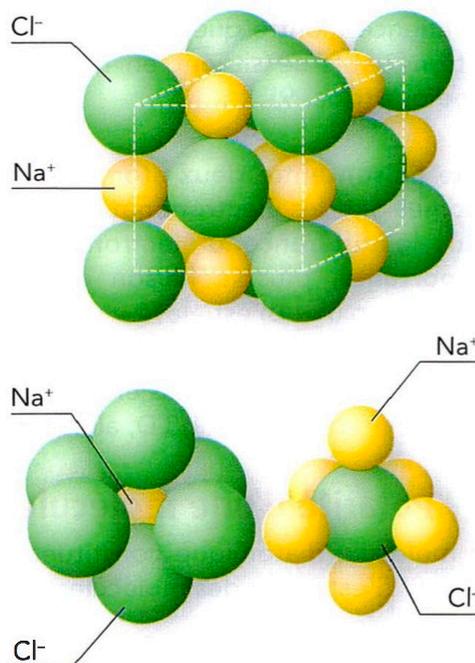
Comme l'ion sodium Na^+ porte une charge et l'ion chlorure Cl^- une charge, le cristal de

chlorure de sodium comporte autant d'ions sodium que d'ions chlorure. On le note

Dans le cristal de fluorure de calcium, chaque ion calcium Ca^{2+} porte une charge ; il est donc accompagné de ions fluorure F^- portant chacun une charge La formule du fluorure de calcium solide est alors notée

La formule d'un solide ou cristal ionique, appelée formule statistique, indique la nature et la proportion des ions présents.

Dans le cristal de chlorure de sodium, un cation sodium Na^+ les anions chlorure Cl^- qui l'entourent. Inversement, un anion chlorure Cl^- n'est entouré que de cations sodium Na^+ .



Dans un cristal ionique, chaque ion s'entoure d'ions de signes L'interaction existant entre ces ions de charges assure la cohésion du solide ionique.

Dans un solide ionique, les ions occupent des positions déterminées et sont immobiles.

2 Qu'est-ce qu'une molécule polaire ?

2.1 Polarité d'une liaison

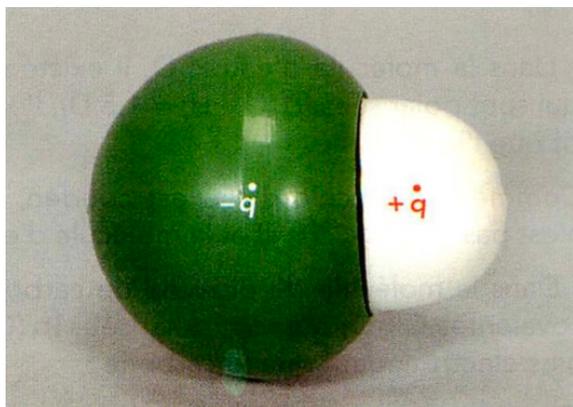
Rappel : formule de Lewis du chlorure d'hydrogène :

1

Dans la molécule de chlorure d'hydrogène HCl , le doublet d'électrons qui lie les deux atomes n'est pas partagé entre les deux atomes.

Il est plus de l'atome de chlore, plus avide d'électrons que l'atome d'hydrogène.

Ce partage dissymétrique du doublet d'électrons provoque l'apparition d'une charge $+q$ sur l'atome d'hydrogène et d'une charge $-q$ sur l'atome de chlore.



La molécule de chlorure d'hydrogène constitue un : la liaison H-Cl est

La molécule de chlorure d'hydrogène est une molécule

Un dipôle électrique est l'ensemble constitué de deux charges ponctuelles opposées $-q$ et $+q$ séparées par une distance d .

2.2 Moment dipolaire

**Un dipôle électrique est caractérisé par son
.....
....., colinéaire à la liaison, et orienté du pôle $-$ vers le pôle $+$ du dipôle**

Représentation : **2**

Le moment dipolaire est une grandeur mesurable, qui s'exprime en debye, de symbole D ; par exemple, pour la molécule de chlorure d'hydrogène, $p(\text{H-Cl}) = 1,1 D$.

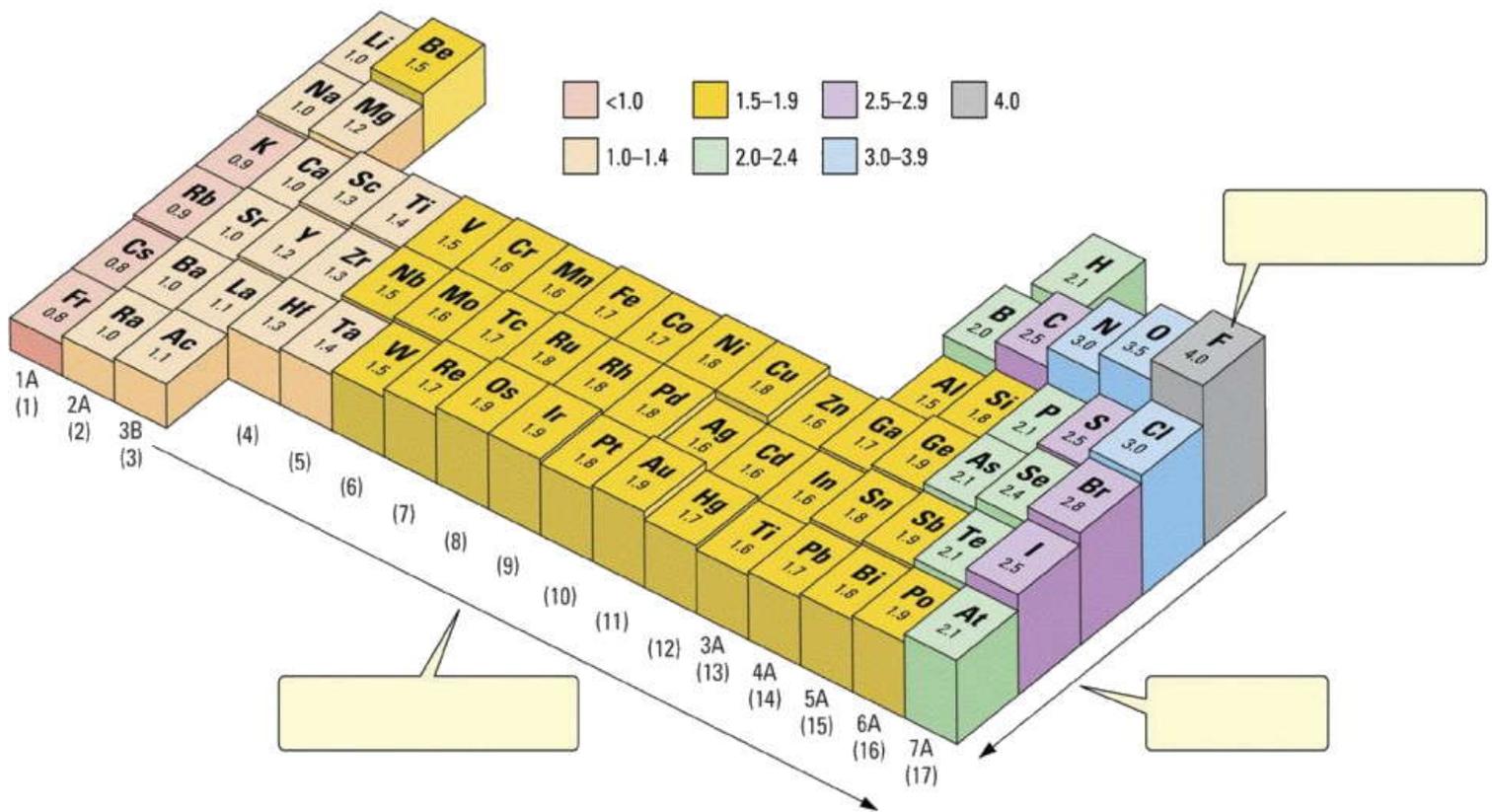
2.3 Électronégativité des atomes

Pour savoir si une liaison A-B est polaire, les chimistes comparent l'électronégativité des atomes A et B .

L'..... notée est une grandeur relative, sans unité, qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer vers lui le doublet d'électrons qui l'associe à l'atome B dans une liaison covalente.

Plus l'électronégativité d'un atome est élevée, plus celui-ci à lui les électrons.

L'expérience montre que, hormis les gaz nobles, les éléments les plus électronégatifs se situent en haut et à droite dans la classification périodique.



2.4 Lien entre polarité d'une liaison et électronégativité des atomes

Une liaison entre deux atomes A et B est si ces deux atomes ont des électronégativités différentes (au minimum).

Plus la **différence d'électronégativité** des atomes A et B est importante, plus la liaison est **polarisée** et plus le moment dipolaire $p(A - B)$ est élevé. Ainsi, comme le fluor est plus électronégatif que l'iode, le moment dipolaire du fluorure d'hydrogène HF est à celui de l'iodure d'hydrogène HI :

$$p(\text{H} - \text{F}) = 1,8 \text{ D} \quad \text{et} \quad p(\text{H} - \text{I}) = 0,44 \text{ D}$$

Une molécule diatomique constituée de deux atomes **identiques** est forcément C'est le cas des molécules H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 et I_2 .

À contrario, une molécule diatomique constituée de deux atomes différents est généralement C'est le cas des molécules HF, HCl, HBr, HI, CO et NO.

2.5 Cas des molécules à plus de deux atomes

Pour une molécule polyatomique, le moment dipolaire est la des moments dipolaires associés à chacune des liaisons.

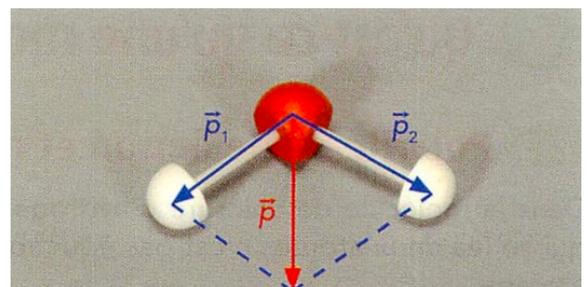
Il est donc essentiel de connaître la de la molécule pour savoir si celle-ci est polaire ou non.

Un cas particulièrement important est celui de la molécule d'eau H_2O . Formule de Lewis :

3

Il existe deux liaisons covalentes O-H qui sont polarisées ($p(\text{O} - \text{H}) = 1,5 \text{ D}$), l'oxygène étant plus que l'hydrogène.

Comme la molécule d'eau est coudée, le moment dipolaire résultant n'est pas nul et la molécule d'eau est ($p(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \text{ D}$).



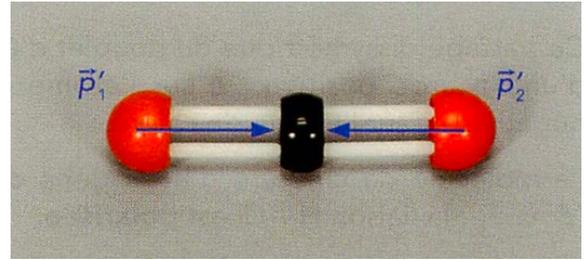
Un autre cas important est celui de la molécule de dioxyde

de carbone CO_2 , qui présente deux liaisons covalentes $\text{C}=\text{O}$, qui sont polarisées ($p(\text{C}=\text{O}) = 2,3 \text{ D}$), l'oxygène étant plus électronégatif que le carbone. Formule de Lewis :

4

Comme la molécule de dioxyde de carbone est linéaire,

le moment dipolaire résultant est nul et la molécule de dioxyde de carbone est



Exercices du chapitre 12

12.1 N° 3 p. 167 – Molécules diatomiques

12.2 N° 4 p. 167 – Pronostics

12.3 N° 5 p. 167 – Évolution électronégativité

12.4 N° 11 p. 168 – Interaction électrique

12.5 N° 14 p. 168 – Formules des solides ioniques

12.6 N° 26 p. 170 – Chlorure de césium

Correction des exercices du chapitre 10 (fin)

10.5 N° 9 p. 153 – Un problème de stabilité

- L'interaction forte est responsable de la cohésion du noyau.
- La radioactivité est un phénomène aléatoire, inéluctable et spontané, par lequel un noyau père instable se désexcite en créant un noyau fils plus stable, et une autre particule ou un autre noyau, ce que l'on peut qualifier de « rayonnement » (terme générique qui évite de préciser s'il s'agit d'un noyau d'hélium, d'un électron, d'un positon ou d'un photon gamma).
- Les noyaux sont classés en fonction de le nombre de protons ou numéro atomique Z en abscisse, et de leur nombre de neutrons $N = A - Z$ en ordonnée. Chaque petit carré coloré sur le diagramme représente un noyau.
 - Les noyaux de la zone bleue ont un excès de neutrons, N trop grand, pour que les noyaux soient stable. Spontanément, en transformant un neutron et proton, et en émettant un électron (rayonnement β^-), le noyau va se rapprocher de la zone de stabilité en rouge.
La zone jaune correspond aux noyaux comportants un excès de protons, Z trop grand. Spontanément, en transformant un proton en neutron, et en émettant un positon (rayonnement β^+), le noyau va se rapprocher de la zone de stabilité en rouge.
La zone en vert correspond aux noyaux qui sont définitivement trop gros, donc un excès de protons et de neutrons. Spontanément, en émettant deux protons et deux neutrons, c'est-à-dire un noyau d'hélium 4 (rayonnement α), le noyau va se rapprocher de la zone de stabilité en rouge.
 - La zone de stabilité en rouge semble représenter le fond d'une vallée, entourée de pentes d'où dévalent spontanément les noyaux. Cela a rappelé aux physiciens ayant constaté ce curieux regroupement un problème de mécanique de chute des corps bien connu.

10.6 N° 13 p. 154 – Conversions en tout genre

- L'activité \mathcal{A} d'une source est le nombre moyen de désintégrations par seconde.

- L'activité s'exprime en becquerels, symbole Bq. 1 Bq correspond à 1 désintégration par seconde.
- Pour déterminer l'activité des sources, on divise le nombre de désintégrations par le temps de comptage, exprimé en seconde.

— Homme de 70 kg :

$$\mathcal{A} = \frac{152}{1 \times 60} = 2,5 \text{ Bq}$$

— 1 kg de granit :

$$\mathcal{A} = \frac{503}{500 \times 10^{-3}} = 1,0 \times 10^3 \text{ Bq}$$

— 1 g de Radium :

$$\mathcal{A} = \frac{3,7 \times 10^{10}}{1} = 3,7 \times 10^{10} \text{ Bq}$$

— 50 kg d'engrais phosphaté :

$$\mathcal{A} = \frac{29}{1 \times 3600} = 8,1 \times 10^{-3} \text{ Bq}$$

— 1 L de lait :

$$\mathcal{A} = \frac{803}{10} = 80 \text{ Bq}$$

Classement de l'échantillon le plus radioactif à l'échantillon le moins radioactif (par ordre d'activité décroissante) : radium ; granit ; lait ; homme ; engrais.

10.7 N° 15 p. 154 – Activité du césium 137

- La radioactivité est un phénomène aléatoire, spontané et inéluctable. Par conséquent, le nombre d'événements ne peut pas être strictement identique d'une mesure à l'autre. Remarque : on dispose du matériel pour réaliser ces mesures au lycée, mais ce TP a été interdit par la Préfecture, de peur qu'un élève avale la source radioactive !
- Plus le nombre de mesures est important, plus on s'approche du comportement statistique, qui s'exprime par la loi des grands nombres. Donc plus les différences aléatoires seront gommées, et plus le comportement moyen, caractéristique de la loi physique de désintégration, apparaît (il faut

s'imaginer en train d'étudier le comportement typiquement aléatoire d'un dès lors d'un jeu : on ne saura si le dès est juste ou *pipé* que si on le lance un grand nombre de fois).

3. a. Il s'agit d'une moyenne *pondérée*, du même type que celle qui apparaît sur votre bulletin de notes trimestriel (la moyenne tient compte des coefficients du Bac, même en Première S!). Pour réaliser un tel calcul, on multiplie chaque nombre N de désintégrations par sa fréquence de comptage f , et on divise par la somme des fréquences, qui vaut normalement 120 (10 mesures par élève, 12 élèves, donc $12 \times 10 = 120$) :

$$\begin{aligned} \sum_i f_i &= 1 + 1 + 2 + 7 + 2 + 5 + 7 \\ &\quad + 8 + 11 + 10 + 17 + 15 + 9 \\ &\quad + 7 + 5 + 6 + 3 + 2 + 1 + 1 \\ &= 120 \quad \text{c. q. f. d.} \end{aligned}$$

Notons ce nombre de désintégrations moyen \bar{N} :

$$\begin{aligned} \bar{N} &= \frac{\sum_i f_i N_i}{\sum_i f_i} \\ &= \frac{1 \times 296 + 1 \times 298 + 2 \times 300 + 7 \times 301 \\ &\quad + 2 \times 302 + 5 \times 303 + 7 \times 304 \\ &\quad + 8 \times 305 + 11 \times 306 + 10 \times 307 \\ &\quad + 17 \times 308 + 15 \times 309 + 9 \times 310 \\ &\quad + 7 \times 311 + 5 \times 312 + 6 \times 313 \\ &\quad + 3 \times 314 + 2 \times 315 + 1 \times 316 \\ &\quad + 1 \times 317}{120} \\ \bar{N} &= \frac{36905}{120} = 308 \end{aligned}$$

En moyenne, l'échantillon étudié a une activité de 308 désintégrations lors de la durée de chaque comptage, de 5 secondes.

- b. L'activité d'une source est égale à son nombre de désintégration par seconde :

$$\mathcal{A} = \frac{308}{5} = 62 \text{ Bq}$$

10.8 N° 19 p. 155 – Authenticité d'un millésime

- Isotopes issus de la radioactivité naturelle : carbone 14 et potassium 40.
Isotopes issus de la radioactivité artificielle : césium 137.
- Activité du vin pour 75 cL :

$$\mathcal{A} = \frac{42}{500} = 0,084 \text{ Bq}$$

L'activité est proportionnelle au volume du vin. Pour 1 L, on a donc :

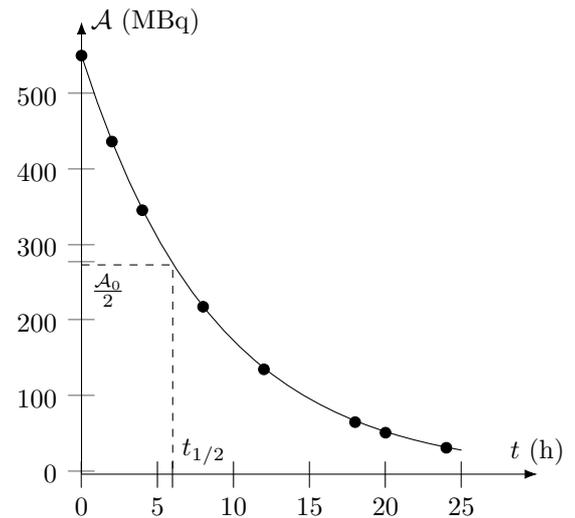
$$\mathcal{A} = \frac{0,084}{0,75} = 0,112 \text{ Bq} = 112 \text{ mBq},$$

valeur qui peut correspondre aux l'années 1953, 1973 ou 1987 sur le graphe (droite déjà tracée en rouge).

- Le pic provient des essais nucléaires aériens.

10.9 N° 16 p. 154 – Scintigraphie osseuse

- Courbe $A = f(t)$:



L'activité diminue avec le temps, et de moins en moins (courbe dite exponentielle décroissante, qui sera vue en mathématiques en Terminale S).

- Lecture graphique pour :

$$\frac{A_0}{2} = \frac{555}{2} = 277,5 \text{ MBq}$$

On trouve $t_{1/2} = 6$ h.

- Au bout d'un jour, c'est-à-dire 24 heures, l'activité vaut $\mathcal{A}_{24} = 35$ MBq ; l'activité initiale \mathcal{A}_0 de l'échantillon injecté est donc divisée par un facteur :

$$\frac{A_0}{\mathcal{A}_{24}} = \frac{555}{35} = 16$$

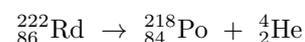
L'activité d'un traceur diminuant très rapidement au cours du temps, cela permet son usage médical.

10.10 N° 22 p. 156 – Le retour de la momie

- Une baisse de 40 % de la radioactivité de la momie signifie qu'il reste 60 % de cette radioactivité, donc 0,6 pour la courbe. Par lecture graphique, on trouve environ $t = 4500$ ans pour l'âge de la momie.
- Il n'y a plus d'ingestion de matière carbonée, puisque les organismes n'absorbent plus de dioxyde de carbone (soit directement pour les végétaux, soit ultérieurement dans la chaîne alimentaire).
- La proportion de carbone 14 est quasi-nulle à partir de 30 000 ans, donc on ne peut pas utiliser la datation au carbone 14 pour des fossiles trop anciens, comme ceux des dinosaures.

10.11 N° 23 p. 156 – Le radon des sous-sols

- Il s'agit d'une radioactivité naturelle.
- Réponse (c), car le radon perd deux protons et deux neutrons lors de sa désintégration :



C'est donc bien que le radon a un excès de protons et de neutrons.

- ${}_{84}^{210}\text{Po}$.

- La radioactivité est un phénomène aléatoire, spontané et inéluctable. Par conséquent, entre chaque mesure, le caractère aléatoire apparaît.
- Moyenne sur l'ensemble des mesures : $\mathcal{A} = 8,5 \text{ Bq}$.
- Avec $10 \text{ L} = 0,010 \text{ m}^3$, l'activité par mètre cube d'air est

donc :

$$\mathcal{A} = \frac{8,5}{0,010} = 850 \text{ Bq} \cdot \text{m}^{-3}$$

Il faut aérer la cave car le seuil de précaution est dépassé.

Correction des exercices du chapitre 11

11.1 N° 6 p. 282 – L'énergie des étoiles

- On utilise les lois de SODDY, c'est-à-dire la loi de conservation du nombre de nucléons A (nombre de masses) et du nombre de protons Z (nombre de charges).

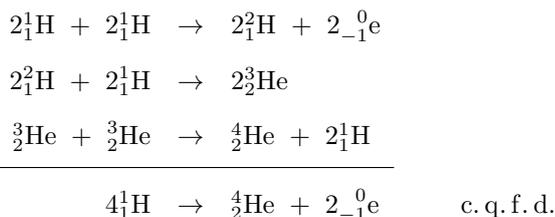
Équation (a) :

$$\begin{cases} 1 + 1 = A + 0 \\ 1 + 1 = Z + 1 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} A = 2 \\ Z = 1 \end{cases}$$

Équation (b) :

$$\begin{cases} 3 + 3 = A' + 2 \times 1 \\ 2 + 2 = Z' + 2 \times 1 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} A' = 4 \\ Z' = 2 \end{cases}$$

- X est ${}^2_1\text{H}$, l'hydrogène 2 ou deutérium ;
X' est ${}^4_2\text{He}$, l'hélium 4.
- Effectuons la combinaison proposée :



11.2 N° 15 p. 284 – Fission de l'uranium

- Énergie libérée par la première fission :

$$Q = [m({}^{140}_{55}\text{Cs}) + m({}^{94}_{37}\text{Rb}) + 2m({}^1_0\text{n}) - m({}^{235}_{92}\text{U}) - m({}^1_0\text{n})] \cdot c^2$$

Application numérique, avec $m_n = 1,6749 \times 10^{-27} \text{ kg} = 0,016749 \times 10^{-25} \text{ kg}$ pour la masse du neutron :

$$Q = [2,3231 + 1,5597 + 2 \times 0,016749 - 3,9022 - 0,016749] \times 10^{-25} \times (3,00 \times 10^8)^2$$

$$Q = -2,39 \times 10^{-11} \text{ J}$$

$$Q = \frac{-2,39 \times 10^{-11}}{1,602 \times 10^{-13}} = -149 \text{ MeV}$$

Énergie libérée par la deuxième fission :

$$Q = [m({}^{134}_{51}\text{Sb}) + m({}^{99}_{41}\text{Nb}) + 3m({}^1_0\text{n}) - m({}^{235}_{92}\text{U}) - m({}^1_0\text{n})] \cdot c^2$$

Application numérique :

$$Q = [2,2233 + 1,6425 + 3 \times 0,016749 - 3,9022 - 0,016749] \times 10^{-25} \times (3,00 \times 10^8)^2$$

$$Q = -2,61 \times 10^{-11} \text{ J}$$

$$Q = \frac{-2,61 \times 10^{-11}}{1,602 \times 10^{-13}} = -163 \text{ MeV}$$

- Les deux énergies sont du même ordre de grandeur :

$$\frac{163}{149} = 1,09$$

11.3 N° 23 p. 286 – Perte de masse du Soleil

- Dans une réaction de fusion, deux noyaux légers se regroupent pour former un noyau plus lourd, plus stable.
- Une température de 10 millions de degrés Celsius est nécessaire pour maintenir la matière à l'état de plasma, état dans lequel les noyaux sont déshabillés de leurs électrons, et donc directement en contact les uns des autres. La forte pression qui règne dans ce milieu fait le reste, quant à suffisamment favoriser les fusions de noyaux pour que la réaction se poursuive.
- L'énergie libérée est $|Q| = 24 \text{ MeV}$, donc la perte de masse Δm est de :

$$|Q| = \Delta m \cdot c^2 \Leftrightarrow \Delta m = \frac{|Q|}{c^2}$$

Application numérique :

$$\Delta m = \frac{24 \times 1,602 \times 10^{-13}}{(3,00 \times 10^8)^2} = 4,3 \times 10^{-29} \text{ kg}$$

- Reprenons le calcul de perte de masse précédent, mais en multipliant l'énergie rayonnée par seconde le nombre de secondes depuis l'apparition du Soleil :

$$\Delta m = \frac{3,9 \times 10^{26} \times 4,6 \times 10^9 \times 365 \times 24 \times 3600}{(3,00 \times 10^8)^2}$$

$$\Delta m = 6,3 \times 10^{26} \text{ kg}$$

Cependant, ce n'est jamais qu'une faible fraction de la masse totale actuelle du Soleil :

$$\frac{6,3 \times 10^{26}}{2,0 \times 10^{30}} = 0,032\%$$

Prochain DS sur les chapitres 10, 11 et 12 : le lundi 11 février 2019

1 Comment expliquer la cohésion dans les solides moléculaires ?

1.1 Les solides moléculaires

À 0 °C, la glace H₂O, le diiode I₂, le chlorure d'iode HI, l'acide benzoïque C₇H₆O₂, le saccharose (le sucre) et l'ambre C₄₀H₆₄O sont des solides moléculaires.

Un solide ou cristal moléculaire est constitué de régulièrement disposées dans l'espace.

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

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

L'énergie mise en jeu dans ces interactions est très à celle rencontrée dans les cristaux ioniques : la cohésion des solides moléculaires est beaucoup moins forte que celle des cristaux ioniques. C'est la raison pour laquelle les températures de fusion des solides moléculaires sont nettement inférieures à celles des composés ioniques. Ainsi, sous la pression atmosphérique, l'eau fond à 0 °C, le diiode à 113 °C, alors que le chlorure de sodium fond à 801 °C et le fluorure de calcium à 1360 °C.

1.2 Les interactions de Van der Waals

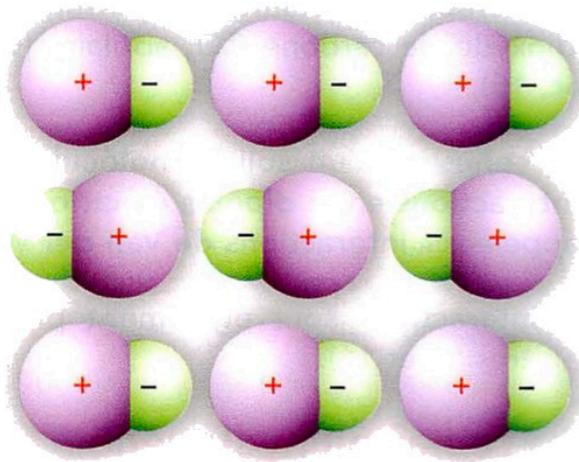
Les interactions de Van der Waals sont des interactions en entre

Il convient de distinguer deux cas suivant la nature des molécules mises en jeu :

Cas des molécules polaires

L'élément chlore étant plus électronégatif que l'élément iode, le chlorure d'iode I-Cl est : $p(\text{I} - \text{Cl}) = 1,5 \text{ D}$.

Dans le chlorure d'iode solide, les molécules I-Cl sont orientées de manière à ce que l'atome d'iode (pôle positif) d'une molécule soit toujours de l'atome de chlore (pôle négatif) d'une autre molécule.



Les interactions électrostatiques entre ces dipôles permanents assurent la cohésion du solide I-Cl.

Cas des molécules non polaires

À température ordinaire, le diiode est un solide moléculaire constitué de molécules de diiode I₂.

Dans la molécule de diiode, les électrons n'ont pas de position définie et sont en permanent autour des noyaux au sein du nuage électronique. Dans cette molécule, les électrons du doublet de liaison se situent aussi souvent près d'un noyau que de l'autre, c'est la raison pour laquelle la molécule de diiode I₂ est apolaire.

En revanche, à un instant donné, ces électrons peuvent être plus proches de l'un des deux noyaux. Un dipôle électrique apparaît alors au sein de la molécule.

Il en est de même pour toutes les molécules du solide. Les dipôles instantanés ainsi créés , ce qui assure la cohésion du cristal de diiode. Ces interactions changent à tout instant, mais leurs effets sont permanents. Les interactions électriques qui découlent de ces polarisations instantanées assurent la cohésion du cristal de diiode.

Ces interactions instantanées permettent également d'expliquer que le dioxyde de carbone CO₂ apolaire soit solide à -78 °C.

La cohésion d'un solide moléculaire peut être assurée par des interactions entre dipôles électriques ou appelées « interactions de Van der Waals ».

Ces interactions sont également présentes dans les liquides.

2 Qu'est-ce que la liaison hydrogène

2.1 Des isomères très différents

a. Trouvez toutes les molécules isomères de formule brute C_2H_6O . Les nommer.

.....

.....

b. Observez les données pour deux molécules. Que peut-on remarquer ?

Éthanol	Méthoxyméthane
$CH_3 - CH_2 - OH$	$CH_3 - O - CH_3$
$p = 1,7 \text{ D}$	$p = 1,4 \text{ D}$
$\theta_{\text{fus}} = -117 \text{ }^\circ\text{C}$	$\theta_{\text{fus}} = -142 \text{ }^\circ\text{C}$
$\theta_{\text{éb}} = 78 \text{ }^\circ\text{C}$	$\theta_{\text{éb}} = -25 \text{ }^\circ\text{C}$

.....

.....

.....

c. Indiquez les types des solides formés par les espèces précédentes à l'état solide.

.....

d. Quelles interactions ont lieu entre les molécules d'espèces pures précédentes ?

.....

2.2 Les liaisons hydrogènes

En se limitant aux interactions de Van der Waals, on pourrait penser que l'éthanol et le méthoxyméthane ont, à l'état solide (et liquide), des énergies de cohésion du et donc des températures de fusion (et d'ébullition) voisines.

Or il n'en n'est rien : les molécules d'éthanol sont liées entre elles que les molécules de méthoxyméthane. Dans l'éthanol, des interactions attractives supplémentaires s'ajoutent aux interactions de Van der Waals : ce sont les

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.

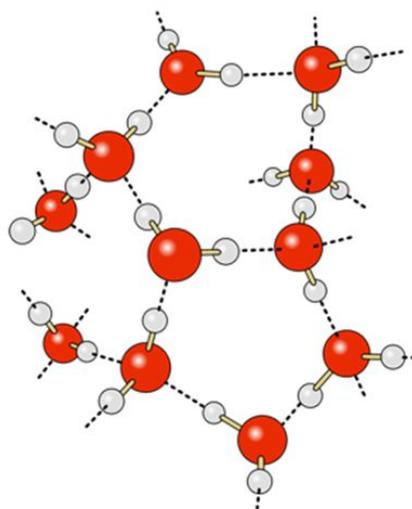
Représentation : les trois atomes qui participent à une liaison hydrogène sont alignés :

.....

Les atomes A et B pouvant intervenir sont essentiellement les atomes de fluor F, d'oxygène O, d'azote N et de chlore Cl.

Des liaisons hydrogène peuvent aussi s'établir entre des molécules d'espèces liquides.

En particulier, toute molécule qui possède des groupes $O - H$ présente des liaisons hydrogène qui vont participer, en plus des interactions de Van der Waals, à la cohésion du solide moléculaire. C'est le cas de l'éthanol, mais aussi de l'eau.

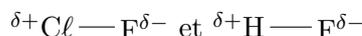


Les liaisons hydrogènes expliquent pourquoi l'eau solide a une densité plus faible que l'eau liquide.

Correction des exercices du chapitre 12 (début)

12.1 N° 3 p. 167 – Molécules diatomiques

1. Les liaisons forcément apolaires sont celles qui lient deux atomes identiques. Il s'agit de H_2 et Br_2 .
2. a. Les molécules *diatomiques* comportant deux atomes d'électronégativités différentes sont polaires. Il s'agit de ClF et HF .
b. Dans les deux cas, le fluor est l'atome le plus électronégatif :



12.2 N° 4 p. 167 – Pronostics

1. Si la liaison $Te - H$ est apolaire, c'est donc que les électronégativités des atomes de tellure Te et d'hydrogène H sont très proches ou égales.
2. L'atome d'hydrogène H porte une charge partielle négative δ^- , et l'atome de magnésium Mg une charge partielle positive δ^+ , c'est donc que l'hydrogène est plus électronégatif que le magnésium.
3. L'atome d'hydrogène H porte une charge partielle positive δ^+ , et l'atome de brome Br une charge partielle négative δ^- , c'est donc que le brome est plus électronégatif que l'hydrogène.

12.3 N° 5 p. 167 – Évolution électronégativité

12.5 N° 14 p. 168 – Formules des solides ioniques

	Na^+	Cu^{2+}	Zn^{2+}	K^+	Fe^{3+}
Cl^-	$NaCl$	$CuCl_2$	$ZnCl_2$	KCl	$FeCl_3$
SO_4^{2-}	Na_2SO_4	$CuSO_4$	$ZnSO_4$	K_2SO_4	$Fe_2(SO_4)_3$
CO_3^{2-}	Na_2CO_3	$CuCO_3$	$ZnCO_3$	K_2CO_3	$Fe_2(CO_3)_3$

1. L'électronégativité augmente lorsque l'on monte dans une colonne.
2. L'électronégativité augmente lorsque l'on parcourt une ligne, de gauche à droite, dans le sens des numéros atomiques Z croissants.
3. Les atomes de la dernière colonne sont inertes chimiquement (famille des gaz nobles), ils ne forment pas de liaison et ne sont donc pas concernés par l'électronégativité et sa mesure.
4. C et H , ou P et H , forment des liaisons covalentes apolaires. H et F ou H et Cl forment des liaisons covalentes polaires. Na et Cl ou Mg et Cl forment des liaisons ioniques.

12.4 N° 11 p. 168 – Interaction électrique

Norme de la force d'interaction électrostatique :

$$F = k \cdot \frac{|q_1| \cdot |q_2|}{r^2}$$

Application numérique :

$$F = 9 \times 10^9 \times \frac{(2,5 \times 10^6)^2}{(15 \times 10^{-2})^2}$$

$$F = 2,5 \text{ N}$$

12.6 N° 26 p. 170 – Chlorure de césium

1. Ce sont les ions chlorure qui sont au contact avec les ions césium. L'ion césium est au centre d'un cube dont les arêtes sont les ions chlorure, chaque ion césium est donc entouré de 8 ions chlorure.
2. Même réponse, inversée.
3. La force d'interaction électrique.

4. Un seul ion césium, au centre du cube, apparaît dans le représentation $\text{\textcircled{a}}$.
5. Chaque ion chlorure appartenant au cube $\text{\textcircled{a}}$ appartient à 8 autres cubes (4 en dessous et 4 au dessus). Par conséquent, il y statistiquement $8 \times \frac{1}{8} = 1$ ion chlorure dans chaque cube.
6. Il y a autant d'ions chlorure chargés -1 que d'ions césium chargés +1, par conséquent la neutralité électrique est bien assurée.

Exercices du chapitre 12 (fin)

12.7 N° 19 p. 169

12.8 N° 22 p. 169

12.9 N° 24 p. 170

1 Quelle est la valeur de l'énergie pour faire fondre la glace ?

1.1 Introduction : briser la glace

Il est courant d'utiliser des glaçons pour préparer une boisson rafraîchissante. Au fur et à mesure que les glaçons fondent, la boisson refroidit. Que se passe-t-il du point de vue énergétique ?

1.2 Principe : l'invention de l'eau tiède

Le but de TP est de mesurer l'énergie de changement d'état de l'eau.

Pour cela, on va faire fondre des glaçons, en utilisant la méthode la plus simple : ajouter de l'eau chaude !

Pour déterminer la valeur de l'énergie nécessaire pour faire fondre la glace, on place un mélange d'eau et de glaçons dans un calorimètre, qui est un récipient limitant les transferts thermiques vers l'extérieur. De cette façon, on peut considérer que l'énergie perdue par l'eau est égale à l'énergie reçue par la glace.

1.3 Mise en œuvre

- Peser une masse $m_1 = 200$ g d'eau distillée à température ambiante, et la verser dans le calorimètre.
- Placer le couvercle et le thermomètre et attendre que la température se stabilise.
- Noter la valeur T_i de la température initiale de l'eau dans le calorimètre.
- Essuyer 3 ou 4 glaçons à l'aide d'un torchon, les glaçons étant maintenus à une température de 0 °C. Les peser et noter leur masse $m_{\text{glaçons}}$.
- Puis les introduire rapidement dans le calorimètre.
- Agiter de temps en temps et observer l'évolution de la température.
- Lorsqu'elle n'évolue plus, noter la valeur T_f (= température d'équilibre thermique).

1.4 Exploitation

- a. Calculer la valeur de l'énergie Q_1 cédée par les 200 g d'eau initialement présents dans le calorimètre, entre le début de l'expérience et l'instant où la température atteint la valeur T_f .

Donnée : capacité thermique massique de l'eau liquide est $C = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$, et correspond à l'énergie nécessaire pour élever la température d'un gramme d'eau de 1 °C, exprimée en joule par gramme et par degré Celsius ($\text{J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{°C}^{-1}$).

- b. Sachant que l'énergie se conserve, et en supposant que les transferts thermiques avec l'extérieur et le calorimètre lui-même sont négligeables, estimer la valeur de l'énergie Q_2 reçue par les glaçons entre l'instant où on les place dans le calorimètre et l'instant où la température du mélange atteint T_f .

- c. Que vaut la masse m_2 d'eau formée par la fonte des glaçons de masse $m_{\text{glaçons}}$? En déduire la valeur de l'énergie Q_3 nécessaire pour échauffer cette eau de fonte de 0 °C à T_f .

- d. Utiliser les résultats des questions précédentes pour calculer la valeur de l'énergie Q_{fusion} utilisée pour réaliser le changement d'état des glaçons.

- e. En déduire la valeur de l'énergie massique de fusion L_{fusion} de la glace, qui est l'énergie nécessaire pour faire fondre un gramme de glace, exprimée en joule par gramme ($\text{J}\cdot\text{g}^{-1}$).

- f. Expliquez pourquoi cette énergie massique de fusion L_{fusion} est appelée « chaleur latente » de la glace.

- g. Comment exploiter les valeurs trouvées par l'ensemble des groupes, afin de limiter les erreurs expérimentales dues aux manipulations et au matériel utilisé ? Expliquer.

- h. La valeur tabulée pour la chaleur latente de fusion de la glace est $L_{\text{fusion}} = 3,3 \times 10^2 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}$. Comparer cette valeur à celle obtenue expérimentalement.

Objectif

L'objectif de la séance est d'évaluer l'énergie thermique libérée lors de la combustion d'une mole de paraffine.



FIG. 1 – Dispositif expérimental.

En présence d'une flamme nue, cheveux attachés, chaussures fermées, flacons et DTQD solvants tenus à distance.

On utilise une boîte métallique en aluminium ayant contenu une boisson gazeuse. Cette boîte est remplie d'eau à une température comprises entre 5 °C et 10 °C puis chauffée à l'aide d'une bougie de paraffine. Lorsque la température de l'eau atteint environ 30 °C, on éteint la bougie.

On supposera que la bougie de paraffine est constituée uniquement d'hydrocarbures de formule brute $C_{25}H_{52}$.

Manipulation

- Mesurer la masse m_1 de la bougie et de son support avec précision (à 0,01 g près), car la variation de la masse de la bougie est faible au cours de sa combustion lors de cette manipulation.
- Déterminer la masse de la boîte, puis introduire environ 100 mL d'eau froide (entre 5 °C et 10 °C). Déterminer alors la masse m d'eau, par une nouvelle pesée.
- Fixer la boîte sur le support à l'aide d'un fil de coton (isolant).

- Introduire le thermomètre et mesurer la température initiale θ_1 .
- Allumer la bougie. L'extrémité de la flamme est à quelques centimètres en-dessous du fond de la boîte.
- Agiter doucement et régulièrement l'eau.
- Lorsque la température atteint environ 30 °C, relevés sans que le thermomètre rentre en contact avec le fond de la boîte, agiter doucement l'eau et relever la température finale θ_2 .
- Mesurer la nouvelle masse m_2 de la bougie et de son support.

Données

Capacités thermiques de l'eau et de l'aluminium :

$$C_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1} \text{ et } C_{\text{alu}} = 0,92 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{°C}^{-1}.$$

Masse molaires atomiques, en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $M(\text{C}) = 12,0$; $M(\text{H}) = 1,0$.

Exploitation des résultats

- a. Donner la définition de la capacité thermique ou capacité calorifique d'un corps.
- b. Déterminer l'énergie thermique libérée par cette combustion, au cours de l'expérience.
- c. Exprimer en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ l'énergie thermique libérée par la combustion d'une mole de paraffine.
- d. Faire l'inventaire des sources d'erreurs lors de cette manipulation.
- e. Écrire l'équation de la réaction de combustion complète de la paraffine.
- f. La valeur *tabulée* pour l'énergie molaire de la combustion de la paraffine est $c_{\text{paraffine}} = 15,2 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. En déduire le rendement de la conversion d'énergie de la paraffine à l'eau.