

Séquence 2

Physique

Couleur, vision et image

Chimie

La réaction chimique

Sommaire

1. Physique : Sources de lumière colorée

Résumé

Exercices

2. Chimie : Molécules organiques colorées

Résumé

Exercices

Devoir autocorrectif n° 1



Chapitre

1

Physique

Sources
de lumière colorée

Objectifs

- Connaître les limites en longueur d'onde dans le vide du domaine visible.
- Savoir situer les rayonnements infrarouges et ultraviolets par rapport au domaine du visible.
- Savoir distinguer une source polychromatique d'une source monochromatique caractérisée par une longueur d'onde dans le vide.
- Connaître la loi de Wien et savoir l'exploiter.
- Savoir interpréter les échanges d'énergie entre lumière et matière à l'aide du modèle corpusculaire de la lumière.
- Connaître les relations $\lambda = \frac{c}{\nu}$ et $\Delta E = h\nu$ et savoir les utiliser pour exploiter un diagramme des niveaux d'énergie.
- Savoir expliquer les caractéristiques du spectre solaire.

A

Domaine des ondes électromagnétiques

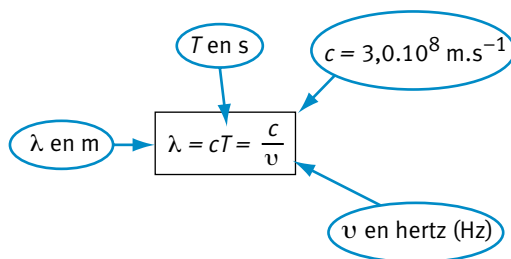
Les ondes hertziennes, les micro-ondes, les radiations infrarouges, la lumière, les rayons ultraviolets, les rayons X, les rayons γ sont des ondes électromagnétiques. Les ondes électromagnétiques se propagent à la vitesse de la lumière c dans le vide et dans l'air et à une vitesse plus faible dans les autres milieux.

1. Longueur d'onde et fréquence

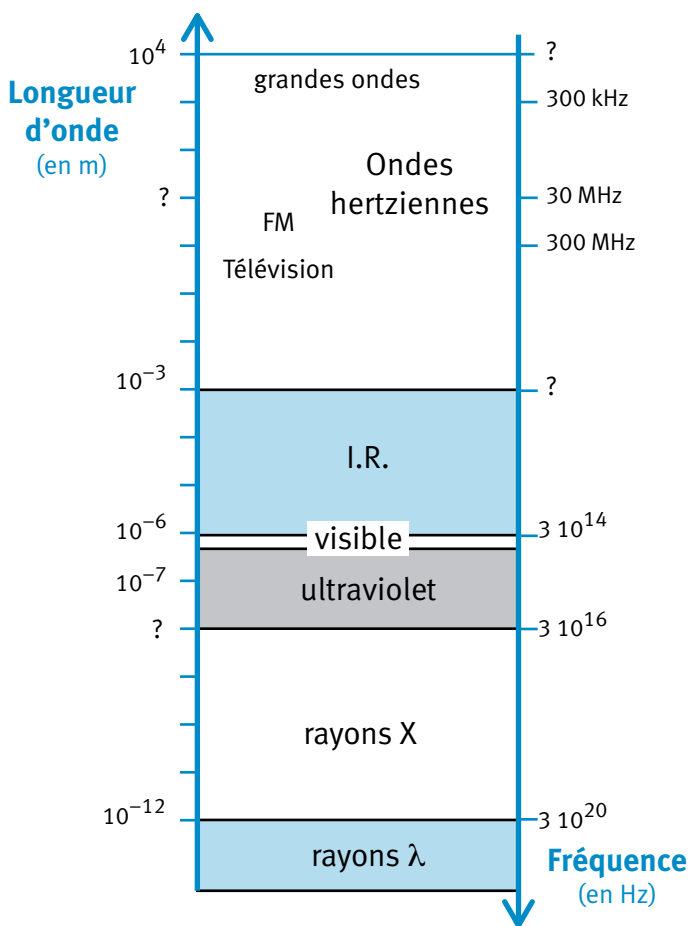
Nous pouvons classer les ondes électromagnétiques par leurs fréquences (cours de seconde) mais aussi par leurs longueurs d'onde.

La longueur d'onde d'une radiation lumineuse est la distance parcourue par l'onde pendant une période de vibration T de la source. On la note λ . Son unité est le mètre (m).

On admettra que la longueur d'onde d'une onde électromagnétique est liée à sa période T et à sa fréquence ν par la relation : $\lambda = cT = \frac{c}{\nu}$ où c est la célérité de la lumière.



Activité 1 Remplacer sur le schéma ci-dessous les points d'interrogation par les longueurs d'onde ou fréquences correspondantes.



- Activité 2**
- 1 Quelle est la longueur d'onde des ondes émises en modulation de fréquence par la station de radio France Info (105,5 MHz) ?
 - 2 France-Inter émet en grandes ondes sur la longueur d'onde 1849 m. Quelle est la fréquence de cet émetteur ?
 - 3 A quel domaine appartiennent ces ondes ?

2. Domaine des ondes électromagnétiques en longueurs d'onde

Échelle des longueurs d'onde pour les différents domaines

Activité 3 Compléter le tableau suivant concernant les sous multiples de l'unité «mètre» en suivant l'exemple donné.

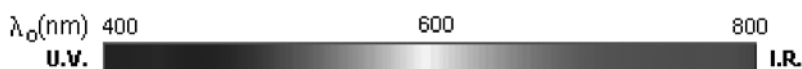
Un micromètre	Un nanomètre	Un millimètre	Un picomètre	Un kilomètre
				1 km
				10^3 m

Activité 4 Quand la longueur d'onde diminue, que fait la fréquence ?

3. Domaine visible

Pour le domaine des ondes visibles, l'intervalle de longueurs d'onde est souvent donné avec des valeurs arrondies

[400 nm ; 800 nm] plus faciles à retenir.



Les couleurs peuvent être associées à des intervalles de longueurs d'onde différentes.

λ (nm)	380–450	450–495	495–570	570–590	590–620	620–780
Couleurs	violet	bleu	vert	jaune	orange	rouge

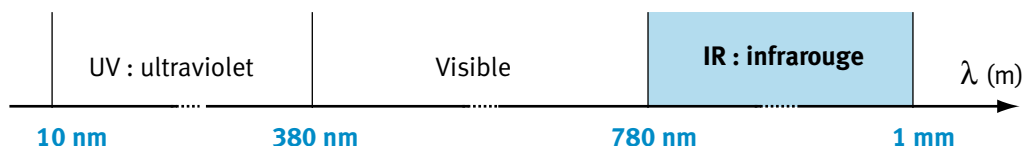
Le domaine des radiations lumineuses est encadré par le domaine des radiations IR (infra rouge), et celui des radiations ultraviolettes.

4. Rayonnements infrarouge et ultraviolet

Domaine des infrarouges

En 1800, W. Herschel observe que suivant la couleur du filtre optique qu'il utilise dans ses télescopes, sa sensation de chaleur à l'œil varie avec la sensation de lumière. En décomposant la lumière à l'aide d'un prisme, il s'est aperçu qu'un thermomètre placé au-delà du rouge mesurait une température plus grande que celle de l'air ambiant.

D'une façon générale, tous les corps chauffés émettent de l'énergie sous forme d'infrarouge même s'ils ne sont pas lumineux.



Rayonnement ultraviolet

Les sources d'ultraviolet sont, avant tout, naturelles : le Soleil et les étoiles produisent des ultraviolets.

Les ultraviolets (UV) sont des ondes électromagnétiques dont les longueurs d'onde sont comprises entre 10 et environ 400 nm.

Domaine des ultraviolets



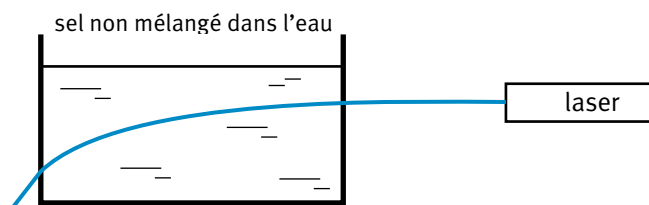
La lumière

1. Propagation de la lumière

a) Propagation rectiligne

La lumière se propage dans le vide, et dans les milieux transparents (air, eau, gaz, verre, etc...).

Observons la lumière provenant d'un laser qui traverse une cuve remplie d'eau et de sel non mélangé.



La lumière se propage en ligne droite dans l'air mais pas dans le mélange d'eau et de sel.

Propagation rectiligne de la lumière : la lumière se propage en ligne droite dans le vide et dans l'air.

b) Vitesse de la lumière

Par contre la vitesse de la lumière dans un milieu transparent dépend du milieu dans laquelle elle se propage.

La célérité de la lumière dépend de la nature du milieu traversé.

Par exemple dans l'eau: $c_{\text{eau}} = 2,26 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$;
dans le verre : $c_{\text{verre}} = 2,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

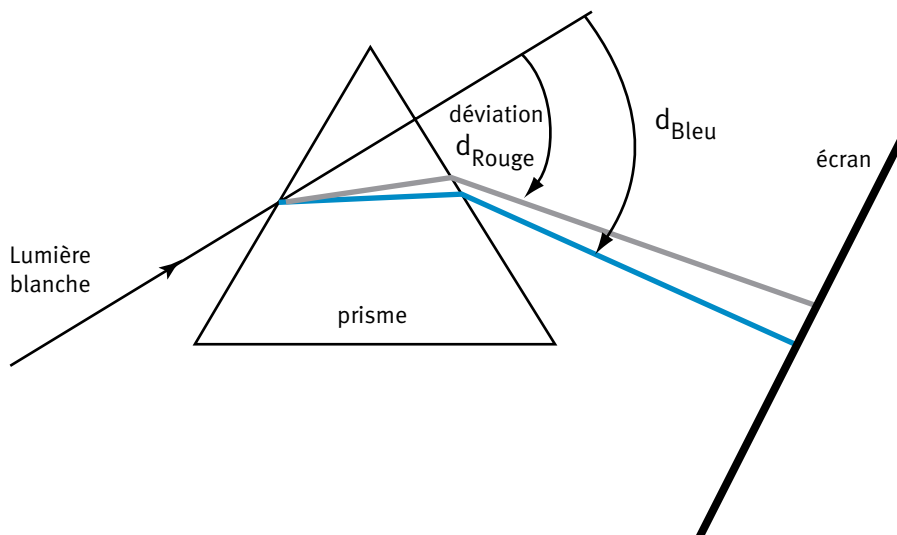
Dans le vide (et dans l'air), la vitesse de la lumière est $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

2. Décomposition de la lumière

a) Décomposition de la lumière blanche

Tout corps solide porté à haute température émet de la lumière blanche (filament d'une lampe par exemple).

Nous avons vu en seconde que la lumière est déviée et décomposée par un prisme.



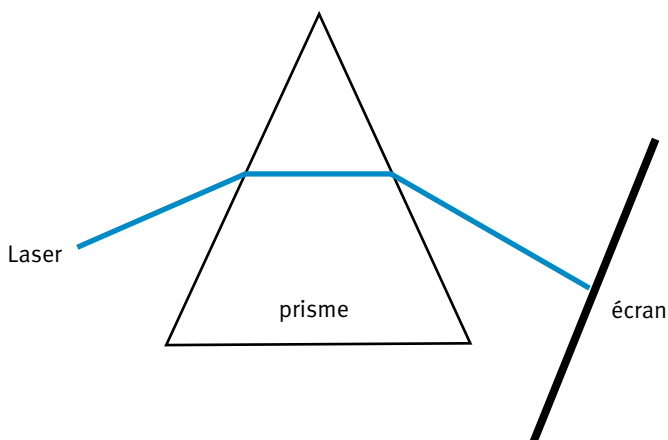
Le spectre de la lumière blanche est composé de toutes les couleurs de l'arc-en-ciel.

Le spectre est continu du rouge au violet ; il n'y a pas de couleurs qui manquent dans le spectre.



b) Cas d'un laser

Si le faisceau rouge d'un laser est dirigé sur la face du prisme ; nous n'observons qu'une seule couleur sur l'écran : la couleur rouge initiale.



La lumière produite par un laser est constituée d'une seule radiation (lumière monochromatique).

c) Décomposition de la lumière émise par une lampe à mercure

On éclaire une fente avec de la lumière émise par une lampe à mercure ; le faisceau obtenu est dirigé sur la face du prisme.

On observe sur l'écran des radiations distinctes : **un spectre de raies.**



La lumière émise par la lampe de mercure est polychromatique : elle contient plusieurs radiations lumineuses.

La lumière est constituée de radiations lumineuses. Chaque radiation lumineuse est caractérisée par sa longueur d'onde λ dans le vide ou dans l'air.

La longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.

La radiation rouge du laser utilisé est caractérisée par sa longueur d'onde : $\lambda = 633 \text{ nm}$.

3. Les sources de lumière

On appelle source de lumière un objet qui émet de la lumière.

On peut classer les différentes sources de lumière suivant :

- la nature monochromatique (le laser) ou polychromatique de la lumière émise (lampe à vapeur de sodium),
- ou suivant le caractère naturel (le Soleil) ou artificiel (lampe à incandescence) de la source.

a) Les sources naturelles

Les étoiles

Une étoile est un astre qui produit et qui émet de la lumière. Le Soleil est une étoile. Il existe des milliards d'étoiles dans l'univers (Proxima du centaure,)

Les feux ou les combustions

Une combustion est une réaction chimique avec le dioxygène qui s'effectue avec incandescence.

Par exemple, la combustion du sodium produit une flamme jaune.

Remarque : les vers luisants, les lucioles produisent de la lumière à partir d'une réaction biochimique.

b) Les sources artificielles

Les lampes à incandescence

La lampe à incandescence est formée d'un filament de tungstène placé dans un gaz inerte. On obtient une lumière polychromatique.



Activité 5 Les lampes halogènes sont-elles des lampes à incandescence ?

Les lampes à décharge, les tubes fluorescents, les lampes fluo compactes

Les lampes à décharge contiennent du gaz (du sodium par exemple) qui donne une certaine couleur (jaune orangé par exemple). La lumière électrique s'obtient par une décharge électrique entre deux électrodes.

Les tubes fluorescents contiennent un mélange de gaz rares et de vapeur de mercure à basse pression.

Une décharge électrique entre deux électrodes produit, à l'intérieur du tube, une lumière (UV) qui, en frappant un revêtement fluorescent, se transforme en une lumière blanche.

La lampe fluo compacte est une adaptation du tube fluorescent à un usage domestique. Le tube est miniaturisé, plié ou enroulé.

Les lasers**Activité 6**

Rechercher la signification du mot LASER ?

En quelle année a-t-il été découvert ?

Pourquoi la lumière laser est-elle différente de la lumière ordinaire émise par le Soleil, ou par une ampoule ?

Les lasers ont trois propriétés qui les distinguent des sources conventionnelles :

- ▶ la directivité (le faisceau laser est très fin),
- ▶ la monochromaticité (le faisceau laser émet une seule longueur d'onde),
- ▶ et la densité d'énergie (il émet pendant des durées très brèves ce qui donne des densités d'énergie extrêmement élevées).

L'utilisation des lasers peut présenter des risques pour l'homme en fonction de la puissance du laser.

Si le faisceau laser est dirigé dans l'œil, le faisceau laser converge sur la rétine qui peut alors être endommagée même avec des lasers de faible puissance (dès 1 mW).

c) Les DEL ou LED

Les diodes électroluminescentes sont des diodes qui émettent de la lumière lorsqu'elles sont soumises à une tension suffisante.

**Couleur des corps chauffés****1. Lumière produite par un corps chauffé**

En seconde, nous avons vu que :

C'est le cas du Soleil, du filament de tungstène d'une ampoule ; cette lumière est donc d'origine thermique.

Tout corps solide porté à haute température émet un spectre continu.

Lorsque le filament de tungstène d'une ampoule est traversé par un courant électrique, sa température augmente fortement (entre 2200°C et 2500°C), ce qui provoque une émission de lumière blanche.

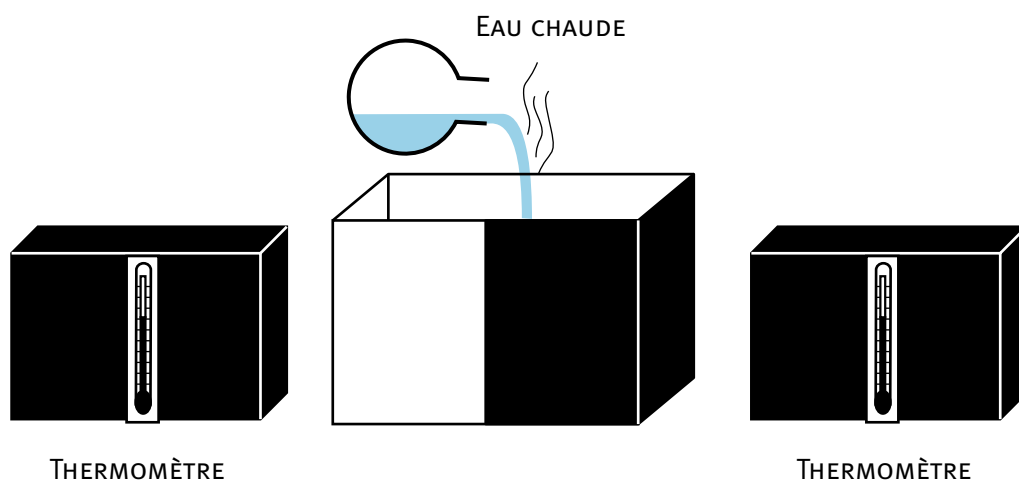
Le rayonnement thermique émis par un corps chauffé correspond à l'émission d'ondes électromagnétiques.

Un corps chauffé émet donc des ondes électromagnétiques : on dit qu'il rayonne.

2. Rayonnement du corps noir

Plaçons deux thermomètres identiques (sur deux réflecteurs en carton noir mat) symétriquement par rapport à une boîte métallique peinte en noir mat sur une moitié et en blanc brillant sur l'autre moitié. Versons de l'eau très chaude dans la boîte.

Lorsqu'un corps reçoit un rayonnement, il en absorbe une partie et diffuse le reste.



On remarque que la température du côté droit est plus élevée que celle du côté gauche ; on dit que le corps « noir » rayonne mieux qu'un corps « blanc ».

Le cas idéal d'un corps qui absorbe tous les rayonnements (quelque soit la longueur d'onde) et qui ne diffuse rien est appelé « corps noir ».

Cela s'explique par le fait que la surface métallique blanche diffuse beaucoup plus du rayonnement reçu alors que la surface noire en diffuse peu.

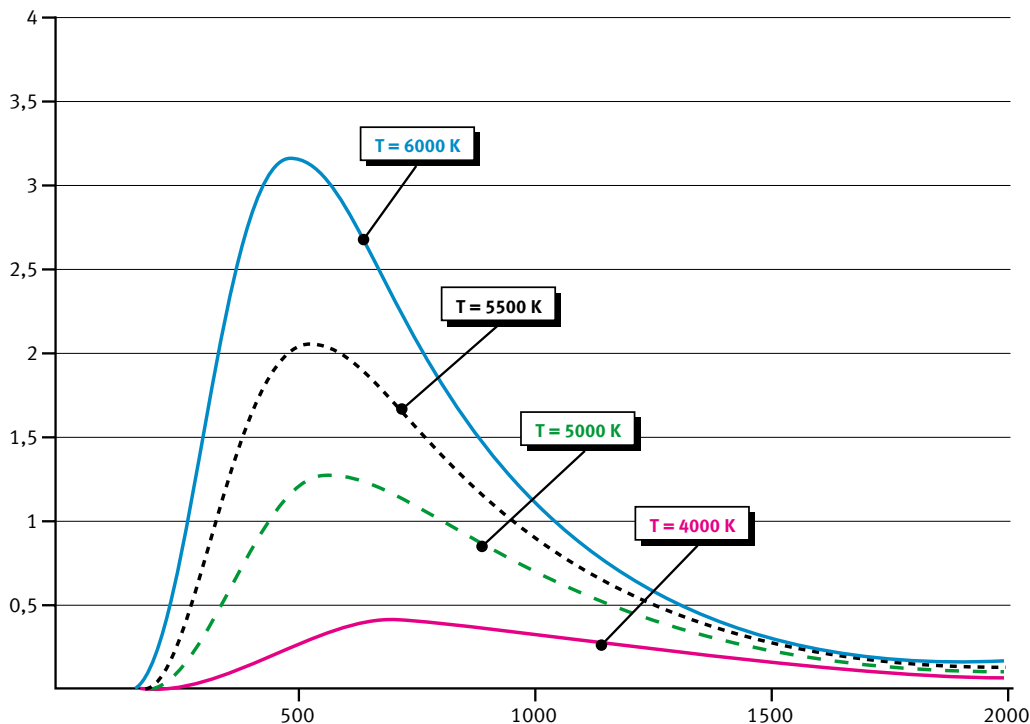
C'est un modèle qui est aussi un émetteur idéal lorsqu'il est chauffé ; le rayonnement ne dépend alors que de la température.

Exemples se rapprochant du corps noir : le Soleil, le filament d'une lampe, ...

3. Loi de Wien

Le profil spectral d'un corps noir est la courbe représentant l'intensité de la lumière (ou une grandeur comme la luminance) émise par ce corps en fonction de la longueur d'onde pour une température donnée.

Courbes du rayonnement (la luminance) en fonction de la longueur d'onde (en nm).



Activité 7 Les profils tracés pour différentes valeurs de la température présentent tous un maximum.

On obtient le maximum d'intensité lumineuse pour une valeur de la longueur d'onde notée $\lambda_{\max}$.

- 1 Comment évolue ce maximum avec la température ?
- 2 Quelle est la valeur de $\lambda_{\max}$ pour $T = 4000 \text{ K}$? Cette valeur est-elle située dans le domaine du visible ?
- 3 Remplir le tableau suivant :

$T(\text{K})$	4000	5000	5500	6000
$\lambda_{\max}(\text{nm})$				
$\lambda_{\max} \cdot T (\text{K.m})$				

Comment évolue la valeur de $\lambda_{\max}$ avec la température ?

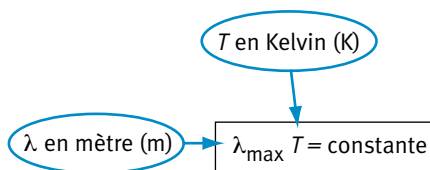
Trouver une relation simple entre $\lambda_{\max}$ et T .

En 1893, le physicien Wilhelm Wien (1864-1928) a énoncé la loi reliant la valeur de $\lambda_{\max}$ et la température.

La longueur d'onde $\lambda_{\max}$, correspondant au maximum d'émission lumineuse, est inversement proportionnelle à la température du corps chauffé.

Loi de Wien :

$$\lambda_{\max} T = 2,9 \cdot 10^{-3} \text{ K.m}$$



Plus la température du corps chauffé augmente, plus la longueur d'onde correspondant au maximum d'émission diminue.

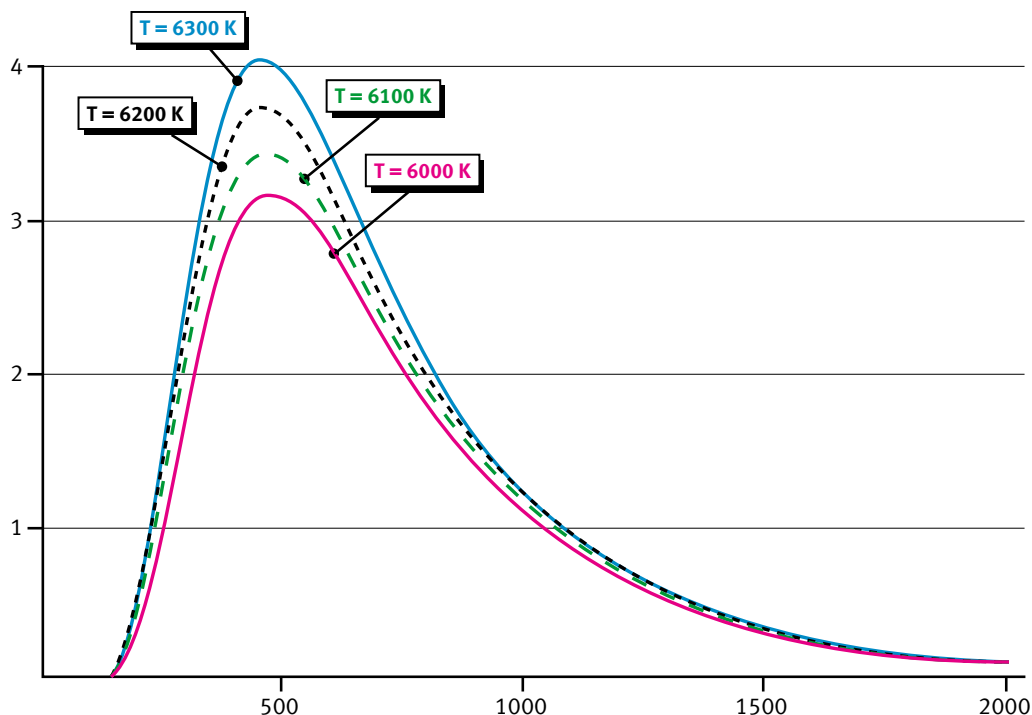
Température de couleur d'une source lumineuse

A partir du profil spectral d'une source lumineuse, on peut chercher le profil spectral du corps noir le plus proche. Ce profil du corps noir théorique le plus proche est associé à une température T du corps noir.

Cette température est appelée température de couleur de la source lumineuse.

Activité 8 Température du Soleil

Sur le graphique suivant sont représentés les profils spectraux du corps noir pour 4 températures différentes.



Superposer sur le graphique ci-dessus la courbe du rayonnement solaire à partir du tableau suivant ; la grandeur énergétique appelée luminance est donnée avec la même unité que le graphique.

λ	300	350	420	450	470	500	550	600	700	800	1000
L	0,32	1,60	3,56	3,70	3,71	3,62	3,35	3,01	2,17	1,6	1,00

La couleur de la lumière émise par une source lumineuse dépend de sa température. Plus la température est élevée, plus le spectre de la lumière émise va s'enrichir en radiation de longueur d'onde de plus en plus courte.

En déduire un ordre de grandeur de la température du Soleil.



Interaction lumière-matière

En 1900, trois expériences vont bouleverser la physique « traditionnelle » :

- ▶ le rayonnement du corps noir,
- ▶ l'effet photoélectrique,
- ▶ le spectre de raies d'un atome.

La physique quantique va permettre d'expliquer les résultats de ces expériences.

Activité 9

Rechercher dans une encyclopédie ou sur Internet en quoi l'effet photoélectrique a « bouleversé » la physique classique.

A la fin du 19^e siècle, les physiciens essayaient de comprendre le spectre du rayonnement des corps noirs en se fondant sur la physique classique ce qui ne permet pas d'expliquer certains résultats expérimentaux.

Max Planck, réussit à trouver, en 1900, une loi du rayonnement en accord avec les mesures expérimentales.

Planck considérait que la lumière n'était pas absorbée et émise de manière continue, mais uniquement de manière discrète, par l'intermédiaire de quanta.

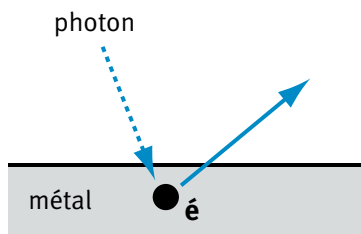
1. Modèle corpusculaire de la lumière

a) Le photon

En 1905, Einstein reprend la théorie de Planck pour expliquer l'effet photoélectrique.

Lorsqu'un grain de lumière ayant une énergie suffisante rencontre un électron d'une plaque de zinc, cet électron est éjecté de la plaque. Einstein donne le nom de photon à ce grain de lumière.

Les ondes électromagnétiques, des ondes radio aux rayons gamma, sont toutes constituées de photons.

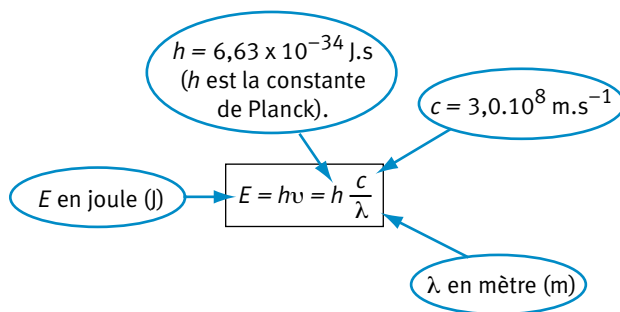


A toute onde électromagnétique on peut donc associer un corpuscule énergétique se propageant à la vitesse de la lumière, le photon. On admettra qu'une onde électromagnétique peut s'interpréter comme un « flux » de photons.

b) Energie d'un photon

L'énergie E d'un photon (en J) est liée à la fréquence ν du rayonnement par la

relation : $E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$.



Activité 10 Compléter le tableau en calculant les énergies associées aux rayonnements.

Rayonnement	IR	Visible	UV	X
Longueur d'onde	1000 nm	600 nm	300 nm	1 nm
Energie d'un photon				

Conclure. Plus la longueur d'onde d'une onde électromagnétique diminue et plus l'énergie du rayonnement.

2. Quantification des niveaux d'énergie de la matière

En 1905, Niels Bohr utilise la quantification de la lumière pour expliquer les spectres atomiques.

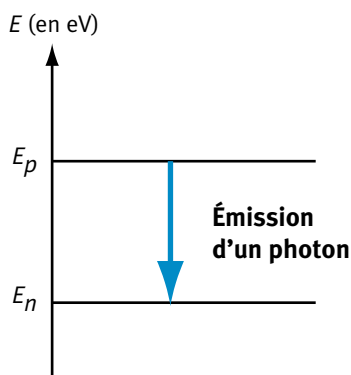
Lorsqu'un atome se désexcite et passe d'un niveau d'énergie vers un niveau d'énergie inférieur, il émet un photon d'énergie.

Les variations d'énergie de l'atome sont quantifiées.

L'atome ne peut exister que dans certains états d'énergie bien définis caractéristiques de l'élément; chaque état est caractérisé par un niveau d'énergie.

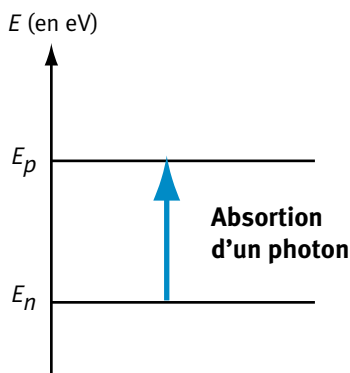
La perte d'énergie d'un atome excité passant du niveau d'énergie E_p vers un niveau inférieur E_n s'accompagne de **l'émission d'un photon** d'énergie tel que :

$$\Delta E = E_p - E_n = h\nu$$



L'absorption d'énergie lumineuse par un atome ne peut se faire que si l'énergie du photon permet une transition d'un niveau E_n à un niveau supérieur E_p tel que :

$$\Delta E = E_p - E_n = h\nu$$



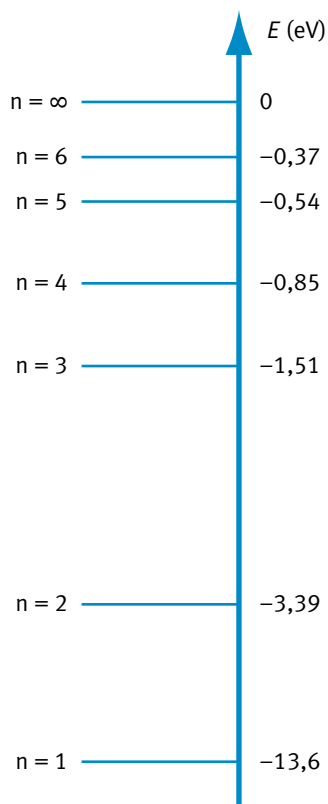
Un atome ne peut absorber que les radiations qu'il est capable d'émettre.

Les échanges d'énergie liés aux transitions atomiques sont de l'ordre de l'électronvolt : $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

3. Diagramme de niveaux d'énergie

Les différents niveaux d'énergie quantifiés d'un atome peuvent être schématisés sur un diagramme.

Exemple : le diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène :



$n = 1$ correspond au niveau fondamental d'énergie $E_1 = -13,6 \text{ eV}$.

$n = 2$ correspond au niveau excité d'énergie $E_2 = -3,39 \text{ eV}$.

$n = 3, 4, 5, 6$, correspondent aux autres états excités.

Activité 11

On considère la transition électronique de l'atome d'hydrogène de $n = 6$ à $n = 2$ (diagramme ci-dessus).

- ① Représenter cette transition par une flèche sur le diagramme énergétique dans le cas d'une émission.
- ② Calculer en nm la longueur d'onde associée à la transition électronique de l'atome d'hydrogène de $n = 6$ à $n = 2$.

4. Spectre solaire

Activité 12 Observez le spectre du Soleil.



Ce spectre est-il un spectre d'émission ou d'absorption ?

La surface chaude des étoiles émet une lumière dont le spectre est continu.

On obtient alors le spectre d'absorption de l'étoile.

Certaines radiations de cette lumière blanche traversant l'atmosphère de l'étoile sont absorbées par des atomes qui y sont présents.

Les raies d'absorption sont caractéristiques des éléments qui constituent l'atmosphère de l'étoile et renseignent donc sur les entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile.

Composition chimique du Soleil

L'analyse du spectre de la lumière émise par le Soleil a permis de connaître la composition chimique du Soleil.

Les, éléments les plus abondants sont donnés dans le tableau ci-dessous avec leurs abondances exprimées en fraction de masse :

Élément	hydrogène	hélium	oxygène	carbone	azote	néon	nickel
Pourcentage massique	78,4 %	19,8 %	0,8 %	0,3 %	0,2 %	0,2 %	0,2 %

Cette composition chimique est celle que l'on retrouve dans la plupart des étoiles de notre Galaxie, à l'exception de celles qui sont situées dans le halo.

Les deux entités chimiques prépondérantes sont l'hydrogène et l'hélium.

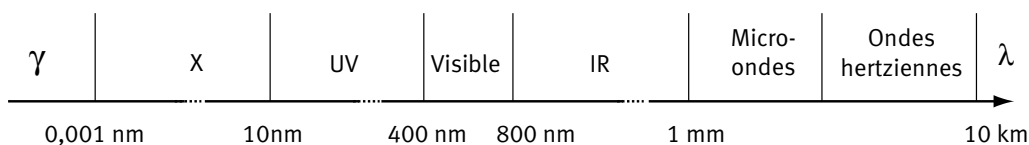
Résumé

Relation entre longueur d'onde et fréquence :

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

Domaine des ondes électromagnétiques :

Echelle des longueurs d'onde pour les différents domaines



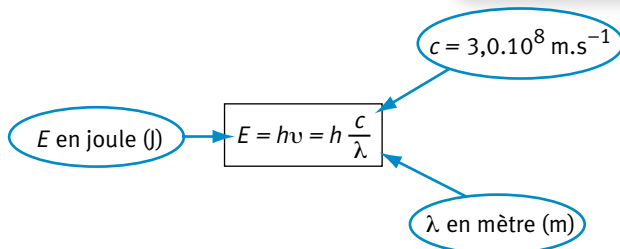
La lumière produite par un laser est constituée d'une seule radiation (lumière monochromatique) alors que la lumière blanche est constituée de plusieurs radiations (lumière polychromatique).

La longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.

Loi de Wien : $\lambda_{\max} T = \text{constante}$

Le cas idéal d'un corps qui absorbe tous les rayonnements (quelque soit la longueur d'onde) et qui ne diffuse rien est appelé « corps noir ».

Energie d'un photon



La perte d'énergie d'un atome excité passant du niveau d'énergie E_p vers un niveau inférieur E_n s'accompagne de l'émission d'un photon d'énergie tel que : $\Delta E = E_p - E_n = h\nu$.

Un atome ne peut absorber que les radiations qu'il est capable d'émettre.

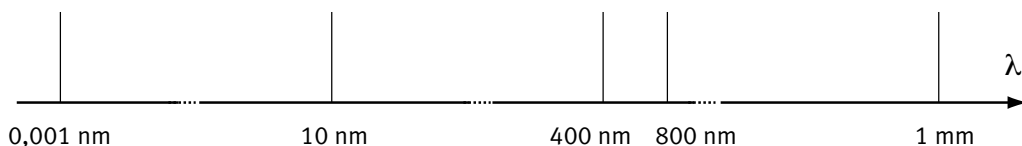
Exercices

Données : constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s, 1 eV correspond à $1,6 \cdot 10^{-19}$ J.

Exercice 1 Domaine des ondes électromagnétiques

Sur l'axe gradué ci-dessous, situer :

- le domaine visible,
- le domaine infra-rouge,
- le domaine ultra-violet,
- le domaine des rayons X.



Exercice 2 Vrai ou faux

Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses ?

- 1 La fréquence d'une onde électromagnétique est proportionnelle à la longueur d'onde.
- 2 Plus la longueur d'onde d'une onde électromagnétique diminue et plus l'énergie des photons augmente.

Exercice 3 Energie des radiations lumineuses

Une radiation rouge a pour longueur d'onde 700 nm ; est-elle plus énergétique qu'une radiation violette de longueur d'onde 400 nm ?

Exercice 4 Grandeurs et unités

- 1 Choisir, parmi les valeurs suivantes celle(s) de la célérité c de la lumière dans le vide : $300\,000 \text{ km.h}^{-1}$; $3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$; $300\,000 \text{ km.s}^{-1}$; $3 \cdot 10^{18} \text{ m.s}^{-1}$
- 2 À quelle grandeur physique est associée le symbole λ ? Quelle est son unité ?
- 3 Quelle grandeur physique désigne le symbole ν ? Quelle est son unité ?
- 4 Quelle est l'unité d'énergie E ?

Exercice 5 Energies

Calculer l'énergie E_1 associée au photon de fréquence $\nu_1 = 4.10^{14}$ Hz.

Calculer l'énergie E_2 associée au photon de fréquence $\nu_2 = 3.10^{16}$ Hz.

Recopier correctement la phrase suivante en choisissant les adjectifs qui conviennent parmi ceux proposés : « plus la fréquence d'une onde est élevée, plus son énergie est (faible ou forte).

Exercice 6 Lampes UV

- ❶ Citer deux sources de radiations ultraviolettes.
- ❷ Citer une source de radiations infrarouges.
- ❸ Choisir parmi les différents domaines spectraux ci après celui qui correspond aux radiations UV, puis celui qui correspond aux radiations IR.
 - a - de 750 nm à 1 mm ;
 - b - de 400 nm à 750 nm ;
 - c - de 10 nm à 400 nm ;
 - d - de 0,001 nm à 10 nm
- ❹ Citer une application des radiations ultraviolettes et une application des radiations infrarouges.
- ❺ a) Donner la valeur de la célérité, c , de la lumière dans le vide.
 b) Calculer l'énergie d'un photon infrarouge de fréquence $\nu = 1,5.10^{14}$ Hz.
 Calculer la longueur d'onde λ , dans le vide, de l'onde associée à ce photon.

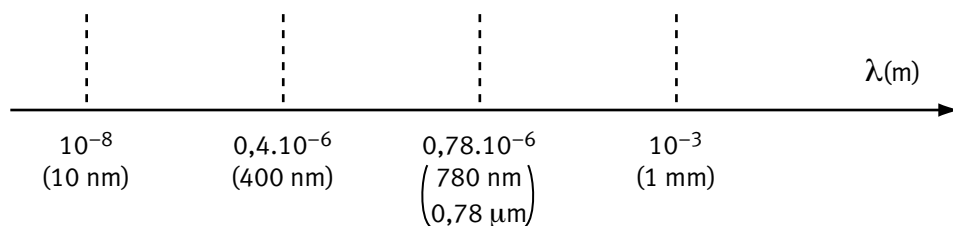
Exercice 7 Téléphonie sans fil

Un téléphone mobile fonctionne à une fréquence de 1800 MHz.

- ❶ Quelle est la valeur de la vitesse de propagation (ou célérité) des ondes électromagnétiques associées à ce téléphone dans le vide ?
- ❷ Exprimer et calculer la longueur d'onde λ dans le vide de la radiation de fréquence $\nu = 1800$ MHz.
 Exprimer le résultat en mètre (m) et en millimètre (cm).
- ❸ Quelle est l'énergie E des photons correspondant à ces ondes électromagnétiques ?
- ❹ Quels sont les dangers liés à ces ondes hertziennes ?

Exercice 8 Rayonnements UV et IR

- ❶ Les ondes lumineuses visibles par notre œil ne représentent qu'une petite partie du vaste domaine des ondes électromagnétiques.
 Après avoir recopié le schéma ci-après, indiquer les domaines des radiations de la lumière visible, des UV et des IR.



- 2 Une onde électromagnétique a une longueur d'onde dans le vide $\lambda = 1,5 \times 10^{-5} \text{ m}$ (15 μm).
 - a) Placer cette longueur d'onde sur l'axe précédemment recopié.
 - b) Dire à quel domaine appartient cette radiation.
 - c) Calculer la fréquence ν de cette onde.
- 3 Comment varie l'énergie des photons quand la fréquence des radiations diminue ? Justifier la réponse.
- 4 Citer une source de radiations UV. Donner un effet biologique lié aux radiations ultraviolettes.
- 5 Citer une source de radiations IR. Donner une application liée au rayonnement infrarouge.

Exercice 9 Température du corps noir

On considère le modèle du « corps noir ».

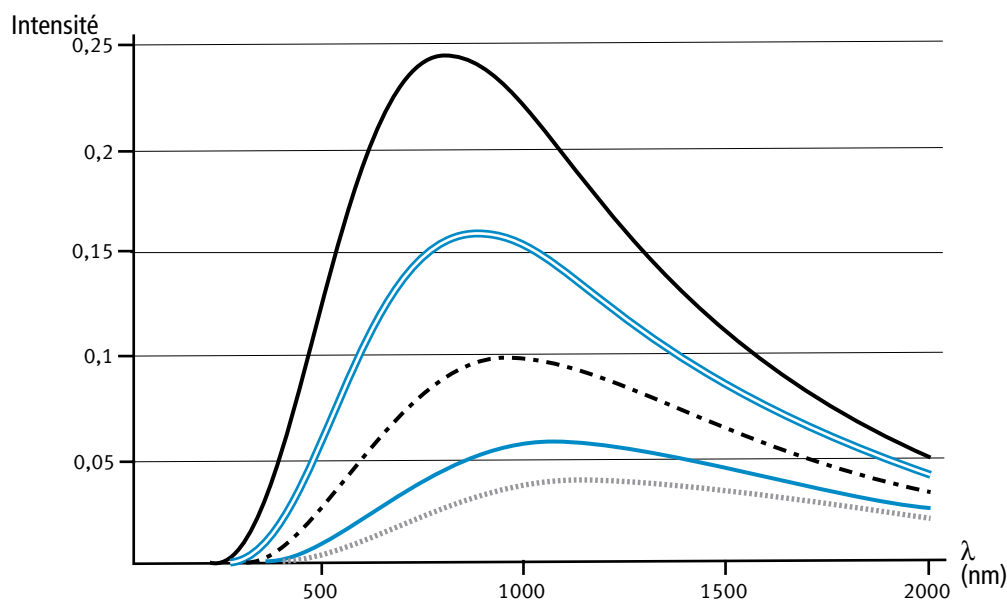
Exprimer et calculer la température du corps noir sachant qu'il rayonne très fortement sur la longueur d'onde 430 nm.

Exercice 10 Loi de Wien

On considère les profils tracés pour différentes valeurs de la température notées dans le tableau suivant.

- 1 Attribuer à chaque courbe la température qui lui correspond.
- 2 Remplir le tableau ci-dessous. La loi de Wien est-elle vérifiée ?
- 3 Dans quel domaine des ondes électromagnétiques se trouvent ces longueurs d'onde maximales ?

$T (\text{K})$	2500	2700	3000	3300	3600
$\lambda_{\text{max}} (\text{nm})$	1150	1068	960	873	800



Voir document 11 de l'annexe couleur p. V

Exercice 11 Effet de serre

- ① Calculer la longueur d'onde correspondant au maximum de rayonnement solaire ; la température externe du Soleil est de 6000 K.
Dans quelle partie du domaine des ondes électromagnétiques se trouve cette radiation ?
- ② Le rayonnement solaire est absorbé par la Terre qui émet un rayonnement ; pour une température égale à 25 °C, calculer la longueur d'onde correspondant au maximum de rayonnement.
Dans quelle partie du domaine des ondes électromagnétiques se trouve cette radiation ?
- ③ Le dioxyde de carbone et la vapeur d'eau ne laissent pas passer les infrarouges ; donner une explication de l'effet de serre.

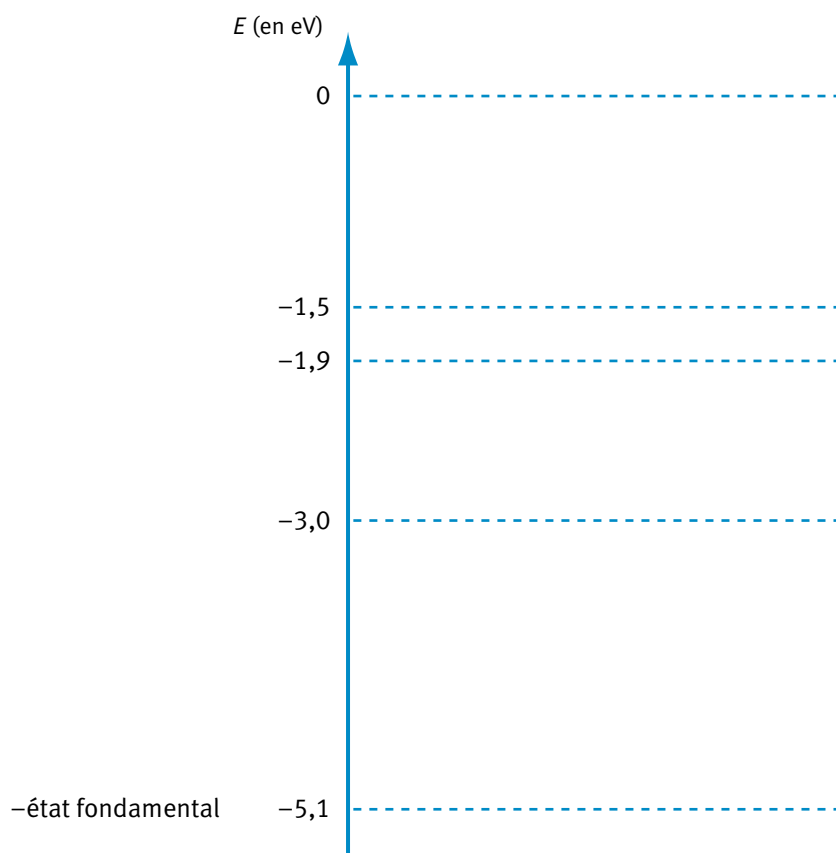
Exercice 12 Émission ou absorption d'une radiation par un atome.

Dans un spectrophotomètre utilisé en chimie, on travaille avec la longueur d'onde 580 nm. Celle-ci est choisie pour que l'absorption de la lumière par la solution colorée étudiée soit maximale afin que les mesures soient les plus précises possibles.

Une radiation de longueur d'onde donnée peut être émise par un atome dont l'énergie diminue.

- ① Quelle est la relation entre la fréquence ν de la radiation et sa longueur d'onde dans le vide ?
- ② La radiation utilisée dans le spectrophotomètre ayant pour longueur d'onde dans le vide 580 nm, calculer sa fréquence.

- 3 La relation exprimant l'énergie perdue par l'atome est $\Delta E = h \cdot \nu$.
Préciser la signification de chaque terme et leur unité dans le système international.
- 4 Calculer l'énergie perdue par un atome qui émet la radiation de longueur d'onde dans le vide 580 nm.
Exprimer cette énergie en électron-volt.
Donnée : $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.
- 5 Le diagramme simplifié des niveaux d'énergie de l'atome considéré est donné ci-dessous.
- a - L'atome dans son état fondamental reçoit une radiation dont le quantum d'énergie est 2,1 eV. Cette radiation peut-elle interagir avec l'atome ? Justifier.
 - b - Représenter, sur le diagramme donné ci-dessous, la transition associée par une flèche.
 - c - Cette transition correspond-elle à une émission ou à une absorption ?
 - d - Que se passe-t-il pour l'atome si, dans son état fondamental, il reçoit une radiation dont le quantum d'énergie est de 3,0 eV ? Justifier.



Exercice 13 Lumière émise par un laser

On dispose d'une diode laser S émettant un faisceau lumineux monochromatique de longueur d'onde $\lambda = 0,790 \mu\text{m}$.

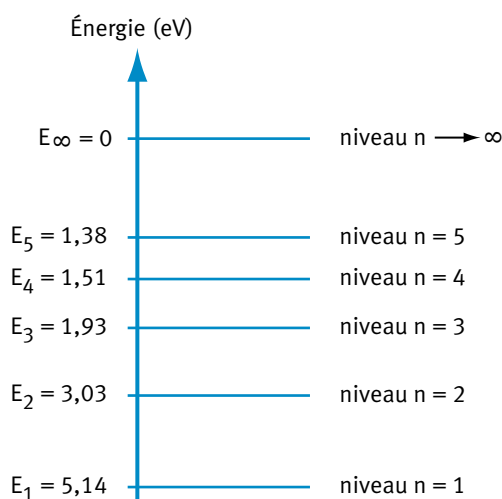
Quelle est la couleur de la lumière émise par cette diode laser ?

La lumière émise résulte d'une transition entre deux niveaux d'énergie E_1 et E_2 tels que $E_2 < E_1$.

Calculer en électronvolts l'écart énergétique $\Delta E = E_1 - E_2$ entre ces deux niveaux.

Exercice 14 Lampe à vapeur de sodium

Une lampe à vapeur de sodium utilisée en TP émet une lumière jaune-orangé. Le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium est reproduit ci-dessous.



Le niveau $n = 1$ est celui de plus basse énergie.

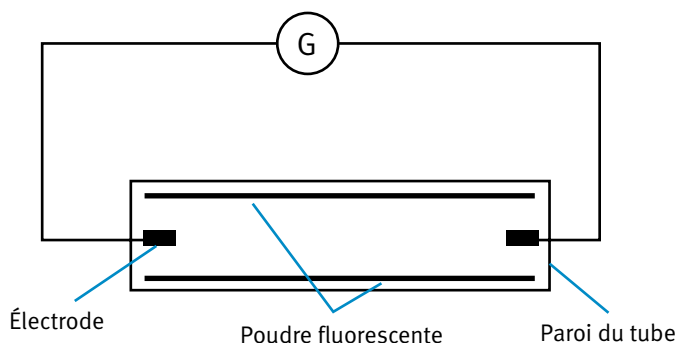
Le diagramme énergétique simplifié de l'atome de sodium montre que l'énergie ne peut prendre que certaines valeurs.

- 1 Comment qualifie-t-on alors l'énergie ?
- 2 La mécanique de Newton permet-elle d'expliquer ces niveaux énergétiques ?
- 3 La couleur jaune-orangé correspond à une transition concernant les deux premiers niveaux ($n = 1$ et $n = 2$).
Représenter cette transition par une flèche sur le diagramme énergétique dans le cas d'une émission.
- 4 Calculer la longueur d'onde λ de la radiation émise par la lampe.
- 5 Déterminer, d'après le diagramme, la plus courte longueur d'onde de la radiation que peut émettre l'atome de sodium. Préciser, en le justifiant, à quel domaine spectral appartient cette radiation.

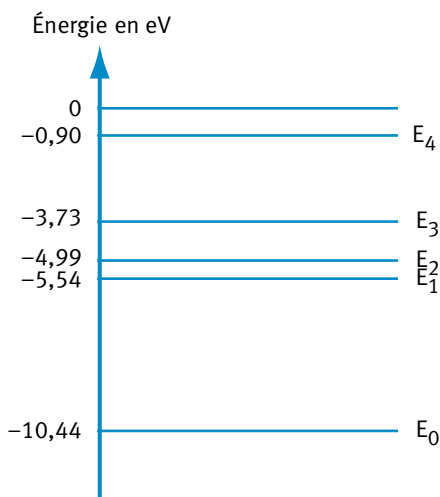
Exercice 15 Tube fluorescent

Le tube fluorescent étudié est constitué d'un cylindre de verre qui contient un gaz à basse pression. La paroi intérieure du cylindre est recouverte d'une poudre fluorescente. Lorsque le tube est mis sous tension, une décharge électrique se produit: des électrons circulent dans le gaz entre les deux électrodes. Les électrons bombardent les atomes gazeux et leur cèdent de l'énergie.

Le schéma simplifié du circuit est donné ci-dessous :



Le diagramme ci-dessous représente quelques niveaux d'énergie de l'atome de mercure.



- ❶ Comment désigne-t-on le niveau le plus bas E_0 sur le diagramme énergétique ?
- ❷ Un électron cède une partie de son énergie à un atome de mercure. L'énergie de celui-ci passe du niveau E_0 au niveau E_1 . Comment qualifie-t-on l'état dans lequel se trouve alors l'atome de mercure ?
- ❸ Retour vers E_0 . Lors de la transition du niveau E_1 vers le niveau E_0 , l'atome de mercure perd un quantum d'énergie.
 - a. Comment se manifeste cette perte d'énergie ?
 - b. Calculer la longueur d'onde $\lambda_{1 \rightarrow 0}$ correspondante dans le vide.
 - c. Après avoir rappelé les limites des longueurs d'onde dans le vide du spectre

visible, dire dans quel domaine, ultra-violet (U.V.), visible ou infrarouge (I.R.), se situe la radiation de longueur d'onde $\lambda_{1 \rightarrow 0}$.

Exercice 16 Le spectre de la lumière émise par une étoile contient un spectre continu auquel se superposent des raies noires.

❶ D'où provient le spectre continu ?

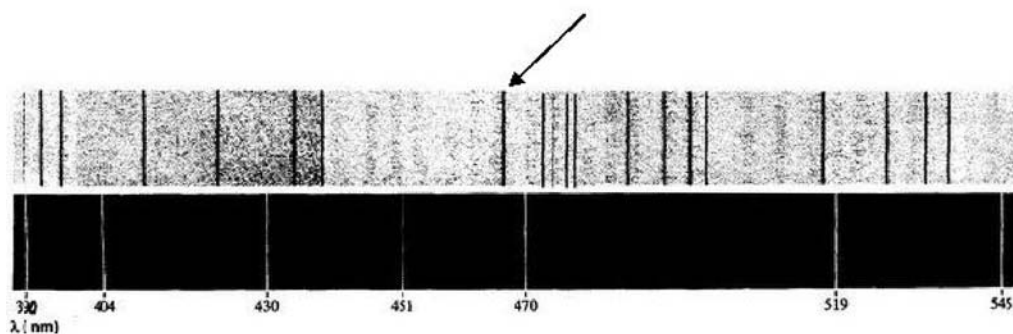
❷ A quoi correspondent les raies noires ?

Certaines radiations de cette lumière sont absorbées par le gaz contenu dans les couches périphériques de l'étoile.

❸ Les raies noires peuvent être déterminées avec un spectroscope.

Avec le même spectroscope, un extrait du spectre d'émission de l'argon a été élaboré. Les deux spectres juxtaposés, ci-dessous, ont la même échelle de longueur d'onde.

Déterminer, en utilisant le spectre de l'argon, la longueur d'onde de la raie marquée d'une flèche noire.



Chapitre 2

Chimie

Molécules organiques colorées

Objectifs

- ▶ Connaître les règles du duet et de l'octet.
- ▶ Donner la représentation de Lewis de quelques molécules simples.
- ▶ Représenter des formules de Lewis compatibles avec les règles du duet et de l'octet de quelques molécules simples.
- ▶ Prévoir si une molécule présente une isomérie Z/E.
- ▶ Mettre en relation la formule de Lewis et la géométrie de quelques molécules simples.
- ▶ Savoir utiliser, à une longueur d'onde donnée, la loi de Beer-Lambert.
- ▶ Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce colorée à partir d'une courbe d'étalonnage utilisant la loi de Beer-Lambert.
- ▶ Reconnaître si deux doubles liaisons sont en position conjuguée dans une chaîne carbonée.
- ▶ Établir un lien entre la structure moléculaire et le caractère coloré ou non d'une molécule.
- ▶ Savoir que l'isomérisation photochimique d'une double liaison est à l'origine du processus de la vision.
- ▶ Recueillir et exploiter des informations sur les colorants, leurs utilisations dans différents domaines et les méthodes de détermination de structures.

A

Dosage de solutions colorées par étalonnage

1. Spectres d'absorption et absorbance

Lorsque de la lumière traverse une substance, elle est en partie **absorbée** par celle-ci, l'autre partie traverse la substance (elle est **transmise**).

L'existence des spectres lumineux a été abordée en Physique, en classe de Seconde. Les solutions aqueuses colorées donnent, en particulier, des **spectres d'absorption**.

L'absorption de lumière par une substance en solution augmente avec la concentration de cette substance.

Activité 1

L'absorption de lumière est quantifiée par une grandeur physique appelée **absorbance** et notée **A**. L'absorbance est une grandeur sans dimension (sans unité).

Pour des solutions de même nature et de même concentration, quel autre facteur, relatif à la solution, peut faire varier A ?

2. Relation entre absorbance et concentration d'une espèce colorée

L'espèce colorée choisie est le diiode I_2 en solution aqueuse. L'expérience consiste à mesurer l'absorbance A de plusieurs solutions-étalon de diiode de concentrations données.

Pour cela, il convient tout d'abord de réaliser le zéro d'absorbance (appelé aussi le blanc), c'est-à-dire régler la valeur de A sur 0 lorsque l'on place une cuve, contenant uniquement le solvant des solutions étudiées, dans le spectrophotomètre (afin de ne pas tenir compte de l'éventuelle absorbance du solvant).

Il suffit ensuite de régler la valeur de la longueur d'onde de la radiation lumineuse et la mesure des absorbances peut commencer.

Les résultats expérimentaux donnent :

$[I_2]$ (mol.L ⁻¹)	0	0,0001	0,0005	0,0010	0,0020	0,0040	0,0060	0,0080
A	0	0,037	0,102	0,203	0,304	0,741	1,073	1,550

Activité 2

a) Tracer le graphe représentant les variations de l'absorbance A en fonction de la concentration en diiode $[I_2]$.

b) Par une méthode graphique, exprimer la relation liant l'absorbance A à la concentration en diiode.

Absorbance et concentrations sont donc 2 grandeurs proportionnelles.

On en déduit la relation entre absorbance et concentration pour une espèce colorée donnée, appelée **loi de Beer-Lambert** :

$$A = k \cdot C$$

Avec k : constante de proportionnalité et C : concentration molaire (mol.L⁻¹)

k dépend de la nature de l'espèce absorbante, de la valeur de la longueur d'onde de la radiation utilisée ainsi que de l'épaisseur de solution traversée.

Cette relation permet, à partir de la mesure de l'absorbance d'une espèce colorée en solution, de déduire la concentration de cette espèce.

3. Conditions de validité de la relation

- La lumière utilisée par le spectrophotomètre doit être (quasi) monochromatique. Pour déterminer la valeur de λ , on cherche la longueur d'onde λ_{max} pour laquelle l'absorption est maximale.

- La concentration de la solution doit être faible.
- La solution doit être limpide.

Activité 3 Déterminer, à l'aide de la courbe d'étalonnage précédente, la concentration d'une solution de diode d'absorbance : $A = 0,512$.



Formule de Lewis d'une molécule

1. Chimie organique

La chimie organique peut être décrite comme la chimie des composés contenant l'élément carbone. Dans la très grande majorité des molécules organiques, il est associé principalement à l'élément hydrogène.

La chimie organique concerne des domaines très variés comme les molécules du vivant (glucides, lipides, protéides) ou comme des composés synthétiques (polymères, colorants, produits pharmaceutiques).

En plus des atomes de carbone et d'hydrogène, les composés organiques peuvent contenir des atomes d'oxygène, d'azote, d'hydrogène, de soufre, d'halogène (fluor, chlore, brome, iode) et plus rarement des métaux (chimie organométallique, hémoglobine).

Il est possible de classer les composés organiques par familles : chaque famille possède un groupe caractéristique (voir le cours de seconde) qui lui confère des propriétés chimiques particulières. Nous les étudierons dans les séquences 4, 7 et 8.

2. Structures électroniques ; règles du duet et de l'octet

Soient les éléments chimiques : hydrogène ($Z = 1$), carbone ($Z = 6$), azote ($Z = 7$) et oxygène ($Z = 8$).

Activité 4 Donner la structure électronique (répartition par couches K, L, M ...) de chacun de ces atomes.

L'étude des réactions chimiques montre que ces éléments évoluent vers l'état de stabilité chimique qui correspond à la saturation de leur couche électronique externe, ce qui revient, pour eux, à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche.

- soit 2 électrons ou un « duet » d'électrons pour les atomes de numéro atomique proche de celui de l'hélium.
- soit 8 électrons ou un « octet » d'électrons pour les autres atomes.

Ce sont les **règles du duet et de l'octet** que l'on peut écrire :

« Les atomes autres que les gaz inertes (ou gaz nobles) , évoluent chimiquement de façon à acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche, c'est-à-dire à saturer leur couche externe »:

- par formation d'ions monoatomiques
- par formation de molécules. »

Ces règles concernent donc les **électrons des couches externes** des atomes. Seuls ces électrons entrent en compte dans la formation des liaisons chimiques des molécules.

Notez que, parmi les 4 éléments pris en exemples précédemment, seul l'hydrogène respectera la règle du duet, tandis que le carbone, l'azote et l'oxygène vérifieront la règle de l'octet.

Activité 5 En appliquant la règle de l'octet, donner la formule des ions monoatomiques du sodium $_{11}\text{Na}$ et du chlore $_{17}\text{Cl}$.

3. Liaisons covalentes, formules développées et semi-développées

Une molécule est un assemblage d'atomes liés les uns aux autres par des liaisons appelées liaisons covalentes ou liaison de covalence. Une molécule est neutre électriquement.

Une **liaison de covalence** résulte de la mise en commun de deux électrons par deux atomes, chaque atome apportant un électron. Le doublet d'électrons mis en commun (ou doublet liant) est à l'origine de la liaison covalente établie entre les deux atomes.

Ces liaisons covalentes sont représentées dans la formule développée que vous avez déjà étudiée en seconde.

Dans la formule semi-développée, on ne représente pas les liaisons covalentes reliant un atome d'hydrogène à un autre atome.

Exemple : eau de formule brute H_2O .

La molécule est constituée de 2 éléments : oxygène $\text{O} : (\text{K})^2 (\text{L})^6$ et hydrogène $\text{H} : (\text{K})^1$.

L'atome d'oxygène contient donc $n_e = 6$ électrons et l'atome d'hydrogène 1 électron dans leur couche externe. Donc l'oxygène forme 2 liaisons et chaque hydrogène 1 seule liaison.

La formule développée de la molécule d'eau est alors : $\text{H}-\text{O}-\text{H}$.

Remarque : on utilise souvent la notion de valence d'un atome pour décrire simplement le nombre de liaisons que cet atome est susceptible de faire. La valence d'un atome fixe de façon précise le nombre d'autres atomes auquel cet atome peut se lier.

Si un atome a une valence de 1, il ne pourra se lier qu'à un seul atome : il est alors monovalent. Si sa valence est de 4, il pourra se lier avec 4 atomes : il est tétravalent.

Exemples : $_{1}\text{H} : (\text{K})^1$: monovalent $_{6}\text{C} : (\text{K})^2 (\text{L})^4$: tétravalent

Activité 6

Quelle est la valence des éléments azote ${}_7\text{N}$ et oxygène ${}_8\text{O}$? En déduire les formules développée et semi-développée de l'hydroxylamine de formule brute H_3NO .

4. Les doublets non liants

Un atome peut posséder des électrons qui ne participent pas à la formation des liaisons covalentes et qui sont répartis en doublets. Ces doublets d'électrons sont appelés **doublets non liants**.

Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome concerné.



On pourra ainsi représenter la formule de Lewis d'une molécule, formule développée dans laquelle les tirets représentent les différents doublets (liants et non liants).

Activité 7

Combien de doublets non liants possèdent les atomes d'hydrogène, d'oxygène et d'azote engagés dans des liaisons covalentes à l'intérieur d'une molécule ?

5. Méthode pour écrire la formule de Lewis d'une molécule

- Écrire le nom et la formule brute de la molécule (la formule brute indique seulement la nature et le nombre des atomes qui constituent la molécule).
- A partir des numéros atomiques, écrire la structure électronique de tous les atomes de la molécule. En déduire le nombre d'électrons de la couche externe pour chaque atome.
- Trouver le nombre de liaisons (valence) que doit former chaque atome pour respecter la règle du «duet» ou de l'octet.
- Écrire la formule développée de la molécule en plaçant des doublets liants (liaison) entre les atomes.
- Déterminer le nombre de doublets non liants pour chaque atome en comptant le nombre d'électrons de la couche externe non engagés dans des liaisons avec d'autres atomes.
- Répartir ces doublets non liants autour des atomes concernés.

Revenons sur l'exemple de la molécule d'eau de formule brute H_2O .

La molécule est constituée de 2 éléments : oxygène $\text{O} : (\text{K})^2 (\text{L})^6$ et hydrogène $\text{H} : (\text{K})^1$.

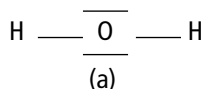
L'atome d'oxygène contient donc $n_e = 6$ électrons et l'atome d'hydrogène 1 électron dans leur couche externe. Donc l'oxygène forme 2 liaisons et chaque hydrogène 1 seule liaison.

La formule développée de la molécule d'eau est alors : $\text{H}-\text{O}-\text{H}$.

Chaque atome d'hydrogène a utilisé son électron de la couche externe pour réaliser la liaison avec l'atome d'oxygène.

L'atome d'oxygène a engagé 2 de ses 6 électrons de la couche externe pour réaliser les liaisons avec les atomes d'hydrogène ; il lui reste donc 4 électrons qui vont former deux doublets non liants.

La formule de Lewis de la molécule d'eau est alors :



On peut vérifier que chaque atome d'hydrogène est entouré de 2 électrons pour respecter la règle du « duet » (les 2 électrons du doublet liant sont à compter) tandis que l'atome d'oxygène est entouré de 8 électrons pour respecter la règle de l'octet (2 doublets liants et 2 doublets non liants donnent 8 électrons).

Activité 8 En utilisant la méthode illustrée ci-dessus, établir la formule de Lewis des molécules :

- dihydrogène H_2
- dichlore Cl_2
- chlorure d'hydrogène HCl
- ammoniac NH_3
- méthane CH_4
- hydroxylamine H_3NO

Dans tous ces exemples, les atomes ne forment entre eux qu'une seule liaison de covalence.

Dans les exemples qui vont suivre, il faut envisager l'existence de plusieurs liaisons entre certains atomes ; ce sont des liaisons **multiples** :

- 2 liaisons entre 2 atomes est appelée **liaison double**. (ou double liaison).
- 3 liaisons entre 2 atomes est appelée **liaison triple**. (ou triple liaison).

Dans le schéma de Lewis de la molécule, on place alors les tirets (représentant les liaisons) les uns au dessus des autres.

Activité 9 Donner la représentation de Lewis des molécules suivantes :

- dioxygène O_2
- l'éthène C_2H_4
- dioxyde de carbone CO_2

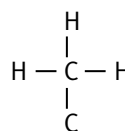
On remarquera que l'éthène est une molécule plane.



Géométrie d'une molécule

1. La molécule de méthane

Comme nous l'avons vu dans l'activité 8 la formule de Lewis du méthane peut être représentée par



Cette formule reflète-t-elle la géométrie de la molécule de méthane?

Il est possible de répondre en considérant que les doublets constitués d'électrons chargés négativement ont tendance à s'éloigner les plus possibles les uns des autres. Dans quelle position dans l'espace, ces doublets vont-ils se disposer sachant qu'ils ont tendance à se repousser?

Activité 10

Tenez à la main par les embouts 4 ballons de baudruche gonflés au maximum. Est-il facile de les maintenir tous les quatre dans un même plan avec l'autre main? Que se passe-t-il si on les laisse libres de se disposer dans l'espace autour de la main qui les tient?

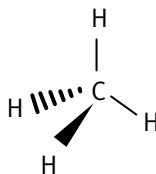
Pour pouvoir étudier la géométrie de la molécule de méthane, il faut donc représenter simplement sur une feuille de papier (soit en deux dimensions) la structure spatiale d'une molécule tridimensionnelle : on adopte alors la **représentation de Cram** : Une liaison covalente dans le plan de l'écriture (plan de la feuille) est représentée par : —

Une liaison en avant du plan de l'écriture par : 

Une liaison en arrière du plan de l'écriture par : 

Ce qui donne la représentation de Cram du méthane :

La molécule a une structure tétraédrique, dans laquelle l'angle entre 2 liaisons C-H est de 109° .



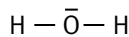
Activité 11

Donner une représentation de Cram de l'éthane de formule : C_2H_6 .

2. Géométrie de quelques molécules

Activité 12

D'après ce qu'on a vu pour la molécule de méthane, on pourrait représenter, à priori, la molécule d'eau par la représentation suivante :



En effet les deux doublets liants se repoussent donc l'angle entre les deux liaisons serait de 180° .

Cependant des mesures expérimentales montrent que l'angle entre les 2 liaisons O-H est d'environ $104,5^\circ$ et la géométrie de la molécule d'eau adopte plutôt la forme suivante :



Comment expliquer ce fait expérimental ?

La molécule d'eau a une structure coudée parce les **doublets liants ou non**

liants qui entourent l'atome d'oxygène (atome central) **se repoussent** pour adopter une position d'éloignement maximal, c'est – à – dire de plus grande stabilité (moindre répulsion). Ainsi la formule de Lewis permet de prévoir la géométrie des molécules simples.

les doublets non liants prennent même un peu plus de place que les doublets liants autour de l'atome central puisque l'angle entre les 2 liaisons O – H est légèrement inférieur à celui entre les liaisons C – H du méthane.

Activité 13 Représenter la géométrie de la molécule d'ammoniac en vous aidant de la représentation de Cram. Quelle est la valeur de l'angle entre 2 liaisons N-H ?

Le modèle utilisé pour représenter la formule des molécules (modèle de Lewis) est un modèle simple et efficace, mais qui présente certaines limites : en effet, il ne peut justifier l'existence de molécules comme le monoxyde de carbone CO ou l'ozone O₃, par exemple.

Il faudrait alors utiliser des modèles plus élaborés (hors programme).



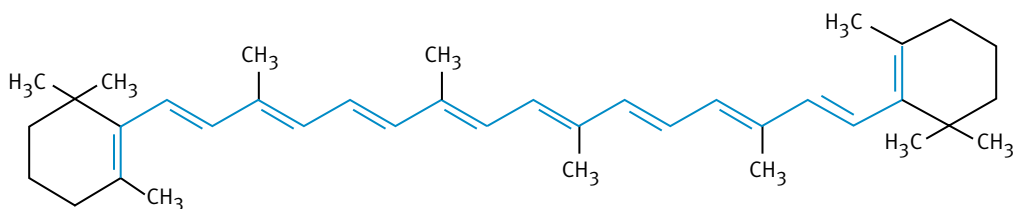
Molécules organiques colorées

1. Doubles liaisons conjuguées

Une molécule organique colorée possède un groupement d'atomes au sein de cette molécule qui est responsable de sa couleur. Ce groupement d'atomes est appelé : groupe **chromophore**. Cette propriété optique résulte d'une capacité à absorber l'énergie de la lumière dans une gamme du spectre visible tandis que les autres longueurs d'onde sont transmises ou diffusées. Par exemple, le carotène est le chromophore qui donne leur couleur à de nombreux fruits (comme les carottes), cette molécule absorbe en effet les longueurs d'onde dans la gamme bleue du spectre visible mais diffuse la couleur complémentaire (orange et rouge). Un produit contenant du carotène nous apparaît donc orange ou rouge.

Un des principaux types de chromophore est une séquence suffisamment longue de **doubles liaisons conjuguées** , c'est-à-dire une alternance de doubles liaisons et de simples liaisons (le plus souvent des liaisons carbone-carbone) : -C=C-C=C-

On reconnaît aisément ce type de chromophore dans le β-carotène :



Activité 14 Identifier les éventuelles doubles liaisons conjuguées dans les enchaînements :

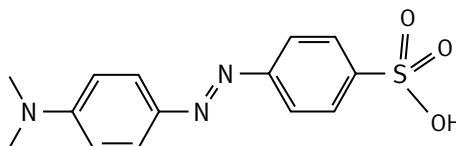
- a) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- b) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
- c) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- d) $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$

2. Indicateurs colorés

Les indicateurs colorés sont des acides ou des bases dont les formes acide et basique conjuguées ont des teintes différentes.

Les indicateurs colorés peuvent être utilisés comme indicateur de fin de dosage mais aussi pour indiquer l'état du système (valeur du pH) lors, par exemple d'une synthèse ou d'une extraction en Chimie organique.

L'hélianthine est un indicateur coloré de formule :



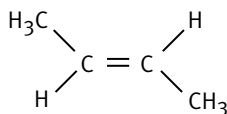
Activité 15 A partir de sa structure, comment peut-on justifier pourquoi l'hélianthine est colorée ?

Jusqu'à pH = 3,1, l'hélianthine est rouge en solution aqueuse puis orangée jusqu'à 4,4 et enfin jaune au-delà de 4,4.

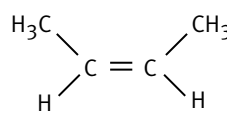
3. Isomérisation Z/E et mécanisme de la vision

La molécule de but-2-ène a pour formule brute : C_4H_8 , et pour formule semi-développée : $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$.

On remarque alors qu'il y a 2 possibilités d'écrire sa formule de Lewis et ce, en fonction de la géométrie autour de sa double liaison $\text{C}=\text{C}$:



(1) : E



(2) : Z

En effet, contrairement à la liaison simple $\text{C}-\text{C}$, la liaison double $\text{C}=\text{C}$ est rigide et ne permet pas la libre rotation des atomes autour d'elle-même, ce qui induit 2 arrangements atomiques différents, correspondant aux 2 formules ci-dessus.

Ces 2 molécules ont la même formule brute mais un arrangement d'atomes différent donc ce sont des **isomères**. Des molécules isomères sont non superposables.

L'isomère (1) porte le nom d'isomère **E**, tandis que l'isomère (2) s'appelle l'isomère **Z**.

E vient de l'allemand : *Entgegen* (qui signifie : opposé) et Z : *Zusammen* (ensemble) ; en effet, dans l'isomère E, les 2 atomes d'hydrogène portés par les atomes de carbone doublement liés sont de part et d'autre de la double liaison, tandis que dans l'isomère Z, ils sont du même côté.

Le passage d'une forme E à une forme Z (ou inversement) s'appelle isomérisation ; lorsque celle-ci se fait sous l'action de la lumière (rayons U.V.), on parle alors d'**isomérisation photochimique**.

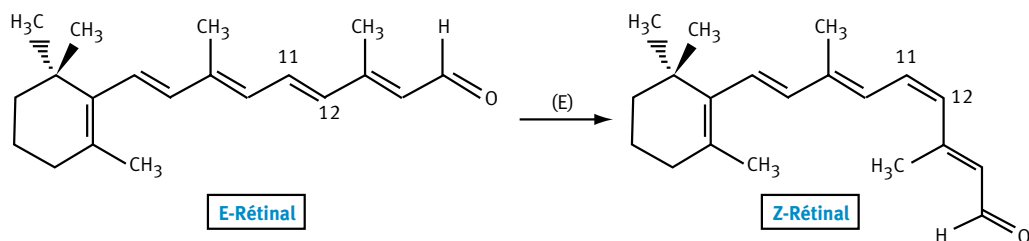
Ce phénomène est à l'origine du processus de la vision.

La rétine de l'œil est constituée de 2 types de récepteurs : **les cônes et les bâtonnets**. Il y a environ 1 milliard de bâtonnets qui permettent la vision nocturne, tandis que les quelques 3 millions de cônes permettent la vision diurne (distinction des couleurs).

Ces 2 types de récepteurs captent la lumière grâce à la présence d'une molécule : le **Z-rétinal**.

La structure du rétinal fait apparaître un enchaînement important de doubles liaisons conjuguées. C'est un chromophore qui possède à son extrémité un groupe aldéhyde permettant à la molécule de se lier avec des protéines présentes dans les récepteurs de la rétine.

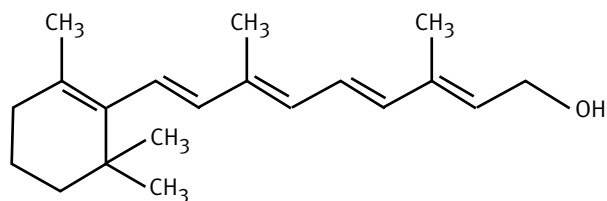
Ainsi, dans les bâtonnets, le rétinal se fixe sur une protéine : l'opsine pour donner un édifice appelé : rhodopsine qui est un pigment pourpre. Dans les cônes, le rétinal se fixe sur 3 formes différentes d'opsine pour donner 3 complexes absorbant l'un la lumière rouge, l'autre le vert et le dernier le bleu.



La lumière venant frapper un récepteur (cône ou bâtonnet) va être absorbée par la forme Z du rétinal complexé par l'opsine et l'énergie transmise par cette lumière permet l'isomérisation Z/E du Z-rétinal c'est-à-dire le passage du Z-rétinal au E-rétinal.

Le rétinal qui possède alors une stéréochimie E, peut être isomérisé à son tour en rétinal de stéréochimie Z, sous l'action d'une enzyme et le cycle peut recommencer. Cette isomérisation se fait très rapidement, d'où une cascade de réactions qui est à l'origine de l'influx nerveux transmis au cerveau par le nerf optique.

Le rétinal vient du rétinol (ou vitamine A) consommé par l'homme ou formé dans l'organisme par coupure du β -carotène. Une carence en vitamine A se traduit par des troubles oculaires.



Rétinol



Les colorants

Activité 16

A partir du texte ci-dessous, répondre aux questions suivantes :

- ❶ Nommer les deux types de colorants.
- ❷ Citer quelques domaines d'utilisation des colorants.
- ❸ Qu'est-ce qu'un colorant azoïque ? Est-ce un colorant organique ou un colorant minéral ?
- ❹ Citer un exemple de colorant organique et un exemple de colorant minéral.
- ❺ Quel point commun possède les formules des colorants cités dans le texte ?

Les colorants

Un colorant est une substance, naturelle ou synthétique, qui, mise en contact avec un support, dans des conditions appropriées, se fixe sur ce dernier de façon durable en lui communiquant une certaine couleur.

On distingue deux catégories de colorants : les pigments et les teintures.

- Les **pigments** sont généralement insolubles dans l'eau et sont sans affinité chimique vis-à-vis du support.
- Les **teintures** sont absorbées par le support et se mélangent à sa couleur.

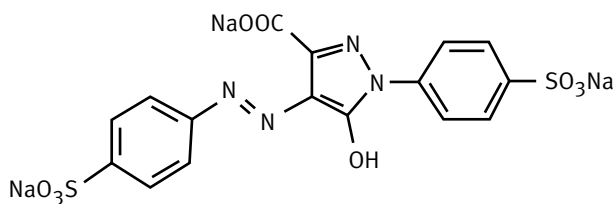
Les colorants sont utilisés dans différents domaines : alimentaire, textiles, peintures

- Les **colorants alimentaires** sont utilisés pour colorer un produit alimentaire ou pour retrouver la couleur originale de ce produit.

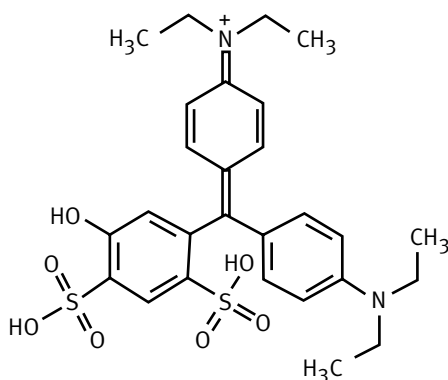
Il existe des colorants naturels (comme la chlorophylle) et des colorants de synthèse reproduisant certaines espèces naturelles ou n'ayant pas d'équivalent naturel.

La Communauté Européenne attribue à chaque colorant alimentaire un code commençant par la lettre E et le chiffre 1 :

C'est le cas du jaune tartrazine de code E 102 et dont la structure est :



C'est le cas aussi du bleu patenté (code E 131) de formule :

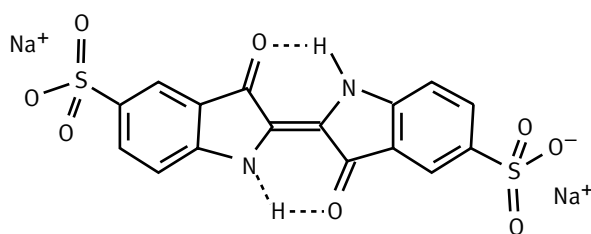


Le jaune tartrazine est appelé aussi colorant azoïque à cause de la présence du groupe : -N=N-.

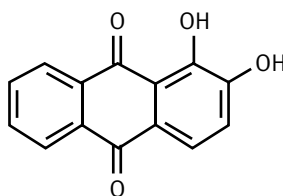
- Les colorants utilisés pour teinter les **textiles** sont appelés pigments : ils sont aussi utilisés dans des domaines comme l'ameublement, les cosmétiques (coiffure), en maroquinerie (cuir) et en peinture.

L'indigo, jadis extrait de l'indigotier, est l'un des principaux pigments utilisés, en particulier pour colorer les jeans. Il est de nos jours fabriqué par synthèse industrielle.

Sa formule est :



La garance est une plante dont les racines contiennent de l'alizarine qui est un colorant rouge. De nos jours celle-ci est obtenue par synthèse :



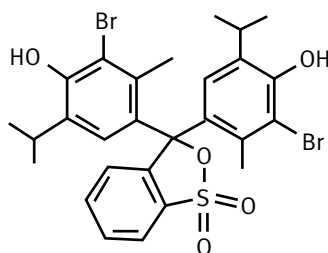
Un pigment peut-être d'origine organique (comme l'indigo) ou minérale. Ils ont une origine naturelle (lapis-lazuli, ocres, terres) ou fabriqués synthétiquement à base d'oxydes métalliques (cobalt, cadmium).

Un des principaux exemples est le blanc de titane (oxyde de titane TiO_2) utilisé en peinture, qui présente l'avantage de ne pas jaunir.

► Citons pour terminer le cas des **indicateurs colorés** : c'est un couple de deux espèces chimiques dont l'une de ces espèces prédomine par rapport à l'autre en solution, et ce en fonction des propriétés du milieu. En fonction de l'espèce qui prédomine, la couleur de la solution est différente. On distingue types d'indicateurs colorés :

- Indicateurs colorés acido-basiques
- Indicateurs colorés d'oxydo-réduction
- Indicateurs colorés de complexation
- Indicateurs colorés de précipitation

Le bleu de bromothymol est une espèce possédant 2 formes : une forme dite acide (jaune en solution aqueuse) et une forme basique (bleue) :



On détermine la structure de ces composés par des techniques d'analyse fine telle : la spectrophotométrie, la chromatographie ou la résonance magnétique nucléaire.

Activité 17 Considérons les hydrocarbures (composés d'atomes de carbone et d'atomes d'hydrogène) à liaisons conjuguées représentés dans le tableau suivant avec leur nombre de liaisons conjuguées et la longueur d'onde d'absorption maximale en spectroscopie :

Formule chimique ou (et) nom	Nombre de liaisons conjuguées	longueur d'onde (nm)	couleur
$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	(1)	185	Incolore
$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$	2	215	incolore
$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ ou C_6H_8	3	250	incolore
C_8H_{10}	4	300	incolore
$\text{C}_{16}\text{H}_{18}$	8	400	jaune vert
$\text{C}_{18}\text{H}_{20}$	9	425	jaune
béta-carotène	10	450	orange
lycopène	11	470	rouge

- 1 Expliquez pourquoi ces composés sont colorés à partir d'un nombre de liaisons conjuguées égales à 8.
- 2 Expliquez les couleurs du béta-carotène (colorant naturel de la carotte) et du lycopène (colorant naturel de la tomate).

Remarque : Les colorants verts ou bleus possèdent des atomes ayant des doublets non liants qui se conjuguent avec les doubles liaisons (exemple de l'indigo) ou des liaisons multiples engageant des atomes autre que le carbone. Ils possèdent des groupements auxochromes ($-\text{OH}$, $-\text{C}=\text{O}$, $-\text{NH}_2$...).



Résumé

Les règles du duet et de l'octet :

« Les atomes autres que les gaz inertes (ou gaz nobles) , évoluent chimiquement de façon à acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche, c'est-à-dire à saturer leur couche externe » :

- ▶ par formation d'ions monoatomiques
- ▶ par formation de molécules. »

Une liaison de covalence est la mise en commun de deux électrons par deux atomes, chaque atome apportant un électron.

Le doublet d'électrons mis en commun (ou doublet liant) est à l'origine de la liaison covalente établie entre les deux atomes.

A l'aide de la représentation de Lewis d'une molécule, on peut vérifier si les règles énoncées plus haut sont respectées par chaque atome présent dans une molécule en dénombrant les doublets d'électrons liants (participant à la formation des liaisons) et les doublets d'électrons non liants (localisés sur certains atomes).

La formule de Lewis d'une molécule est sa formule développée dans laquelle les tirets représentent les différents doublets (liants et non liants).

La disposition relative des atomes d'une molécule dans l'espace dépend de ces doublets (liants et non liants) qui se repoussent entre eux. Voilà pourquoi une molécule peut être linéaire, coudée, tétraédrique ou pyramidale lorsqu'elle est contient au moins trois atomes.

Deux molécules sont isomères lorsqu'elles ont la même formule brute mais des formules développées différentes.

L'absorbance d'une espèce colorée en solution est proportionnelle à sa concentration en solution (loi de Beer-Lambert).

$$A = k.C$$

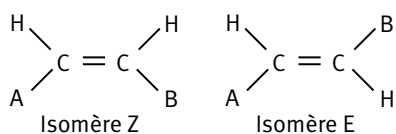
Avec k : constante de proportionnalité et C : concentration molaire (mol.L⁻¹).

Une molécule organique colorée possède un groupement d'atomes au sein de cette molécule qui est responsable de sa couleur. Ce groupement d'atomes est appelé : groupe **chromophore** souvent composé de doubles liaisons conjuguées.

Les indicateurs colorés sont des acides ou des bases dont les formes acide et basique conjuguées ont des teintes différentes.

Une molécule organique ayant une double liaison C=C dont chaque atome de carbone porte un hydrogène et un autre substituant peut exister sous 2 formes isomères : Z et E.

L'isomère E vient de l'allemand : Entgegen (qui signifie : opposé) et Z : Zusammen (ensemble) ; en effet, dans l'isomère E , les 2 atomes d'hydrogène portés par les atomes de carbone doublement liés sont de part et d'autre de la double liaison, tandis que dans l'isomère Z , ils sont du même côté.



Le passage d'une forme E à une forme Z (ou inversement) s'appelle isomérisation ; lorsque celle-ci se fait sous l'action de la lumière, on parle alors **d'isomérisation photochimique**.

Ce phénomène est à l'origine du processus de la vision.

Exercices

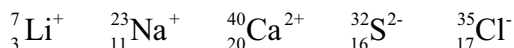
Exercice 1 Structure électronique des atomes

Déterminer la structure électronique des atomes :



Exercice 2 Structure électronique des ions

Déterminer la structure électronique des ions :



Exercice 3 Les ions isotopes

L'élément silicium possède 4 isotopes : ${}^{28}_{14}\text{Si}$ ${}^{29}_{14}\text{Si}$ ${}^{30}_{14}\text{Si}$ ${}^{31}_{14}\text{Si}$

- Donner la structure électronique du 1^{er} isotope. Les 3 autres isotopes possèdent-ils la même structure électronique ? Pourquoi ?
- Dans certaines conditions, l'atome de silicium peut perdre 4 électrons. Identifier les électrons perdus à partir de la structure électronique précédente. Donner la formule de l'ion obtenu.

Exercice 4 Le formol

Le méthanal a pour formule brute CH_2O . Sa solution aqueuse s'appelle le formol. Écrire sa représentation de Lewis.

Exercice 5 Le peroxyde d'hydrogène

La solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène est appelée eau oxygénée. Elle est utilisée pour désinfecter les plaies. Sa formule brute est H_2O_2 .

- Calculer le nombre total d'électrons sur les couches externes des atomes de la molécule.
 - En déduire le nombre total de doublets mis en jeu lors de la formation de la molécule.
 - Donner la représentation de Lewis de la molécule.
- Données : numéro atomique : H : 1 ; O : 8.

Exercice 6 Représentation de Lewis

On considère la molécule de formule brute $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Donner les représentations de Lewis ainsi que les formules semi développées de tous les isomères correspondant à cette formule brute.

Exercice 7 Représentation de Cram

Quelle est la formule de Lewis, et la représentation de Cram d'un des isomères de la molécule de formule brute $C_2H_4F_2$?

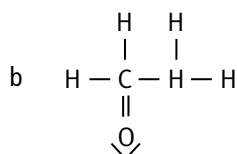
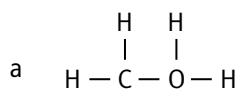
En déduire la représentation de Cram d'un isomère de la molécule $C_2H_4F_2$.

Données :

atome	symbole	n° atomique
hydrogène	H	1
carbone	C	6
oxygène	O	8
fluor	F	9

Exercice 8 Respect des règles :

Les molécules ci – dessous peuvent – elles exister ? Justifier la réponse en vérifiant le respect des règles (duet ou octet) pour chaque atome.



Exercice 9 Isomérie Z/E

① Identifier les éventuelles doubles liaisons conjuguées dans les enchaînements :

- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$

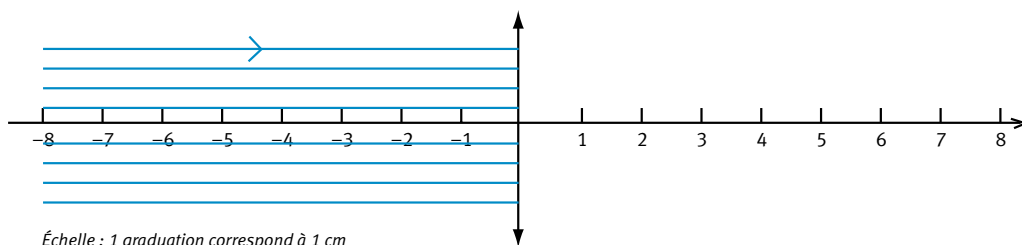
② Donner la formule spatiale de l'isomère Z de la molécule a).

Devoir autocorrectif n°1

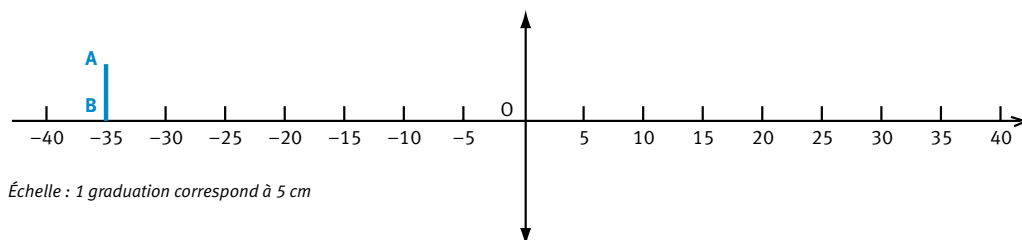
Physique

Exercice 1 Lentille convergente

- ① La lentille convergente représentée sur le schéma ci-dessous a une distance focale de 5,0 cm.
 - a) Représenter sur le schéma correspondant à cette lentille le centre optique et les foyers.
 - b) Calculer la vergence de cette lentille.
 - c) Tracer les rayons lumineux à la sortie de la lentille en justifiant votre tracé.



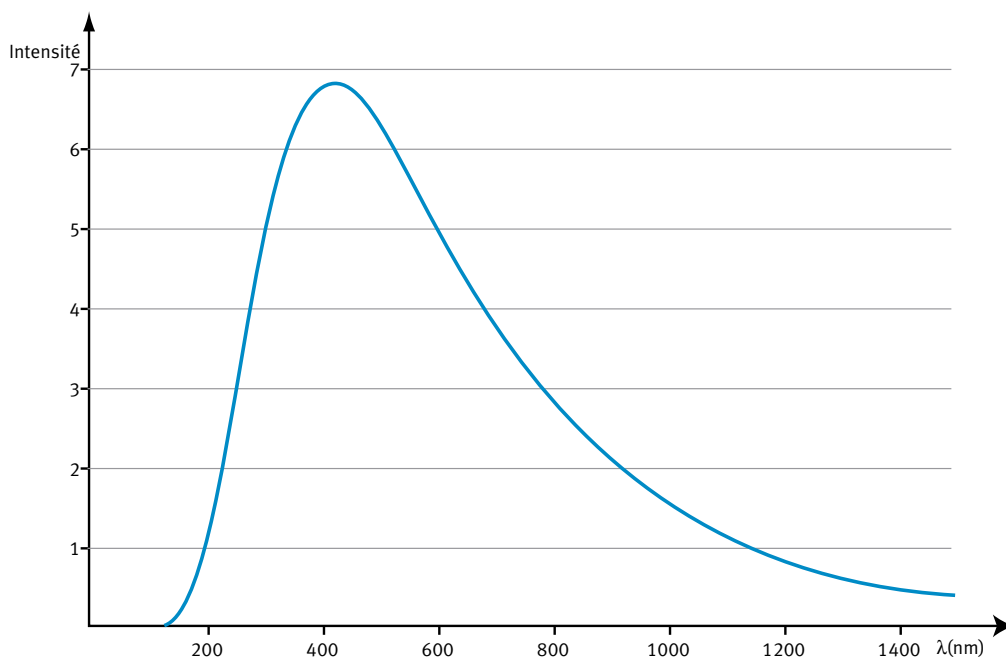
- ② On considère une lentille convergente de distance focale + 15 cm et un objet-plan AB situé à 30 cm de la lentille.



- a) Citer trois rayons utiles pour construire l'image B' du point B.
- b) En utilisant deux de ces rayons, tracer l'image A'B' de l'objet AB.
- c) A quelle distance du centre optique O se forme l'image A'B' ?
- d) Retrouver cette valeur en utilisant la relation de conjugaison.
- e) Calculer le grandissement.

Exercice 2 La couleur

- ❶ Comment l'œil perçoit-il les couleurs ?
- ❷ En quoi le principe de la trichromie résulte de la vision humaine ?
- ❸ Dans une imprimante couleur, on utilise le jaune, le cyan, le magenta et le noir.
 - a) Qu'obtient-on en mélangeant les trois couleurs secondaires jaune, cyan et magenta ?
 - b) Quelles sont les lumières colorées diffusées par l'encre cyan ?
 - c) Que se passe-t-il lorsque l'encre jaune et l'encre magenta sont mélangées ?
- ❹ La courbe du rayonnement d'un corps noir est représentée ci-dessous.

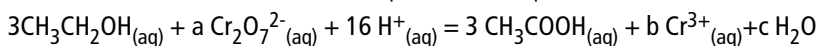


- a) Quelle est la longueur d'onde correspondant au maximum de rayonnement du corps noir ?
- b) A quel domaine d'ondes électromagnétiques correspond cette longueur d'onde maximale ?
- c) En déduire la température du corps noir.

Chimie

Exercice 1 L'alcootest

Lors d'un contrôle d'alcoolémie, pour mesurer la quantité d'alcool dans le sang, on réalise un prélèvement puis, par un procédé non indiqué ici, on décolore le sang. On dose alors la quantité d'alcool présente dans le sang à partir de la réaction d'oxydo-réduction entre $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(\text{aq})}$ et $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(\text{aq})}$ réalisée en milieu acide :



On dispose de 3,0 mol d'ions $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, de 100,0 mL d'éthanol liquide de masse volumique 0,80 g/mL et d'un excès d'ions H^+ .

- 1 Trouver la valeur des coefficients a, b et c et ajuster l'équation chimique.
- 2 De quelle quantité initiale d'éthanol dispose-t-on ?
- 3 Construire un tableau de quantité de matière des espèces chimiques et faisant apparaître l'avancement x.
- 4 Quel est le réactif limitant ? justifier la réponse.
- 5 Quelle masse maximale d'acide éthanóïque CH_3COOH peut – on obtenir ?

Données : Masse molaire atomique (en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) : C : 12,0 ; O : 16,0 ; N : 14,0 ; H : 1,0.

Exercice 2 Élément fer dans un vin blanc

Au cours de l'élaboration d'un vin blanc ou au cours de son stockage, un trouble peut apparaître. Ce trouble, appelé casse ferrique ou casse blanche, constitué d'un précipité de phosphate de fer (III), est peu attrayant et gênant sur le plan gustatif.

Un vin présente un risque de casse lorsque sa teneur globale en élément fer -ions fer (II) et ions fer (III) — dépasse, selon le type de vin, 10 à 20 mg L^{-1} . Pour déterminer cette teneur, on utilise ici un dosage spectrophotométrique.

I. - Principe du dosage spectrophotométrique

- 1 Un spectrophotomètre mesure l'absorbance d'une substance colorée. Une fois l'appareil réglé, si la substance étudiée est la seule substance colorée de la solution, l'absorbance est proportionnelle à sa concentration (massique).

Écrire la relation qui existe entre l'absorbance A et la concentration massique C de la substance colorée.

- 2 On réduit les ions fer (III) à l'état d'ions fer (II) par un réducteur approprié, l'hydroquinone à 0,2 %. En présence d'o-phénanthroline, les ions fer (II) réagissent pour donner une solution de couleur rouge. La forme oxydée de l'hydroquinone et l'hydroquinone restante n'absorbent pas à la longueur d'onde utilisée.

Ne voulant effectuer qu'un seul dosage du vin à étudier, pourquoi opère-t-on une réduction ?

C'est ce traitement qu'on appliquera au vin dans la suite pour effectuer son dosage.

II. - Préparation de l'échelle de teintes

On réalise des mélanges à partir d'une solution S contenant 8 mg d'ions fer (II) par litre.

① Les mélanges préparés sont présentés dans le tableau ci-après.

Chaque mélange a une teinte différente. Dans tous les cas le volume total du mélange est de 40 cm³.

Mélange n°	1	2	3	4	5	6	7	8
Solution S (cm ³)	20,0	17,5	15,0	12,5	10,0	7,5	5,0	0
Eau distillée (cm ³)	17,0	19,5	22,0	24,5	27,0	29,5	32,0	37,0
Solution d'hydroquinone (cm ³)	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0
Réactif o-phénantroline (cm ³)	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0	2,0

a. Indiquer la verrerie qu'il faut utiliser pour préparer les mélanges afin de respecter la précision attendue. Choisir les réponses parmi le matériel proposé ci-après et le nommer.

Matériel

					
B ₁ 125 mL	C ₁ 1 mL	D ₁ 10 mL	E ₁ 10 mL	F ₁ 50 mL	G ₁ 25 mL
B ₂ 250 mL	C ₂ 2 mL	D ₂ 25 mL	E ₂ 25 mL	F ₂ 100 mL	G ₂ 50 mL
B ₃ 500 mL	C ₃ 5 mL	D ₃ 50 mL	E ₃ 50 mL	F ₃ 250 mL	G ₃ 100 mL

b. Comment évolue la teinte des solutions du mélange n°1 au mélange n°8 ?

② Calculer la concentration massique en ions fer (II) dans le mélange n°4.

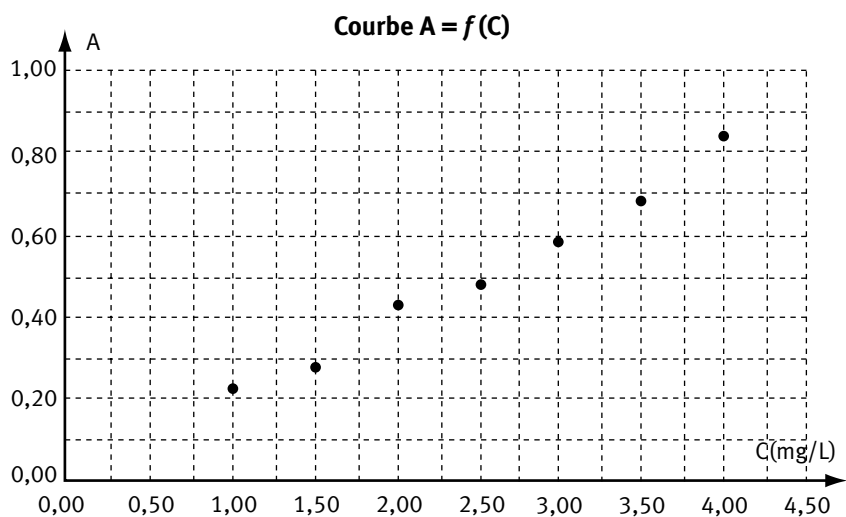
III. - Le dosage spectrophotométrique

On mesure l'absorbance A des différentes solutions préparées. Les résultats sont reportés sur le graphe ci-après où C représente la concentration massique en ions fer (II) dans les mélanges.

Pour effectuer le dosage du vin étudié, on prépare le mélange M suivant:

- 20,0 cm³ de vin blanc à tester;
- 17,0 cm³ d'eau distillée;
- 1,0 cm³ de solution d'hydroquinone à 0,2 %;
- 2,0 cm³ de réactif o-phénantroline.

L'absorbance A_{vin} de la solution préparée à partir du vin blanc est égale à 0,45.



- ❶ Déterminer graphiquement la concentration massique des ions fer (II) dans le mélange. Expliquer brièvement comment vous avez opéré.
- ❷ En déduire la concentration massique totale des ions fer (II) et fer (III) dans le vin blanc étudié et dire si celui-ci peut éventuellement subir la casse ferrique.

IV. - Un alcool indésirable

Une autre espèce chimique indésirable pouvant être présente en petite quantité dans le vin est le méthanol de formule brute CH_4O , toxique par ingestion du fait de son interaction avec le nerf optique (risque de cécité à haute dose).

Donner sa formule de Lewis ainsi que sa représentation de Cram.

Données :

Numéros atomiques (Z)

H : Z = 1

C : Z = 6

O : Z = 8

