

DOSSIER PHYSIQUE-CHIMIE

PREMIÈRE S



TERMINALE S

Le bac porte sur les programmes de Seconde, Première S et de Terminale S bien entendu. Il s'agit donc de vous assurer que, en arrivant en TS, les contenus entiers des années précédentes sont maîtrisés.

Conservez vos cours ET votre livre de 1S dans lequel il y a les notions indispensables pour la TS.

Voici une liste de ces notions pour vous aider à anticiper l'année prochaine !

Conseil : consacrer les deux dernières semaines du mois d'aout à la préparation de la rentrée (reprendre cours, exercices, devoirs, corrections de devoirs...)

PROGRAMME DE TERMINALE S

OBSERVER

Ondes et matière

**Les ondes et les particules sont supports d'informations. Comment les détecte-t-on ?
Quelles sont les caractéristiques et les propriétés des ondes ? Comment réaliser et exploiter des spectres pour identifier des atomes et des molécules ?**

A. ONDES ET PARTICULES

Rayonnements dans l'Univers

Absorption de rayonnements par l'atmosphère terrestre.

Les ondes dans la matière

Houle, ondes sismiques, ondes sonores.

Magnitude d'un séisme sur l'échelle de Richter.

Niveau d'intensité sonore.

Détecteurs d'ondes (mécaniques et électromagnétiques) **et de particules** (photons, particules élémentaires ou non).

B. CARACTÉRISTIQUES ET PROPRIÉTÉS DES ONDES

Caractéristiques des ondes

Ondes progressives. Grandeurs physiques associées. Retard.

Ondes progressives périodiques, ondes sinusoïdales.

Ondes sonores et ultrasonores.

Analyse spectrale. Hauteur et timbre.

Propriétés des ondes

Diffraction.

Influence relative de la taille de l'ouverture ou de l'obstacle et de la longueur d'onde sur le phénomène de diffraction.

Cas des ondes lumineuses monochromatiques, cas de la lumière blanche.

Interférences.

Cas des ondes lumineuses monochromatiques, cas de la lumière blanche. Couleurs interférentielles.

Effet Doppler.

C. ANALYSE SPECTRALE

Spectres UV-visible

Lien entre couleur perçue et longueur d'onde au maximum d'absorption de substances organiques ou inorganiques.

Spectres IR

Identification de liaisons à l'aide du nombre d'onde correspondant ; détermination de groupes caractéristiques.

Mise en évidence de la liaison hydrogène.

Spectres RMN du proton

Identification de molécules organiques à l'aide :

- du déplacement chimique ;
- de l'intégration ;
- de la multiplicité du signal : règle des (n+1)-uplets.

COMPRENDRE

Lois et modèles

Comment exploite-t-on des phénomènes périodiques pour accéder à la mesure du temps ? En quoi le concept de temps joue-t-il un rôle essentiel dans la relativité ? Quels paramètres influencent l'évolution chimique ?

Comment la structure des molécules permet-elle d'interpréter leurs propriétés ? Comment les réactions en chimie organique et celles par échange de proton participent-elles de la transformation de la matière ?

Comment s'effectuent les transferts d'énergie à différentes échelles ? Comment se manifeste la réalité quantique, notamment pour la lumière ?

A. TEMPS, MOUVEMENT ET ÉVOLUTION

Temps, cinématique et dynamique newtoniennes

Description du mouvement d'un point au cours du temps : vecteurs position, vitesse et accélération.

Référentiel galiléen.

Lois de Newton : principe d'inertie, et principe des actions réciproques.

Conservation de la quantité de mouvement d'un système isolé.

Mouvement d'un satellite.

Révolution de la Terre autour du Soleil.

Lois de Kepler.

Mesure du temps et oscillateur, amortissement

Travail d'une force.

Force conservative ; énergie potentielle.

Forces non conservatives : exemple des frottements.

Énergie mécanique.

Étude énergétique des oscillations libres d'un système mécanique.

Dissipation d'énergie.

Définition du temps atomique.

Temps et relativité restreinte

Invariance de la vitesse de la lumière et caractère relatif du temps.

Postulat d'Einstein. Tests expérimentaux de l'invariance de la vitesse de la lumière.

Notion d'événement. Temps propre.

Dilatation des durées.

Preuves expérimentales.

Temps et évolution chimique : cinétique et catalyse

Réactions lentes, rapides ; durée d'une réaction chimique.

Facteurs cinétiques. Évolution d'une quantité de matière au cours du temps.

Temps de demi-réaction.

Catalyse homogène, hétérogène et enzymatique.

B. STRUCTURE ET TRANSFORMATION DE LA MATIÈRE

Représentation spatiale des molécules

Chiralité : définition, approche historique.

Représentation de Cram.

Carbone asymétrique.

Chiralité des acides α -aminés.

Énantiomérie, mélange racémique, diastéréoisomérie (Z/E, deux atomes de carbone asymétriques).

Conformation : rotation autour d'une liaison simple ; conformation la plus stable.

Formule topologique des molécules organiques.

Propriétés biologiques et stéréoisomérie.

Transformation en chimie organique

Aspect macroscopique :

- Modification de chaîne, modification de groupe caractéristique.

- Grandes catégories de réactions en chimie organique : substitution, addition, élimination.

Aspect microscopique :

- Liaison polarisée, site donneur et site accepteur de doublet d'électrons.

- Interaction entre des sites donneurs et accepteurs de doublet d'électrons ; représentation du mouvement d'un doublet d'électrons à l'aide d'une flèche courbe lors d'une étape d'un mécanisme réactionnel.

Réaction chimique par échange de proton

Le pH : définition, mesure.

Théorie de Brønsted : acides faibles, bases faibles ; notion d'équilibre ; couple acide-base ; constante d'acidité K_a .

Échelle des pK_a dans l'eau, produit ionique de l'eau ; domaines de prédominance (cas des acides carboxyliques, des amines, des acides α -aminés).

Réactions quasi-totales en faveur des produits :

- acide fort, base forte dans l'eau ;

- mélange d'un acide fort et d'une base forte dans l'eau.

Réaction entre un acide fort et une base forte : aspect thermique de la réaction. Sécurité.

Contrôle du pH : solution tampon ; rôle en milieu biologique.

C. ÉNERGIE, MATIÈRE ET RAYONNEMENT

Du macroscopique au microscopique

Constante d'Avogadro.

Transferts d'énergie entre systèmes macroscopiques

Notions de système et d'énergie interne. Interprétation microscopique.

Capacité thermique.

Transferts thermiques : conduction, convection, rayonnement.

Flux thermique. Résistance thermique.

Notion d'irréversibilité.

Bilans d'énergie.

Transferts quantiques d'énergie

Émission et absorption quantiques.

Émission stimulée et amplification d'une onde lumineuse.

Oscillateur optique : principe du laser.

Transitions d'énergie : électroniques, vibratoires.

Dualité onde-particule

Photon et onde lumineuse.

Particule matérielle et onde de matière ; relation de de Broglie.

Interférences photon par photon, particule de matière par particule de matière.

AGIR

Défis du XXI^{ème} siècle

En quoi la science permet-elle de répondre aux défis rencontrés par l'Homme dans sa volonté de développement tout en préservant la planète ?

A. ÉCONOMISER LES RESSOURCES ET RESPECTER L'ENVIRONNEMENT

Enjeux énergétiques

Nouvelles chaînes énergétiques.

Économies d'énergie.

Apport de la chimie au respect de l'environnement

Chimie durable :

- économie d'atomes ;
- limitation des déchets ;
- agro ressources ;
- chimie douce ;
- choix des solvants ;
- recyclage.

Valorisation du dioxyde de carbone.

Contrôle de la qualité par dosage

Dosages par étalonnage :

- spectrophotométrie ; loi de Beer-Lambert ;
- conductimétrie ; explication qualitative de la loi de Kohlrausch, par analogie avec la loi de Beer-Lambert.

Dosages par titrage direct.

Réaction support de titrage ; caractère quantitatif.

Équivalence dans un titrage ; repérage de l'équivalence pour un titrage pH-métrique, conductimétrique et par utilisation d'un indicateur de fin de réaction.

B. SYNTHÉTISER DES MOLÉCULES, FABRIQUER DE NOUVEAUX MATÉRIAUX

Stratégie de la synthèse organique

Protocole de synthèse organique :

- identification des réactifs, du solvant, du catalyseur, des produits ;
- détermination des quantités des espèces mises en jeu, du réactif limitant ;
- choix des paramètres expérimentaux : température, solvant, durée de la réaction, pH ;
- choix du montage, de la technique de purification, de l'analyse du produit ;
- calcul d'un rendement ;
- aspects liés à la sécurité ;
- coûts.

Sélectivité en chimie organique

Composé polyfonctionnel : réactif chimiosélectif, protection de fonctions.

C. TRANSMETTRE ET STOCKER DE L'INFORMATION

Chaîne de transmission d'informations

Images numériques

Caractéristiques d'une image numérique : pixellisation, codage RVB et niveaux de gris.

Signal analogique et signal numérique

Conversion d'un signal analogique en signal numérique.

Échantillonnage ; quantification ; numérisation.

Procédés physiques de transmission

Propagation libre et propagation guidée.

Transmission :

- par câble ;
- par fibre optique : notion de mode ;
- transmission hertziennne.

Débit binaire.

Atténuations.

Stockage optique

Écriture et lecture des données sur un disque optique. Capacités de stockage.

D. CRÉER ET INNOVER

Culture scientifique et technique ; relation science-société.

Métiers de l'activité scientifique (partenariat avec une institution de recherche, une entreprise, etc.).

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ

Thème 1 : l'eau

Eau et environnement

Eau et ressources

Eau et énergie

Thème 2 : son et musique

Instruments de musique

Émetteurs et récepteurs sonores

Son et architecture

Thème 3 : matériaux

Cycle de vie

Structure et propriétés

Nouveaux matériaux

LES 7 UNITÉS DE BASE DU SYSTÈME INTERNATIONAL D'UNITÉS (SI)

Les sept grandeurs de base correspondant aux sept unités de base sont la longueur, la masse, le temps, le courant électrique, la température thermodynamique, la quantité de matière et l'intensité lumineuse.

Toutes les autres grandeurs sont des grandeurs dérivées et sont exprimées au moyen d'unités dérivées, définies comme étant des produits de puissances des unités de base.

◆ **Longueur** (mètre, m)

Le mètre est la longueur du trajet parcouru dans le vide par la lumière pendant une durée de $1/299\,792\,458$ de seconde. Il en résulte que la vitesse de la lumière dans le vide est égale à $299\,792\,458\text{ m.s}^{-1}$ exactement.

◆ **Masse** (kilogramme, kg)

Le kilogramme est l'unité de masse; il est égal à la masse du prototype international du kilogramme.

◆ **Temps** (seconde, s)

La seconde est la durée de $9\,192\,631\,770$ périodes de la radiation correspondant à la transition entre les deux niveaux hyperfins de l'état fondamental de l'atome de césium 133.

◆ **Courant électrique** (ampère, A)

L'ampère est l'intensité d'un courant constant qui, maintenu dans deux conducteurs parallèles, rectilignes, de longueur infinie, de section circulaire négligeable et placés à une distance de 1 mètre l'un de l'autre dans le vide, produirait entre ces conducteurs une force égale à $2 \cdot 10^{-7}$ newton par mètre de longueur.

◆ **Température thermodynamique** (kelvin, K)

Le kelvin, unité de température thermodynamique, est la fraction $1/273,16$ de la température thermodynamique du point triple de l'eau.

◆ **Quantité de matière** (mole, mol)

1. La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans $0,012$ kilogramme de carbone 12.

2. Lorsqu'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées et peuvent être des atomes, des molécules, des ions, des électrons, d'autres particules ou des groupements spécifiés de telles particules.

◆ **Intensité lumineuse** (candela, cd)

La candela est l'intensité lumineuse, dans une direction donnée, d'une source qui émet un rayonnement

IONS, MOLÉCULES ET COMPOSÉS IONIQUES

CATIONS		ANIONS		MOLECULES		COMPOSES IONIQUES	
ion oxonium	H_3O^+	ion hydroxyde	HO^-	dioxygène	$\text{O}_2\text{ (g)}$	hydroxyde de sodium (soude)	NaOH
ion cuivreux ou cuivre I	Cu^+	ion nitrate	NO_3^-	dihydrogène	$\text{H}_2\text{ (g)}$	chlorure de sodium (sel)	NaCl
ion cuivrique ou cuivre II	Cu^{2+}	ion fluorure	F^-	diazote	$\text{N}_2\text{ (g)}$	sulfate de cuivre	CuSO_4
ion sodium	Na^+	ion iodure	I^-	dichlore	$\text{Cl}_2\text{ (g)}$	nitrate d'argent	AgNO_3
ion calcium	Ca^{2+}	ion bromure	Br^-	dibrome	$\text{Br}_2\text{ (l)}$	chlorure d'argent	AgCl
ion ferreux ou fer II	Fe^{2+}	ion chlorure	Cl^-	diiode	$\text{I}_2\text{ (s)}$	hydroxyde de potassium (potasse)	KOH
ion ferrique ou fer III	Fe^{3+}	ion sulfate	SO_4^{2-}	méthane	$\text{CH}_4\text{ (g)}$	permanganate de potassium	KMnO_4
ion lithium	Li^+	ion dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dioxyde de carbone (gaz carbonique)	$\text{CO}_2\text{ (g)}$	dichromate de potassium	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
ion argent	Ag^+	ion carbonate	CO_3^{2-}	monoxyde de carbone	$\text{CO}\text{ (g)}$		
ion magnésium	Mg^{2+}	ion phosphate	PO_4^{3-}	dioxyde d'azote	$\text{NO}_2\text{ (g)}$		
ion potassium	K^+	ion permanganate	MnO_4^-	ammoniaque	$\text{NH}_3\text{ (aq)}$		
ion plomb	Pb^{2+}	ion sulfure	S^{2-}	eau	$\text{H}_2\text{O}\text{ (l)}$		
ion ammonium	NH_4^+	ion thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	glucose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\text{ (s)}$		
ion zinc	Zn^{2+}	ion bromate	BrO_3^-	saccharose (sucre)	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}\text{ (s)}$		
ion baryum	Ba^{2+}	ion chromate	CrO_4^{2-}	peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)	$\text{H}_2\text{O}_2\text{ (l)}$		

LA LUMIÈRE

La lumière qui rentre dans l'œil est détectée grâce à deux types de photorécepteurs qui tapissent la rétine: les cônes et les bâtonnets. Les bâtonnets ne détectent pas les couleurs, ils captent seulement la luminosité (noir, blanc et nuances de gris). La détection de la couleur est assurée par les cônes. Il en existe trois sous-types en fonction de leur sensibilité spectrale (bleu, vert et rouge).

La faculté qu'a l'œil de reproduire toutes les couleurs à partir des trois couleurs détectées par les cônes s'appelle la **trichromie**.

I. Lumières colorées

1. Décomposition de la lumière par un prisme

Deux phénomènes permettent d'expliquer la décomposition de la lumière par un prisme:

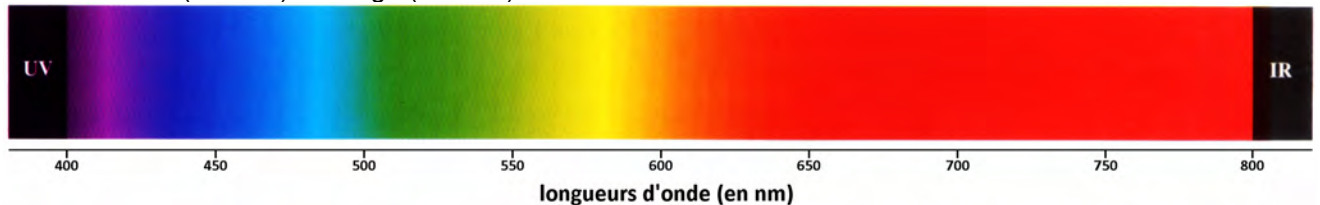
- ◆ la **réfraction** (le faisceau incident est dévié à la surface de séparation des milieux - lois de Descartes)
- ◆ la **dispersion** (l'indice de réfraction du milieu dépend de la longueur d'onde qui le traverse)

Remarque: la lumière peut aussi être décomposée par un réseau.



2. Spectre de la lumière blanche

Le spectre de la lumière blanche est un spectre continu constitué des radiations colorées (longueurs d'ondes) allant du violet (400 nm) au rouge (800 nm).



3. Lumières polychromatiques et monochromatiques

- ◆ Une lumière **monochromatique** correspond à une seule couleur, une seule radiation (exemple: la lumière du laser). Elle ne peut pas être décomposée par un prisme.
- ◆ Une lumière **polychromatique** est un mélange de plusieurs radiations. Elle peut être décomposée par un prisme.

4. Comment obtenir des lumières colorées?

- ◆ Filtres colorés : si on interpose un filtre coloré devant un faisceau de lumière blanche, la lumière a alors la couleur du filtre observé par transparence.
- ◆ Sources de lumières monochromatiques : par exemple un laser Hélium-Néon pour obtenir du rouge.
- ◆ Sources de lumières polychromatiques (synthèse additive).

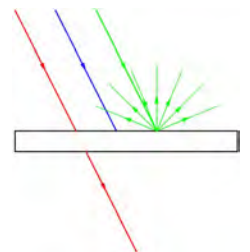
II. Couleur des objets

1. Couleur d'un objet éclairé

a. Comment se comporte un objet éclairé ?

Trois phénomènes peuvent avoir lieu à la surface d'un objet éclairé:

- ◆ la **diffusion**: une, plusieurs ou toutes les radiations sont renvoyées dans toutes les directions
- ◆ l'**absorption**: une, plusieurs ou toutes les radiations ne sont pas renvoyées (elles sont absorbées par l'objet)
- ◆ la **transmission**: une, plusieurs ou toutes les radiations traversent l'objet



b. Qu'est-ce qu'un objet blanc?

Un objet blanc **diffuse toutes les radiations** de la lumière qu'il reçoit.

c. Qu'est-ce qu'un objet bleu?

Un objet bleu ne **diffuse que les radiations bleues** de la lumière.

d. Qu'est-ce qu'un objet noir?

Un objet noir **absorbe pratiquement toutes les radiations** de la lumière qu'il reçoit.

e. Couleur des objets

Un objet n'a pas de couleur propre. La couleur perçue de l'objet dépend de la nature de la lumière qui l'éclaire, des propriétés optiques de l'objet lui-même (lumière diffusée) et de l'observateur (ex.: daltonien).

III. Restitution des couleurs

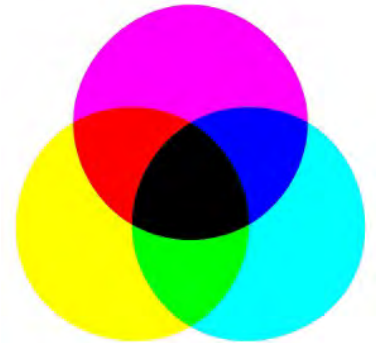
1. Synthèse soustractive (système CMJ)

On la réalise en superposant des **filtres colorés** de différentes couleurs. Par exemple, le filtre jaune ne laisse passer que les lumières rouge et verte; il absorbe la lumière bleue.

Les couleurs de primaires sont le **cyan**, le **jaune** et le **magenta**.

Filtre n°1	Filtre n°2	Filtre n°3	Couleur observée
Magenta	Jaune		Rouge
Magenta		Cyan	Bleu
	Jaune	Cyan	Vert
Magenta	Jaune	Cyan	Noir

Lorsque l'on superpose les trois filtres, on obtient du noir. En peinture ou en imprimerie, ce sont les pigments qui jouent le rôle de filtres. Ces techniques reposent donc sur la synthèse soustractive.



2. Synthèse additive (système RVB)

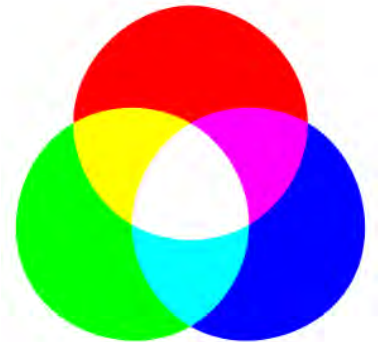
On la réalise en superposant des **faisceaux lumineux** de différentes couleurs.

Les trois couleurs primaires sont le **rouge**, le **vert** et le **bleu**.

Faisceau n°1	Faisceau n°2	Faisceau n°3	Couleur observée
Rouge		Bleu	Magenta
	Vert	Bleu	Cyan
Rouge	Vert		Jaune
Rouge	Vert	Bleu	Blanc

Si les trois faisceaux ont la même intensité lumineuse: magenta, cyan et jaune sont des couleurs **secondaires** car elles sont obtenues par superposition de **deux** couleurs primaires. Lorsque l'on superpose les trois faisceaux, on obtient de la lumière **blanche**.

En modifiant l'intensité de chacune des lumières primaires, on peut obtenir l'ensemble des couleurs. C'est ainsi que fonctionne les écrans de téléviseurs, de téléphones ou d'ordinateurs.



3. Couleurs complémentaires

Deux couleurs sont complémentaires l'une de l'autre si, par synthèse additive, elles forment du blanc (exemple : la superposition des lumières de couleurs primaires verte et rouge donnent une lumière de couleur secondaire jaune, complémentaire du bleu). En synthèse soustractive, la superposition de couleurs complémentaires produit le noir.

LES SPECTRES

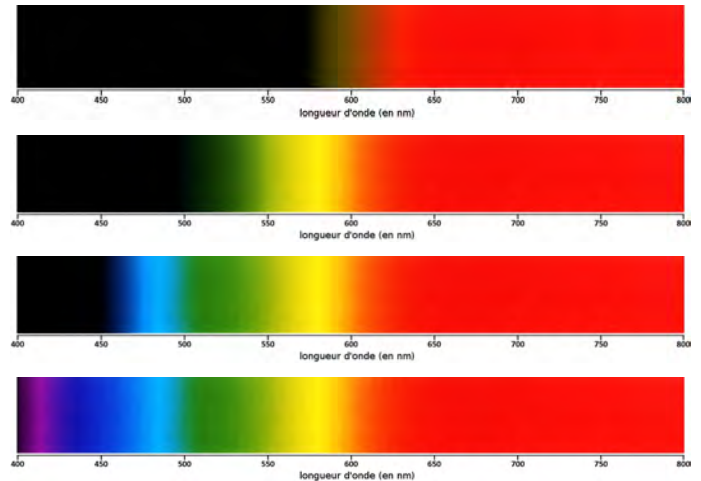
1. Évolution du spectre avec la température

Lorsque l'intensité du courant électrique augmente alors la température du filament de la lampe augmente (effet Joule). Lorsque la température du filament est faible nous observons plutôt du vert et du rouge. Lorsque la température augmente le spectre s'enrichit en bleu violet et nous observons un spectre complet. Plus la température du filament augmente, plus le spectre de la lumière qu'il émet est complet, c'est à dire riche en bleu.

Un corps chaud (solide, liquide ou gaz à haute pression) émet une lumière dont le spectre continu s'enrichit en radiations de courtes longueurs d'onde (violet) quand la température augmente.

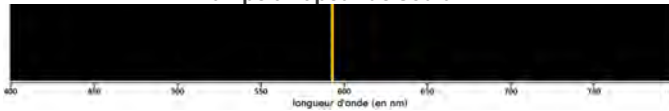
La couleur de la lumière émise par un corps chaud et le spectre d'émission de cette lumière nous donne donc des renseignements sur la température de ce corps.

Les spectres continus sont d'origine thermique.



2. Spectres d'émission d'un gaz

Lampe à vapeur de sodium



Lampe fluorescente



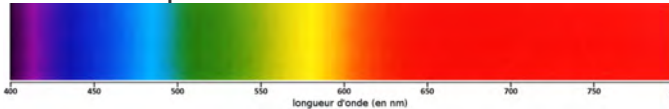
Les spectres d'émission ne sont pas continus car nous avons des raies espacées de bandes noires. Ces spectres sont appelés des **spectres de raies** puisque nous observons de fins traits nets colorés (raies) sur un fond noir. A chaque raie correspond une radiation monochromatique.

Un gaz à basse pression, excité par des décharges électriques ou porté à haute température, émet une lumière dont le spectre est constitué de raies. Ce spectre de raies est la signature de l'entité chimique (atome ou ion) présente dans le gaz.

3. Spectres d'absorption

a. Spectre de bandes d'absorption (la lumière traverse une solution)

Spectre d'émission de la lumière blanche



Spectre d'absorption du permanganate de potassium



Le spectre d'absorption du permanganate de potassium a perdu deux bandes colorées verte et jaune par rapport au spectre d'émission de la lumière blanche. On parle de **spectre de bandes d'absorption** puisque des bandes colorées ont disparu et sont devenues noires. Une solution absorbe la couleur complémentaire de sa couleur apparente. Ici, la couleur violette du permanganate de potassium est donc liée au rouge et au bleu foncé de son spectre d'absorption.

La lumière transmise par une solution éclairée par une source de lumière blanche donne un spectre de bandes d'absorption. Ce spectre d'absorption, constitué de bandes noires sur le fond coloré du spectre de la lumière blanche, caractérise les molécules ou les ions contenus dans la solution.

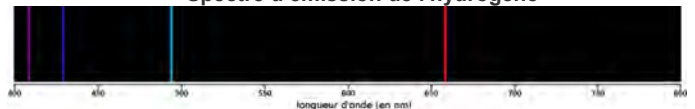
b. Spectre de raies d'absorption (la lumière traverse un gaz)

La lumière transmise par un gaz éclairé par une source de lumière blanche donne un spectre constitué de raies noires sur le fond coloré du spectre de la lumière blanche: c'est un spectre de raies d'absorption. Les raies noires correspondent aux radiations absorbées par les entités chimiques (atome ou ions) présentes dans le gaz. Elles caractérisent ces entités.

En effet, un atome ou un ion en phase gazeuse ne peut absorber que les radiations qu'il est capable d'émettre.

Les raies d'absorption, comme celles d'émission, permettent donc d'identifier les entités chimiques présentes dans un gaz.

Spectre d'émission de l'hydrogène



Spectre d'absorption de l'hydrogène



4. La lumière des étoiles

L'analyse de la lumière permet d'obtenir des informations sur la matière dont elle est issue (température) et sur les milieux qu'elle traverse (composition).

Les étoiles émettent de la lumière qui se propage dans l'espace. Cette lumière traverse l'atmosphère des étoiles et le vide interstellaire. Grâce à l'étude de cette lumière, il est donc possible de connaître la température d'une étoile et la composition de son atmosphère.

CHIFFRES SIGNIFICATIFS

Dans une mesure expérimentale, **le nombre de chiffres significatifs représente la précision de la mesure**. Il s'agit des chiffres connus avec certitude plus le premier chiffre incertain.

Par exemple, 1234 possède 4 chiffres significatifs ; il y a **une incertitude sur le dernier chiffre**

A. Cas du 0

Lorsqu'un 0 est le premier chiffre (donc à gauche), il n'est pas significatif

- 0,8 possède **1** chiffre significatif
- 0,045 possède **2** chiffres significatifs
- 0,000 0056 possède **2** chiffres significatifs

Lorsqu'un 0 est le dernier (donc à droite), il est significatif

- 1,200 possède **4** chiffres significatifs
- 0,0520 possède **3** chiffres significatifs

Le cas des nombres entiers tels que 400, 1000 ou 10 peut prêter à confusion :

- Si le résultat d'une mesure est 400, et qu'un seul chiffre est significatif, on écrira $4 \cdot 10^2$ ou $0,4 \cdot 10^3$
- Si 2 chiffres significatifs, on pourra écrire $4,0 \cdot 10^2$ ou $0,40 \cdot 10^3$
- Si 3 chiffres significatifs, on pourra écrire $4,00 \cdot 10^2$ ou $0,400 \cdot 10^3$

Pour simplifier ces histoires de 0, on écrit en général en écriture scientifique, car ainsi, tous les chiffres notés sont significatifs.

B. Multiplication et division

Le résultat doit être arrondi pour avoir autant de chiffres significatifs que la valeur la moins précise.

- $6,012 / 3 = 2$ le 3 possède 1 chiffre significatif, comme le résultat
- $6,012 / 3,0 = 2,0$ le 3,0 possède 2 chiffres significatifs, comme le résultat
- $6,012 / 3,00 = 2,00$ le 3,00 possède 3 chiffres significatifs, comme le résultat
- $6,012 / 3,000 = 2,004$ les deux valeurs possèdent 4 chiffres significatifs
- $6,012 / 3,0000 = 2,004$ le 6,012 possède 4 chiffres significatifs, comme le résultat

Remarque : Attention, certains chiffres utilisés lors d'opérations ne sont pas significatifs !!

Si je prends trois oranges qui pèsent chacun 1,2 kg, la masse totale sera de $3 \times 1,2 = 3,6$ kg, et non pas 4 kg. Le nombre 3 n'a aucune valeur significative.

C. Addition et soustraction

Le résultat doit être arrondi pour avoir autant de décimales que la valeur qui en comporte le moins (en les prenant tous dans la même unité et même puissance de 10).

Exemple : $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{S}) = 32,05 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

- $M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 2.M(\text{Na}) + 2.M(\text{S}) + 3.M(\text{O})$
 $= 2 \times 23,0 + 2 \times 32,05 + 3 \times 16,0$
 $= 158,1 \text{ g.mol}^{-1}$
car $M(\text{Na})$ et $M(\text{O})$ ne sont connus qu'avec une décimale
- Si $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$, alors on aurait eu $M(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 158 \text{ g.mol}^{-1}$

D. Calculatrice et résultat

Dans un enchaînement de calculs, il faut toujours reprendre la valeur entière que vous avez calculée (et donc celle de la calculatrice que vous pouvez placer en mémoire).

E. Incertitude

Si on vous demande un calcul d'incertitude, attention de la donner avec le bon nombre de CS : le dernier CS de la valeur mesurée doit être à la même position décimale que le dernier CS de l'incertitude. Exemple : on a trouvé $V = 17,2 \text{ mL}$. Si votre calcul d'incertitude vous donne $0,08 \text{ mL}$ alors vous devez l'écrire $0,1 \text{ mL}$.

Les calculs d'incertitude seront (re)vus en début de Terminale.

GRANDEURS et UNITES

Grandeurs à connaître en Chimie

Grandeur	Symbole	Unité
Masse	m	kilogramme (kg) ou gramme (g)
Volume	V	mètre cube (m³) ou Litre (L)
Masse volumique	ρ	kilogramme par mètre cube (kg.m⁻³) ou gramme par millilitre (g.mL⁻¹)
Densité	d	Pas d'unité
Quantité de matière	n	Mole (mol)
Masse molaire	M	kilogramme par mol (kg.mol⁻¹) ou gramme par mol (g.mol⁻¹)
Concentration ou teneur massique	t	kilogramme par mètre cube (kg.m⁻³) ou gramme par Litre (g.L⁻¹)
Concentration molaire	c	Mole par mètre cube (mol.m⁻³) Mole par Litre (mol.L⁻¹)
Absorbance	A	Sans unité

En rouge les unités du système international

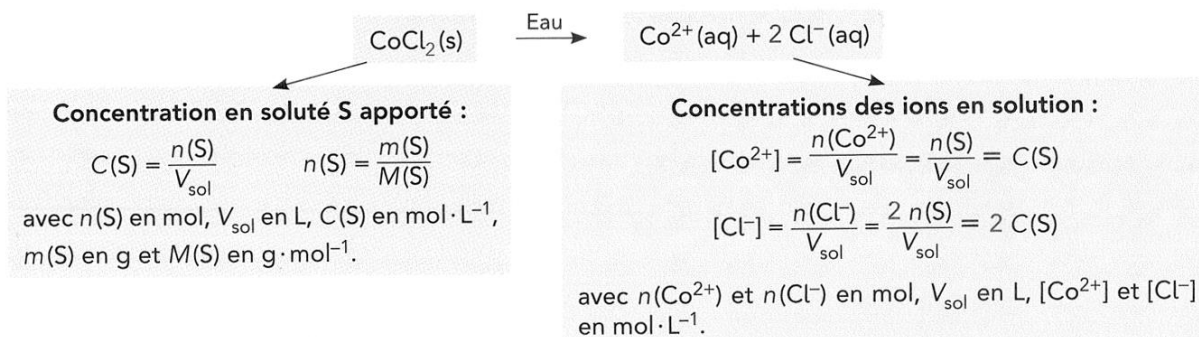
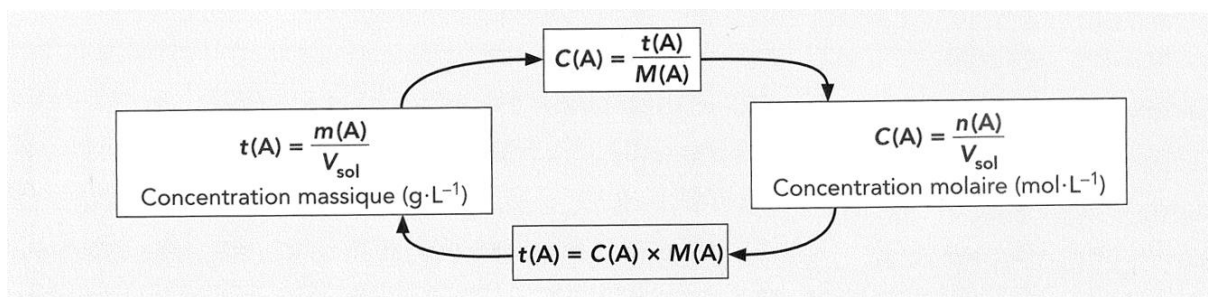
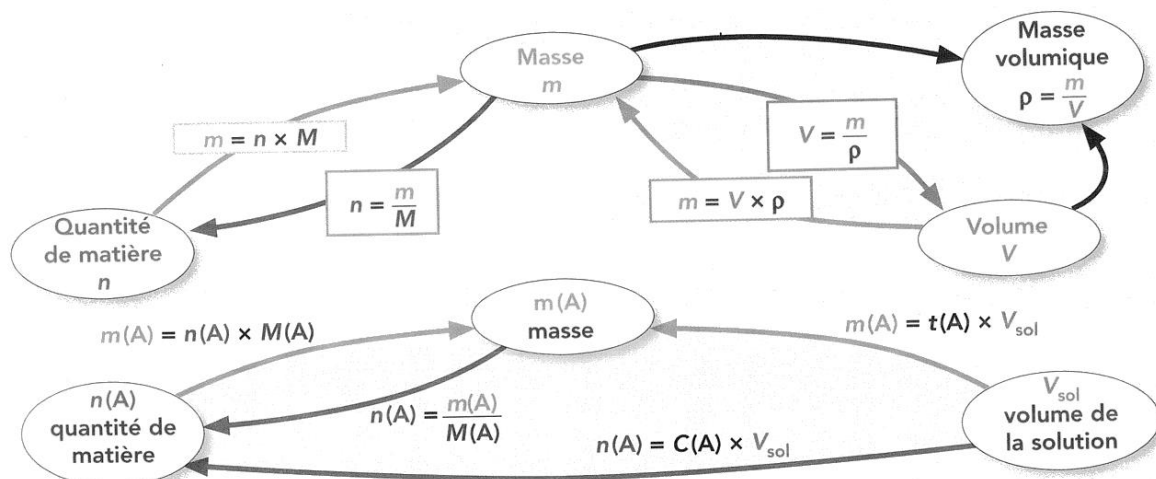
En bleu les unités utilisées au laboratoire

Grandeurs à connaître en physique

Grandeur	Symbole	unité
Distance	d	Mètre, m
Temps	t	Seconde, s
Masse	m	Kilogramme, kg
Température	T, θ	Kelvin, K
Longueur d'onde	λ	Mètre, m
Intensité du courant électrique	I	Ampère, A
Tension électrique	U	Volt, V
Fréquence	f	Hertz, Hz
Période	T	Seconde, s
Pression	P	Pascal, Pa
Vitesse	v	Mètre par seconde, m.s ⁻¹
Poids	P	Newton, N
Force d'attraction gravitationnelle	F	Newton, N
Energie	E	Joules (J) ou Electronvolt (eV)

RELATIONS ET CONSTANTES INDISPENSABLES

En Chimie



En Physique

Grandeur	Relation	Unité
Vitesse	$v = \frac{d}{\Delta t}$	d en m, Δt en s, v en $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$
Fréquence	$f = \frac{1}{T}$	f en Hz, T en s
Pression	$P = \frac{F}{S}$	P en Pa, F en N, S en m^2
Force d'attraction gravitationnelle	$F_{A/B} = F_{B/A} = G \frac{m_A \times m_B}{d_{AB}^2}$	d_{AB} en m, F en N, m en kg
Poids	$P = m \cdot g$	P en N, g en $\text{N} \cdot \text{kg}^{-1}$, m en kg

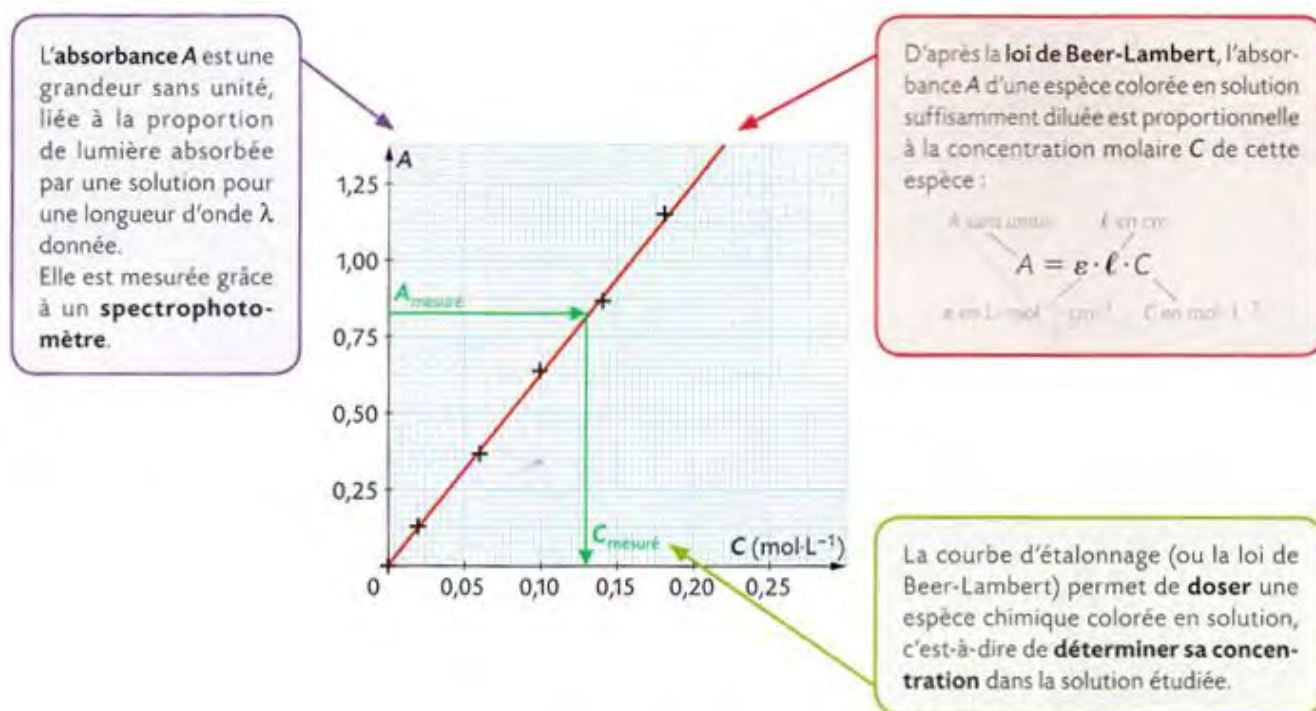
- Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
- Vitesse du son dans l'air : $v = 340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
- Charge élémentaire : $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

IONS ET MOLECULES IMPORTANTES

CATIONS	ANIONS	MOLECULES
Ion oxonium : H_3O^+	Ion hydroxyde : HO^-	Dioxygène : O_2
Ion cuivre II : Cu^{2+}	Ion nitrate : NO_3^-	Diazote : N_2
Ion sodium : Na^+	Ion chlorure : Cl^-	Dihydrogène : H_2
Ion ferreux ou fer II : Fe^{2+}	Ion permanganate : MnO_4^-	Eau : H_2O
Ion ferrique ou fer III : Fe^{3+}	Ion sulfate : SO_4^{2-}	Dioxyde de carbone : CO_2
Ion argent : Ag^+	Ion iodure : I^-	Méthane : CH_4

COULEURS

- Source froide/chaude et spectres d'émission mono ou polychromatiques
- Synthèse additive / Synthèse soustractive
- Diffusion / Réflexion / Réfraction (voir cours de Seconde)
- Spectrophotométrie et loi de Beer Lambert



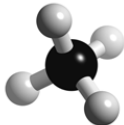
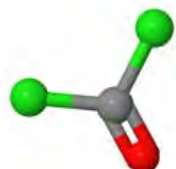
GEOMETRIE DES MOLECULES

A connaître : règles octet et duet, électrons de valence, isomérisme Z/E et représentation de Lewis (cette représentation ne donne pas la géométrie de la molécule !)

Géométrie

METHODE BASEE SUR :

- comptage du nombre de « groupes » (groupes d'atomes et doublets non liants) autour de l'atome dont on veut connaître la géométrie
- la multiplicité de la liaison n'a pas d'importance
- la répulsion électrostatique des doublets d'électrons externes détermine la géométrie : les doublets se **repoussent au maximum** dans l'espace afin d'être **les plus éloignés possibles** les uns des autres

Nombre de « groupes »	Nombre de liaisons (peu importe la multiplicité)	Nombre de doublets non liants	Géométrie	Géométrie 3D	Représentation de Lewis
4	4	0	Tétraédrique		$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $
4	3	1	Pyramidale à base triangulaire		$ \begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $
4	2	2	Plane coudée		$ \begin{array}{c} \text{H} - \text{O} - \text{H} \end{array} $
3	3	0	Trigonale plan		$ \begin{array}{c} \text{Cl} \\ \diagdown \\ \text{C} = \text{O} \\ \diagup \\ \text{Cl} \end{array} $
2	2	0	Linéaire		$ \text{O} = \text{C} = \text{O} $

LUMIERE, PARTICULES ET RADIOACTIVITE

- Modèle corpusculaire de la lumière (photon)
- Quantification des niveaux d'énergie de la matière

$$\Delta E = h \nu = \frac{h c}{\lambda} \text{ avec } \Delta E \text{ en Joule, } \lambda \text{ en m, } c \text{ en m.s}^{-1}, h \text{ en J.s et } \nu \text{ en Hz}$$
- Définitions de l'atome, l'ion et de molécules
- Protons, neutrons, électrons (charge à connaître et rapport des masses)
- Emission de certaines de ces particules lors de désintégrations radioactives (noyau père, fils et émission α , β , γ)
- Ecrire une équation de réaction nucléaire à partir des règles de conservation

NOMENCLATURE

- Alcanes
- Fonctions Chimiques
 - alcools : attention à la définition, classes et oxydations
 - aldéhydes : oxydation
 - cétones
 - acides carboxyliques : notion de solubilité et pH

Méthode

- Radical correspondant au nombre d'atomes de carbone d'une chaîne carbonée :

n	1	2	3	4	5	6	7	8
Radical	méth	éth	prop	but	pent	hex	hept	oct

- En retirant un atome d'hydrogène à un alcane linéaire, on obtient un groupe alkyle dont le nom s'établit en remplaçant la terminaison -ane par la terminaison -yle.

Exemple : méthane : $\text{CH}_4 \rightarrow$ méthyle : $-\text{CH}_3$

A Nomenclature des alcanes

- Rechercher la chaîne carbonée la plus longue (**chaîne principale**).
- Numéroter** ses atomes de carbone de sorte que le numéro du premier atome de carbone portant une ramification soit le plus petit possible.
- Nommer l'alcane :

– Si l'**alcane est linéaire** (par exemple, molécule **A**), son nom est constitué d'un radical (voir tableau ci-dessus), suivi de la terminaison -ane.

– Si l'**alcane est ramifié** (par exemple, molécule **B**), son nom est constitué des noms des groupes alkyles, pris dans l'ordre alphabétique et précédés de leurs indices de position (les plus petits possible) suivis du nom de l'alcane linéaire de même chaîne principale. Le « e » final des groupes alkyles est supprimé. Si plusieurs groupes alkyles sont identiques, leur nombre **deux**, **trois** ou **quatre** est indiqué par les préfixes **di**, **tri** ou **tétra**, précédés de leurs indices de position.

Remarque : on place un tiret entre un indice et une lettre ; on place une virgule entre deux indices.

Exemples :

Molécule A
$\begin{array}{ccccccc} 4 & & 3 & & 2 & & 1 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 \end{array}$ butane
Molécule B
$\begin{array}{ccccccccc} 1 & & 2 & & 3 & & 4 & & 5 & & 6 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & \text{CH}_2 - \text{CH}_3 & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$ 3-éthyl-2,5-diméthylhexane

B Nomenclature des alcools, aldéhydes, cétones et acides carboxyliques

Préfixe	Chaîne principale	Suffixe
Groupements alkyles classés par ordre alphabétique et précédés de leur indice de position	Nom de la chaîne carbonée la plus longue contenant l'atome de carbone fonctionnel	-x-ol pour les alcools -al pour les aldéhydes -x-one pour les cétones -oïque pour les acides carboxyliques

- L'**atome de carbone fonctionnel** est celui qui appartient au groupe carbonyle (dans le cas des aldéhydes et des cétones) et au groupe carboxyle (dans le cas des acides carboxyliques). Dans le cas d'un alcool, l'atome de carbone fonctionnel est celui qui est lié au groupe hydroxyle $-\text{OH}$.

- Les atomes de carbone de la chaîne principale sont numérotés de telle sorte que l'atome de carbone fonctionnel ait le numéro x le plus petit possible. Dans le cas des aldéhydes et des acides carboxyliques, $x = 1$.

- Le nom de la molécule est précédé du mot « acide » dans le cas d'un acide carboxylique.

Exemples :

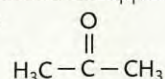
Molécule C	Molécule D	Molécule E	Molécule F
$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ 3 \quad 2 \quad 1 \end{array}$ propan-2-ol	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{H} \\ 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \end{array}$ 3-méthylbutanal	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \quad 5 \end{array}$ 4-méthylpentan-2-one	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{OH} \\ 4 \quad 3 \quad 2 \quad 1 \end{array}$ acide 3-méthylbutanoïque

- Lorsqu'il n'y a pas d'ambiguïté sur la position du groupe caractéristique ou d'un substituant, l'indice de position peut ne pas être précisé.

Exemples :

Le n° 1 du carbone fonctionnel des aldéhydes et acides carboxyliques n'est pas précisé.

Le composé suivant est appelé propanone (et non propan-2-one) :



AVANCEMENT D'UNE REACTION

Quantités initiales des réactifs

Le nombre placé devant l'avancement correspond au nombre stœchiométrique. Le nombre 1 n'est généralement pas écrit.

Équation chimique		$2 \text{Fe (s)} + 1 \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{FeO (s)}$		
État du système	Avancement (en mmol)	Quantités de matière (en mmol)		
		$n(\text{Fe})$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{FeO})$
État initial	$x = 0$	$n_0(\text{Fe})$	$n_0(\text{O}_2)$	0
État intermédiaire	x	$n_0(\text{Fe}) - 2x$	$n_0(\text{O}_2) - 1x$	$0 + 2x$
État final	$x = x_{\text{max}}$	$n_0(\text{Fe}) - 2x_{\text{max}}$	$n_0(\text{O}_2) - 1x_{\text{max}}$	$0 + 2x_{\text{max}}$

L'avancement x décrit l'évolution du système chimique entre l'état initial et l'état final.

Le signe « - » indique que les quantités des réactifs diminuent.

Le signe « + » indique que la quantité du produit augmente.

Réactif limitant
L'avancement maximal x_{max} est la **plus petite** valeur de l'avancement qui annule la quantité d'un réactif. Le réactif correspondant est le **réactif limitant**.

Mélange stœchiométrique
Les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques si $\frac{n_0(\text{Fe})}{2} = \frac{n_0(\text{O}_2)}{1}$.
Les quantités finales des réactifs sont alors nulles.

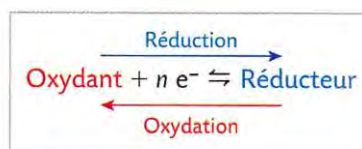
ELECTRONEGATIVITE, POLARITE, DISSOLUTION

- évolution de l'électronégativité dans la classification périodique, limites pour liaison polaire, apolaire, ionique
- lien entre molécule polaire/apolaire et géométrie
- composés moléculaires et liaisons de Van der Waals / liaison hydrogène
- dissolution d'un composé polaire dans un solvant apolaire (fiche méthode « Extraction »)

OXYDOREDUCTION

- Demi-équation redox d'un couple **oxydant/réducteur** :

Espèces conjuguées



- Lors de l'établissement d'une demi-équation redox, il faut :
 - écrire les formules des espèces conjuguées de part et d'autre de la double flèche $\rightleftharpoons$
 - assurer la conservation** :

1. des éléments

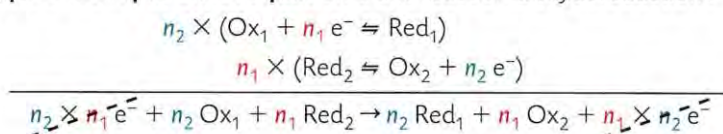
· **éléments autres que H et O**

· **O** avec H_2O (l)

· **H** avec H^+ (aq)

2. de la charge avec des électrons e^-

- Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, **des électrons sont transférés** entre les réactifs.
- Les électrons n'apparaissent pas dans l'équation** d'une réaction d'oxydoréduction :



MOUVEMENT, ACTION, INTERACTION, INERTIE

- Caractériser un mouvement (Seconde), bilan des forces (Seconde)
- Principe d'inertie (Seconde)
- Champs scalaires, vectoriels, uniformes
- Champs magnétique, électrique et gravitationnel : formules, forces éventuelles associées
- Condensateur plan
- Système isolé, chute libre

ENERGIES

Energie cinétique, potentielle de pesanteur, mécanique, électrique, nucléaire, chimique, thermique

Energie cinétique

$$\mathcal{E}_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

joule (J) kilogramme (kg) v en mètre par seconde ($\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$)

Energie potentielle de pesanteur

$$\mathcal{E}_p = m \cdot g \cdot z$$

joule (J) kilogramme (kg) $g \approx 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ (intensité de la pesanteur à la surface de la Terre) mètre (m)

Système isolé, chute libre et conservation de l'énergie mécanique

$$E_m = E_c + E_p = \text{constante}$$
$$\rightarrow \Delta E_m = 0 \text{ J}$$

DOSSIER ECE

Evaluation des Capacités Expérimentales

SECURITE AU LABORATOIRE

1.

Avant la séance
de travaux pratiques



- ▶ Porter des chaussures fermées et un vêtement couvrant les jambes.
- ▶ Maintenir les cheveux attachés lorsqu'ils sont longs.

2.

Avant
la manipulation



- ▶ Se munir d'une blouse et de lunettes de protection. Le port de lentilles est déconseillé.
- ▶ Lire entièrement l'étiquette des flacons et respecter les consignes de sécurité correspondantes.
- ▶ Lire les fiches de données de sécurité fournies.
- ▶ Porter des gants lorsque le risque chimique l'impose.



ACÉTONE

DANGER



Liquide et vapeurs **très inflammables**.
Provoque une sévère **irritation des yeux**.
Peut provoquer **somnolence ou vertiges**.
Tenir hors de portée des enfants.
Tenir à l'écart de la chaleur/des étincelles/
des flammes nues/des surfaces chaudes.
Ne pas fumer.
En cas de contact avec les yeux : rincer avec
précaution à l'eau pendant plusieurs minutes.
Enlever les lentilles de contact si la victime en
porte et si elles peuvent être facilement enlevées.
Continuer à rincer.
Stocker dans un endroit bien ventilé.
Maintenir le récipient fermé de manière étanche.
L'exposition répétée peut provoquer
dessèchement ou gerçures de la peau.

3.

Pendant
la manipulation

- ▶ Manipuler la verrerie avec précaution.
- ▶ Ne jamais pipeter un liquide avec la bouche, mais employer une propipette ou une poire d'aspiration.
- ▶ Ne pas trop enfoncer une pipette dans la poire à pipeter pour éviter de la casser au montage ou au démontage.
- ▶ Utiliser des spatules pour prélever des solides.
- ▶ Toujours reboucher un flacon après usage.
- ▶ Manipuler sous la hotte lorsque le produit utilisé présente des risques par inhalation.
- ▶ Assurer la stabilité des montages avec des pinces et des noix.
- ▶ Chauffer un tube en l'agitant et en évitant de diriger son extrémité vers une autre personne.
- ▶ Plonger progressivement les récipients dans les bains chauds ou froids.
- ▶ Laisser refroidir un récipient avant de le poser sur la paillasse.
- ▶ Ne jamais sentir un produit quel qu'il soit.
- ▶ Ne pas boire, ne pas manger et ne jamais rien porter à la bouche.
- ▶ Garder un plan de travail propre et dégagé.

4.

Après
la manipulation



- ▶ Verser les résidus dans les bacs de récupération prévus à cet effet.
- ▶ Toujours diluer les solutions rejetées à l'évier en laissant couler l'eau quelques instants (attendre l'accord du professeur pour ces rejets).
- ▶ Se laver les mains en fin de séance.

PICTOGRAMMES

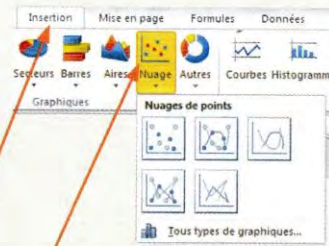
Espèces chimiques inflammables		Espèces chimiques corrosives		Espèces chimiques nocives ou irritantes		Espèces chimiques toxiques	
Prennent feu au contact d'une flamme.		Détruisent la peau ou certains matériaux.		Provoquent une gêne provisoire.		Provoquent des troubles comme : maux de tête, diarrhées, comas.	
Ex.: alcool, essence, butane		Ex. : acide sulfurique, nitrique, soude		Ex.: ammoniac		Ex.: monoxyde de carbone	
Ancien pictogramme	Nouveau pictogramme	Ancien pictogramme	Nouveau pictogramme	Ancien pictogramme	Nouveau pictogramme	Ancien pictogramme	Nouveau pictogramme
							
Inflammable		Corrosif		Nocif ou irritant		Toxique	
Il faut impérativement respecter les consignes de sécurité.							
Eloigner ces espèces chimiques de toute flamme.		Manipuler ces espèces chimiques avec les gants et les lunettes.		Porter les gants et les lunettes et travailler dans un endroit ventilé.		Éviter tout contact avec la peau, toute inhalation, toute ingestion.	

Autre pictogramme :  ou 		Substance dangereuse pour l'environnement Précautions : une telle substance ne doit pas être rejetée dans les eaux usées (lavabo, WC, etc), elle doit être récupérée après utilisation.
--	--	---

UTILISATION D'EXCEL

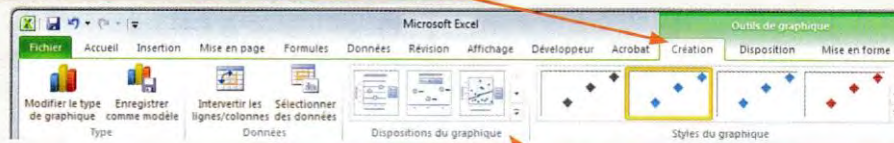
	A	B
1	C (mol/L)	A
2	0,00	0,00
3	1,00E-03	0,31
4	2,00E-03	0,59
5	3,00E-03	0,90
6	4,00E-03	1,24
7	5,00E-03	1,48
8		

1 Les données doivent être dans deux lignes ou deux colonnes du tableau. Les valeurs à placer en abscisse doivent être dans la première ligne ou première colonne. Sélectionner l'ensemble des données à l'aide de la souris.

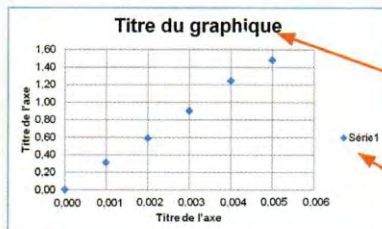


2 Cliquer sur **Insertion**, puis, dans la zone **Graphique**, sur **Nuage**, et sélectionner le type de graphique souhaité. On peut choisir de lier ou non les points.

3 Une fois le type de graphique souhaité sélectionné, aller dans l'onglet **Création** pour réaliser la mise en forme.

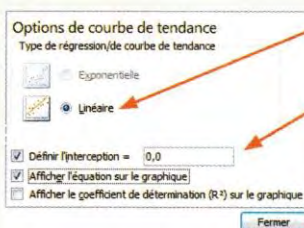


4 Dans la zone **Disposition du graphique**, choisir une présentation permettant de définir des titres pour le graphique et les axes.

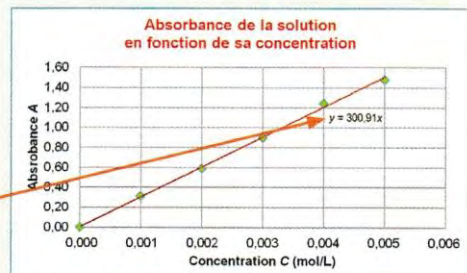
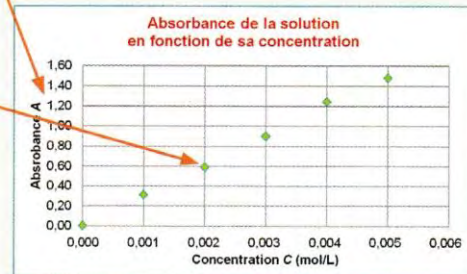


5 Faire un **clic droit** sur chaque **élément de texte**, puis cliquer sur **Modifier le texte** pour définir le titre et les noms des axes ou sur **Police** pour choisir sa mise en forme (police, taille, couleur etc.). Il est possible de supprimer un élément de légende ou d'en modifier le texte. Un clic droit sur les graduations permet de modifier le quadrillage.

6 Pour ajouter une modélisation, cliquer avec le bouton droit de la souris sur un point du graphique, puis sélectionner **Ajouter une courbe de tendance**.



7 Choisir la forme adaptée (**Linéaire** est synonyme d'affine pour Excel®). Choisir les options éventuelles :
 - interception à (0,0) si la droite passe par l'origine du repère ;
 - affichage de l'équation ;
 - affichage du coefficient de détermination.



8 La courbe de tendance et son équation sont affichées sur le graphique. L'équation peut aussi être mise en forme.

* Cette fiche a été réalisée pour la version Excel® 2010.

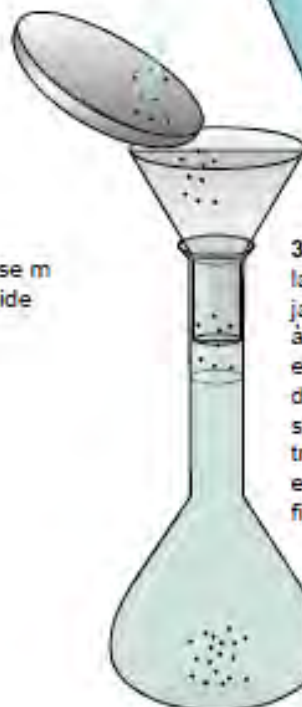
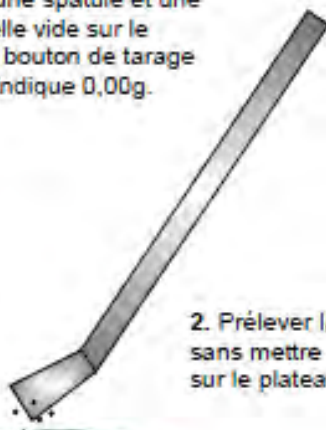
REALISER UNE SOLUTION PAR DISSOLUTION

La masse m (en g) de soluté à peser doit être telle que $m = C.V_{\text{sol}}.M$ avec C est la concentration molaire en soluté (en mol.L^{-1}), V_{sol} le volume de solution (en L) et M la masse molaire (en g.mol^{-1}).

1. La pesée se fait avec une spatule et une coupelle. Placer la coupelle vide sur le plateau et appuyer sur le bouton de tarage de façon que la balance indique 0,00g.



2. Prélever la masse m sans mettre de solide sur le plateau.



3. Transvaser le contenu de la coupelle dans la fiole jaugée (préalablement rincée à l'eau distillée) à l'aide d'un entonnoir. Rincer à l'eau distillée la coupelle, la spatule (si elle a servi au transvasement) et l'entonnoir en faisant couler l'eau dans la fiole. Remplir au $\frac{3}{4}$.

4. Boucher la fiole et agiter jusqu'à dissolution complète du solide.



5. Remplir à la pissette la fiole avec de l'eau distillée jusqu'à 1 cm en dessous du trait de jauge. Compléter jusqu'au trait de jauge à l'aide d'une pipette simple. Le bas du ménisque de liquide doit être sur le trait.

6. Boucher et agiter pour bien homogénéiser la solution.

REALISER UNE SOLUTION DE CONCENTRATION DONNEE PAR DILUTION

Rappel : au cours d'une dilution la quantité de matière ne change pas : $C_m \cdot V_m = C_f \cdot V_f$ avec C_m la concentration de la solution mère (en mol.L^{-1}) de volume V_m (en L) et C_f la concentration de la solution fille (en mol.L^{-1}) de volume V_f (en L).

Volume à prélever dans la solution d'origine (qui détermine le volume de la pipette jaugée à utiliser) :

$$V_p = (C_f \cdot V_f) / C_m$$

Remarque : ce volume à prélever équivaut au volume mère.

1. Verser un peu de solution dans un bécher.

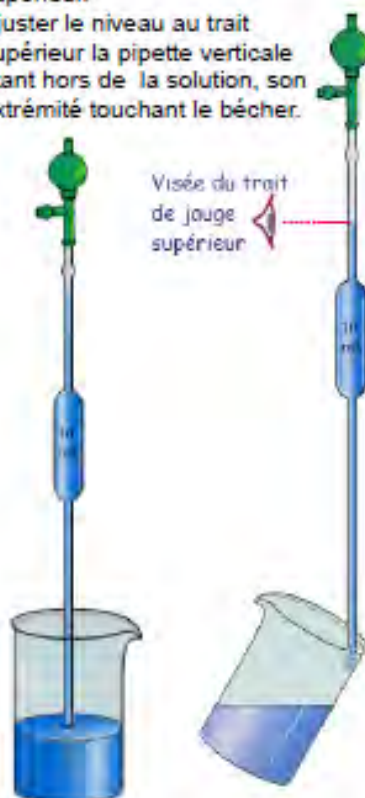
Rincer la pipette avec la solution à prélever :

- la remplir
- rejeter la solution

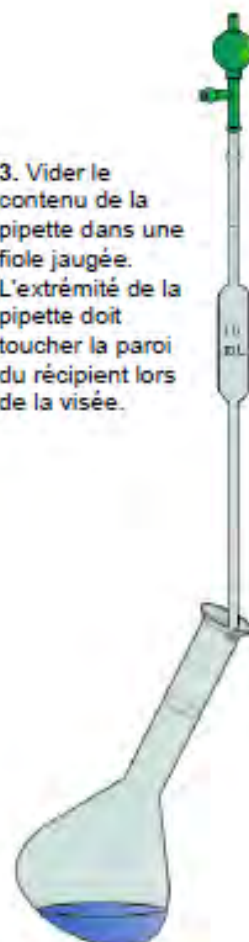


2. Remplir la pipette avec la solution en dépassant légèrement le trait de jauge supérieur.

Ajuster le niveau au trait supérieur la pipette verticale étant hors de la solution, son extrémité touchant le bécher.



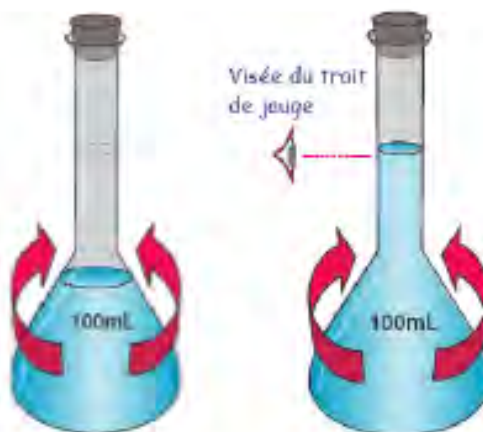
3. Vider le contenu de la pipette dans une fiole jaugée. L'extrémité de la pipette doit toucher la paroi du récipient lors de la visée.



4. Remplir au 3/4 la fiole jaugée et homogénéiser la solution.



Visée du trait de jauge



5. Remplir à la pissette la fiole avec de l'eau distillée jusqu'à 1 cm en dessous du trait de jauge.

Compléter jusqu'au trait de jauge à l'aide d'une pipette simple. Le bas du ménisque du liquide doit être sur le trait.

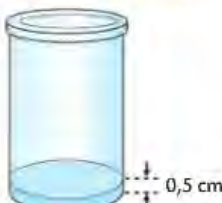
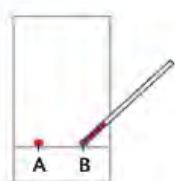
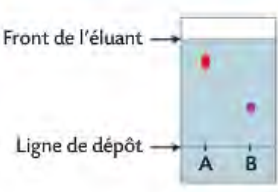
6. Boucher et agiter pour bien homogénéiser la solution.

REALISER UNE EXTRACTION

1 Introduction du mélange et du solvant dans l'ampoule à décanter:  • Placer l'ampoule à décanter sur son support et vérifier que le robinet est fermé. • Placer un bécher sous l'ampoule. • Introduire la solution aqueuse puis le solvant d'extraction S' dans l'ampoule à décanter.	2 Extraction  Agitation • Boucher l'ampoule, la retourner en maintenant le bouchon, puis ouvrir le robinet pour permettre d'éventuels dégagements gazeux. • Agiter ensuite l'ampoule à décanter pour favoriser le contact entre les deux liquides.	3 Séparation  • Refermer le robinet, retourner l'ampoule, puis la replacer sur son support. • Déboucher l'ampoule et laisser décanter jusqu'à observer deux phases bien distinctes. • Récupérer la phase inférieure qui contient à présent l'espèce E.
---	--	---

REALISER UNE CHROMATOGRAPHIE SUR COUCHE MINCE (CCM)

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

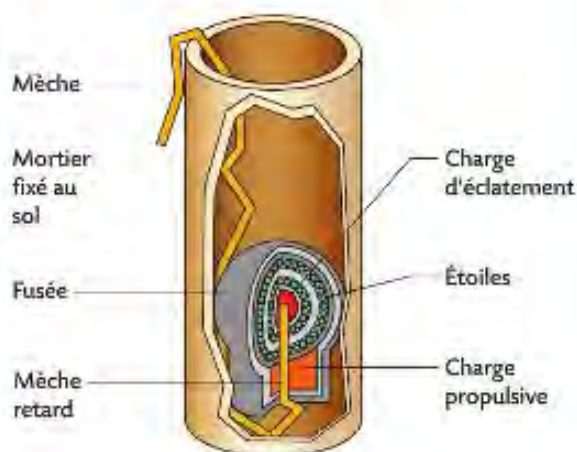
1 Préparation de la cuve  Préparer la cuve à chromatographie en introduisant l'éluant jusqu'à une hauteur de 0,5 cm et la boucher avec un couvercle.	2 Préparation de la plaque  Tracer au crayon à papier, à 1 cm du bas de la plaque, un trait horizontal en y repérant les points de dépôt.	3 Dépôt des espèces chimiques  À l'aide d'un tube capillaire, déposer une petite goutte de chacune des solutions contenant les substances étudiées. Laisser sécher.
4 Éluion  Introduire rapidement la plaque dans la cuve sans que la plaque ne touche les bords. Laisser migrer l'éluant jusqu'à 0,5 cm du bord supérieur.	5 Repérage du front de l'éluant  Sortir la plaque puis repérer immédiatement au crayon à papier le front de l'éluant. La laisser sécher à l'air quelques minutes.	6 Révélation  Si les espèces chimiques sont incolores, révéler la plaque pour observer des taches (à l'aide d'une lampe UV, d'une solution de permanganate de potassium ou de vapeurs de diiode).

EXERCICES

Doc. 1 Pyrotechnie

La pyrotechnie, du grec *pyros*, feu et *teckhnê*, savoir-faire, est la technique des feux d'artifice. Elle fut inventée en Chine il y a plus de mille ans et introduite en Occident grâce à Marco POLO au XIII^e siècle.

La fusée pyrotechnique sphérique est le projectile le plus employé par les techniciens lors des feux d'artifices modernes. Elle est tirée depuis un mortier fixe au sol et expulsée à grande vitesse par les gaz produits par l'explosion de la charge propulsive. Au sommet de sa trajectoire, une charge d'éclatement provoque l'explosion de la fusée et disperse les garnitures pyrotechniques, appelées « étoiles ».



Doc. 2 Couleurs des feux d'artifice

Les mélanges pyrotechniques contiennent des chlorates, tels que le chlorate de potassium, KClO_3 , le chlorate de baryum, $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$, et le chlorate de strontium, $\text{Sr}(\text{ClO}_3)_2$. Les cations métalliques de ces solides ioniques permettent d'obtenir respectivement des étincelles de couleur violettes, rouges et vertes. Dans un premier temps, une réaction de combustion explosive a lieu entre un chlorate et du carbone : elle donne du dioxyde de carbone et le chlorure métallique correspondant (KCl , BaCl_2 et SrCl_2). La réaction de combustion crée une flamme dans laquelle le cation métallique émet sa lumière caractéristique.



Données

• Masses molaires :

$$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{KClO}_3) = 122,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

• Pictogrammes des chlorates :



Questions

1. Quel est le rôle de la mèche-retard dans la fusée (doc. 1) ?
2. Quelle est l'utilité de la flamme créée par la réaction de combustion (doc. 2) ?
3. Par quel phénomène physique les cations métalliques émettent-ils leur lumière caractéristique ?
4. Écrire les équations des réactions chimiques évoquées dans le doc. 2 avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
On admet qu'une fusée contient 300 g de chlorate de potassium et 50 g de carbone.
5. Calculer les quantités initiales des deux réactifs.
6. Construire le tableau d'avancement du système étudié et en déduire le réactif limitant.
7. Calculer la masse de carbone permettant d'avoir un mélange initial stœchiométrique.
8. Proposer une hypothèse expliquant pourquoi il est judicieux de faire en sorte que le chlorate de potassium soit le réactif limitant.

Compétences

ANA • Proposer une hypothèse.

ANA • Exploiter des informations.

APP • Mobiliser et organiser ses connaissances.

ANA • Proposer un modèle.

ANA • Utiliser un modèle pour décrire.

RÉA • Effectuer des calculs.

ANA • Utiliser un modèle pour prévoir.

ANA • Proposer une hypothèse.

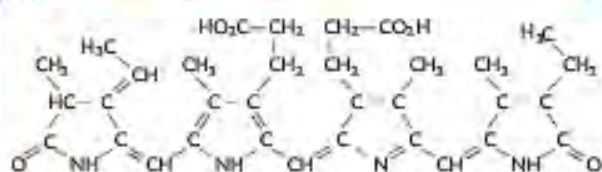
1 Des pigments colorés

Doc. 1 Cyanobactéries

Les cyanobactéries, jadis appelées « algues bleu-vert », sont des micro-organismes pouvant coloniser divers milieux aquatiques (eaux douces ou salées). Les cyanobactéries réalisent la photosynthèse et libèrent donc du dioxygène, indispensable aux autres organismes pour respirer. Elles renferment des pigments capables d'absorber les radiations appartenant à un large domaine de longueurs d'onde. Ainsi, elles contiennent des chlorophylles et des caroténoïdes, mais aussi des

phycobiliprotéines (phycocyanine et phycoérythrine), qui absorbent la lumière dans les domaines de longueurs d'onde où les autres pigments ne sont pas efficaces. Par exemple, en surface, les cyanobactéries peuvent réaliser la photosynthèse grâce aux pigments chlorophylliens. En profondeur, le spectre de la lumière s'appauvrit en certaines radiations : des pigments auxiliaires sont alors nécessaires pour réaliser la photosynthèse.

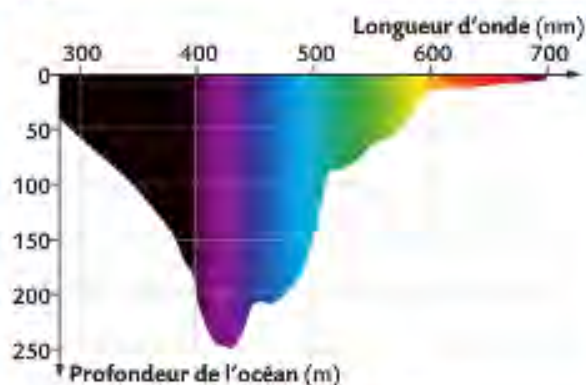
Doc. 2 Phycocyanobiline



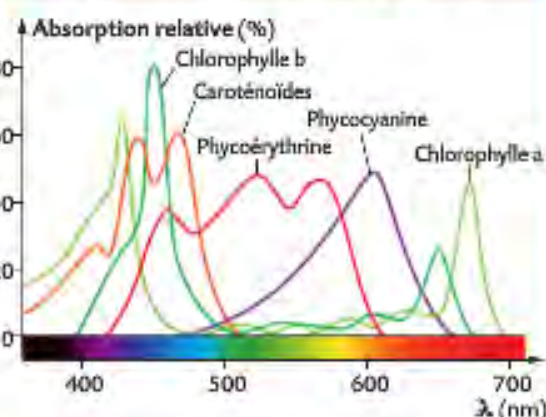
Formule semi-développée de la phycocyanobiline. Cette molécule, qui apporte la couleur bleue à certaines algues, s'associe à une protéine pour former la phycocyanine.

D'après *Biochimie*, de D. VOET et J.G. VOET, © Éditions De Boeck, 2005.

Doc. 3 Transmission des radiations dans l'océan



Doc. 4 Spectres d'absorption de pigments



Doc. 5 Cercle chromatique simplifié



Analyse et synthèse

- Expliquer pourquoi la phycocyanobiline est une espèce colorée (doc. 2).
- Déterminer la couleur de la phycocyanine et de la phycoérythrine (doc. 5).
- a. Dans quels domaines de longueurs d'onde les chlorophylles absorbent-elles (doc. 4) ?
b. En surface, expliquer pourquoi les cyanobactéries peuvent utiliser les chlorophylles pour réaliser la photosynthèse (doc. 3).
- Expliquer pourquoi, à 25 m, les cyanobactéries ont recours à la phycocyanine et à la phycoérythrine pour suppléer les chlorophylles (doc. 3 et 4).
- Rédiger une synthèse d'une dizaine de lignes expliquant comment les cyanobactéries réalisent la photosynthèse entre 0 et 50 m.

Compétences travaillées

APP, ANA = Explorer et exploiter des informations ; mobiliser ses connaissances.

ANA = Identifier des paramètres qui influencent un phénomène.

APP = Se questionner ;
ANA = Utiliser les modèles pour prédire.

VAL = Interpréter des observations.

Exploiter la conservation de l'énergie

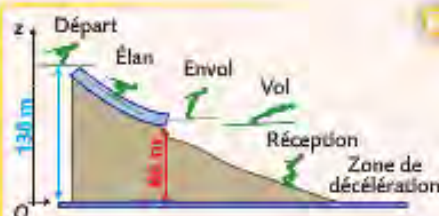
Énoncé

Une skieuse initialement immobile se laisse glisser depuis le haut d'un tremplin schématisé ci-contre. Avec son équipement, sa masse est de 68 kg. On considère que son énergie mécanique reste constante, et on choisit l'altitude de la zone de décélération comme référence des énergies potentielles de pesanteur.

- 1 Quelle est l'énergie potentielle de pesanteur de la skieuse lors de son départ en haut du tremplin ?
- 2 Calculer la variation de l'énergie potentielle de pesanteur de la skieuse entre le haut et le bas du tremplin.
- 3 En déduire la valeur de la vitesse atteinte en bas du tremplin.

Donnée

$$g = 9,81 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$



Différentes phases d'un saut à ski.

Analyse de l'énoncé

Qu'est-ce que l'énergie mécanique d'un système ? Comment se traduit la constance de l'énergie mécanique ?

Comment s'exprime l'énergie potentielle de pesanteur de la skieuse ?

Comment calcule-t-on une variation ?

Conseils

→ L'énergie mécanique d'un système en translation est la somme de ses énergies cinétique $\mathcal{E}_c$ et potentielle de pesanteur $\mathcal{E}_p$. L'énergie mécanique de la skieuse reste constante, donc l'énergie potentielle de pesanteur est entièrement convertie en énergie cinétique.

- 1 → L'énergie potentielle de pesanteur a pour expression :

$$\mathcal{E}_p = m \cdot g \cdot z$$

avec $\mathcal{E}_p = 0 \text{ J}$ quand $z = 0 \text{ m}$.
Faire attention aux unités utilisées.

- 2 → La variation de $\mathcal{E}_p$ est :

$$\Delta \mathcal{E}_p = \mathcal{E}_p(\text{final}) - \mathcal{E}_p(\text{initial})$$

- 3 La perte d'énergie potentielle correspond à un gain d'énergie cinétique.

Solution rédigée

- 1 Le haut du tremplin se situe à l'altitude $z = 138 \text{ m}$ au-dessus de l'altitude choisie comme référence des énergies potentielles de pesanteur. L'énergie potentielle de pesanteur de la skieuse est donc :

$$\mathcal{E}_p(\text{haut}) = m \cdot g \cdot z = 68 \times 9,81 \times 138, \text{ soit } \mathcal{E}_p(\text{haut}) = 9,2 \times 10^4 \text{ J}$$

- 2 En bas du tremplin, l'énergie potentielle de pesanteur est :

$$\mathcal{E}_p(\text{bas}) = 68 \times 9,81 \times 86, \text{ soit } \mathcal{E}_p(\text{bas}) = 5,7 \times 10^4 \text{ J}$$

$$\Delta \mathcal{E}_p = \mathcal{E}_p(\text{bas}) - \mathcal{E}_p(\text{haut}) = 5,7 \times 10^4 - 9,2 \times 10^4 = -3,5 \times 10^4 \text{ J}$$

La variation d'énergie potentielle de pesanteur de la skieuse est négative, son énergie potentielle de pesanteur diminue.

- 3 L'énergie mécanique de la skieuse se conserve : $\mathcal{E}_m = \text{cste}$ ou $\Delta \mathcal{E}_m = 0 \text{ J}$. Or $\Delta \mathcal{E}_m = \Delta \mathcal{E}_p + \Delta \mathcal{E}_c$. On en déduit :

$$\Delta \mathcal{E}_c = -\Delta \mathcal{E}_p = 3,5 \times 10^4 \text{ J. L'énergie cinétique augmente donc de } 3,5 \times 10^4 \text{ J.}$$

$$\Delta \mathcal{E}_c = \mathcal{E}_c(\text{bas}) - \mathcal{E}_c(\text{haut}), \text{ avec } \mathcal{E}_c(\text{haut}) = 0 \text{ J, car la skieuse est immobile en haut du tremplin. On a donc } \mathcal{E}_c(\text{bas}) = \Delta \mathcal{E}_c = 3,5 \times 10^4 \text{ J.}$$

On note v la valeur de la vitesse de la skieuse en bas du tremplin.

$$\mathcal{E}_c(\text{bas}) = \frac{1}{2} m \cdot v^2, \text{ soit } v = \sqrt{\frac{2 \mathcal{E}_c(\text{bas})}{m}}$$

$$\text{La valeur de la vitesse de la skieuse est } v = \sqrt{\frac{2 \times 3,5 \times 10^4}{68}} = 32 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

Application Immédiate

Un bobsleigh de masse 500 kg prend son départ avec une vitesse dont la valeur est $5,0 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$. On considère que son énergie mécanique se conserve.

- Quelle est la variation de l'altitude du bobsleigh lorsqu'il atteint une vitesse de valeur $20 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$?

Donnée

$$g = 9,81 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$

→ Corrigés, p. 368.

7 Étudier une réaction redox

Énoncé

La réaction entre les ions fer (III), $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$, et le cuivre, $\text{Cu}(\text{s})$, est utilisée pour graver des circuits imprimés et conduit à la formation d'ions $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.

- 1 Établir l'équation de la réaction.
- 2 Déterminer la masse m de cuivre que peut oxyder une solution de chlorure de fer (III), $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cl}^{-}(\text{aq})$, de concentration $C = 3,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de volume $V = 100 \text{ mL}$.

Donnée

- Masse molaire atomique du cuivre :
 $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



Circuit imprimé.

Analyse de l'énoncé

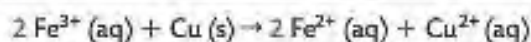
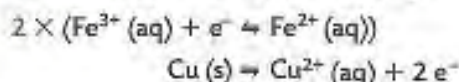
- Quels sont les couples Ox / Red mis en jeu ?
- Quelles grandeurs permettent de déterminer la masse d'un réactif ?
- Quelle espèce oxyde le cuivre ?
- Quelle grandeur peut être déterminée à partir du volume et de la concentration d'une espèce en solution ?

Conseils

- 1 Les couples redox mis en jeu sont $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$.
Combiner les demi-équations redox de façon à éliminer les électrons.
 - 2 La quantité de matière est reliée à la masse par la masse molaire.
- L'espèce qui oxyde le cuivre est l'autre réactif.
 - La quantité de matière est déterminée à partir du volume et de la concentration.
- Exploiter le fait que la masse de cuivre cherchée permet de consommer la totalité de l'oxydant. Les deux réactifs sont alors totalement consommés : ils ont donc été introduits dans des proportions stœchiométriques.

Solution rédigée

- 1 L'équation de la réaction s'obtient à l'aide des demi-équations redox des deux couples $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$:



- 2 La quantité initiale d'ions fer (III) est égale à :

$$n_0(\text{Fe}^{3+}) = C \cdot V = 3,0 \times 100 \times 10^{-3} = 0,30 \text{ mol}$$

La masse de cuivre cherchée permet de consommer la totalité des ions fer (III) initialement présents. Les réactifs sont alors introduits dans les proportions stœchiométriques et leurs quantités initiales vérifient l'égalité :

$$\frac{n_0(\text{Cu})}{1} = \frac{n_0(\text{Fe}^{3+})}{2}$$

La quantité de cuivre oxydé est donc égale à :

$$n_0(\text{Cu}) = \frac{n_0(\text{Fe}^{3+})}{2} = 0,15 \text{ mol}$$

La masse m de cuivre oxydé s'en déduit :

$$m = n_0(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) \text{ soit } m = 0,15 \times 63,5 = 9,5 \text{ g}$$

Application Immédiate

De l'aluminium est introduit dans une solution d'acide chlorhydrique, $\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{Cl}^{-}(\text{aq})$, de volume $V = 25,0 \text{ mL}$ et de concentration $C = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Des ions aluminium (III), $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$, et du dihydrogène, $\text{H}_2(\text{g})$, se forment. Les ions chlorure, $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$, ne réagissent pas.

- 1 Établir l'équation de la réaction.
- 2 Déterminer la masse m d'aluminium que la solution peut oxyder.

Donnée

- Masse molaire atomique de l'aluminium :
 $M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

+ Corrigés, p. 368.

PRÉREQUIS / RÉVISIONS

COLLECTION

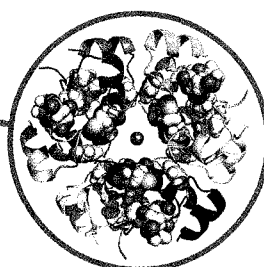
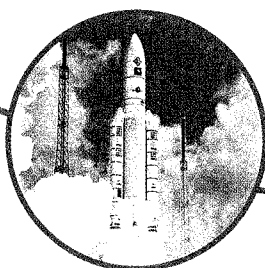
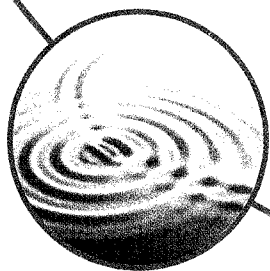
Chimie

Nouveau programme

T
S

Chimie

Enseignement spécifique



hachette
ÉDUCATION

Les enseignants sont nos auteurs

Les notions vues au Collège, en Seconde et en Première S

Phénomène périodique, période et fréquence

► Un **phénomène périodique** se reproduit identique à lui-même à intervalles de temps égaux.

► La **période T** est la plus petite durée au bout de laquelle un phénomène périodique se répète.

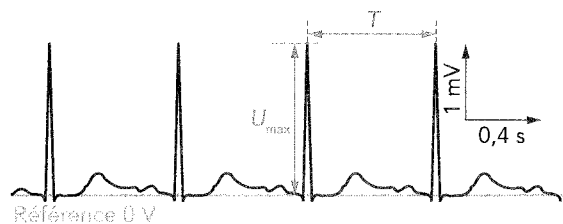
► La **fréquence f** est le nombre de répétitions d'un phénomène périodique par unité de temps.

La fréquence et la période sont liées par la relation $f = \frac{1}{T}$, avec T en seconde (s) et f en hertz (Hz).

► La **tension maximale $U_{\max}$** d'un signal est l'écart entre la valeur maximale de ce signal et la valeur référence.

$U_{\max}$ s'exprime en volt (V).

► Un oscilloscope ou un système d'acquisition permet de visualiser l'évolution d'une tension au cours du temps.



Sur l'exemple ci-dessus :

$$U_{\max} = 2,0 \text{ div} \times 1 \text{ mV/div} = 2,0 \text{ mV}$$

$$\text{et } T = 1,7 \text{ div} \times 0,40 \text{ s/div} = 0,68 \text{ s,}$$

$$\text{soit } f = \frac{1}{0,68} \approx 1,5 \text{ Hz.}$$

Ondes sonores et ultrasonores

► Les ondes sonores et ultrasonores ont besoin d'un **milieu matériel** pour se propager.

Dans l'air, elles se propagent à une vitesse dont la valeur est de l'ordre de $340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

► Les sons audibles ont des fréquences comprises entre 20 Hz et 20 kHz environ. Ils sont limités par les **infrasons** ($f < 20 \text{ Hz}$) et par les **ultrasons** ($f > 20 \text{ kHz}$).

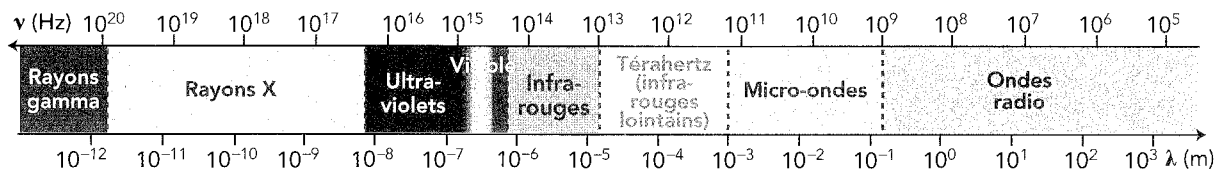
Lumière et ondes électromagnétiques

► Le **spectre des ondes électromagnétiques** est découpé en divers domaines.

► Une **radiation lumineuse** est caractérisée par sa fréquence ou par sa longueur d'onde dans le vide.

La fréquence d'une onde électromagnétique est souvent notée ν (nu).

► La longueur d'onde dans le vide λ et la fréquence ν d'une onde électromagnétique sont liées par la relation $\lambda = \frac{c}{\nu}$. λ s'exprime en mètre (m) et ν en hertz (Hz); c est la vitesse de la lumière dans le vide : $c \approx 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$.

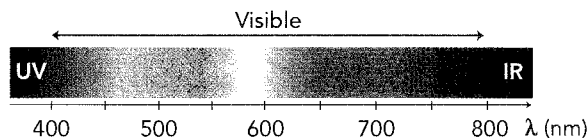


Longueurs d'onde dans le vide et fréquences des radiations visibles ou invisibles.

► La lumière émise par un laser est **monochromatique**, elle ne contient qu'une radiation.

La lumière émise par une source chaude comme une lampe à incandescence est **polychromatique**, elle contient plusieurs radiations.

► Dans le vide ou dans l'air, les radiations visibles ont des longueurs d'onde comprises entre 400 nm et 800 nm environ. Elles sont limitées par les **ultraviolets** ($\lambda < 400 \text{ nm}$) et par les **infrarouges** ($\lambda > 800 \text{ nm}$).



Longueurs d'onde dans le vide et dans l'air des radiations visibles.

► L'énergie de la lumière est transportée par des **photons**. Dans une radiation de longueur d'onde dans le vide λ , chaque photon transporte un **quantum d'énergie** $\mathcal{E} = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$.

$\mathcal{E}$ s'exprime en joule (J), λ en mètre (m) et ν en hertz (Hz); h est la constante de Planck : $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

Particules élémentaires

► Tout édifice est constitué d'atomes, de molécules ou d'ions.

Ces entités sont elles-mêmes formées à partir de particules plus petites, dites élémentaires.

Particule	Localisation dans l'atome	Charge	Masse
Proton	Dans le noyau des atomes.	$+e = +1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$	$1,673 \times 10^{-27} \text{ kg}$, soit environ 10^{-27} kg
Neutron	Dans le noyau des atomes.	0	$1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$, soit environ 10^{-27} kg
Électron	Dans l'atome, autour du noyau.	$-e = -1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$	$9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$, soit environ 10^{-30} kg négligeable par rapport à celle d'un nucléon.

► La charge élémentaire est notée e et vaut $e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$.

La charge électrique q d'un noyau atomique, d'un ion ou d'un objet chargé peut s'exprimer en fonction de la charge élémentaire e : $q = n \cdot e$, avec n un nombre entier.

Radioactivité et réactions nucléaires

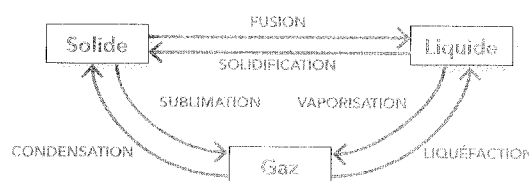
► Lors d'une désintégration radioactive, un noyau père se désintègre spontanément en émettant un noyau fils, une particule et des rayonnements gamma (γ).

► L'activité d'un échantillon radioactif est le nombre de noyaux qui se désintègrent par seconde. Elle s'exprime en becquerel (Bq) : $1 \text{ Bq} = 1 \text{ désintégration} \cdot \text{s}^{-1}$.

Transformations physiques

► Un corps pur peut exister sous trois états physiques : solide, liquide et gazeux.

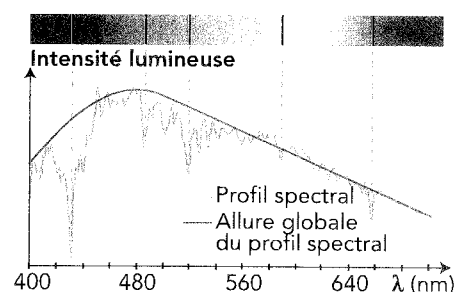
► Le passage d'un état physique à un autre, ou changement d'état, est une transformation physique.



Spectre et profil spectral de la lumière venant d'une étoile

► Le spectre de la lumière venant d'une étoile comporte des raies noires qui correspondent à des minima d'intensité lumineuse sur le profil spectral de cette étoile. Les radiations correspondantes sont absorbées lors de leur parcours entre l'étoile et la Terre.

► L'étude du spectre ou du profil spectral de la lumière d'une étoile permet d'identifier des entités chimiques de son atmosphère à partir des longueurs d'onde dans le vide des radiations absorbées qui sont caractéristiques de chaque entité.



► Spectre et profil spectral de la lumière venant d'une étoile.

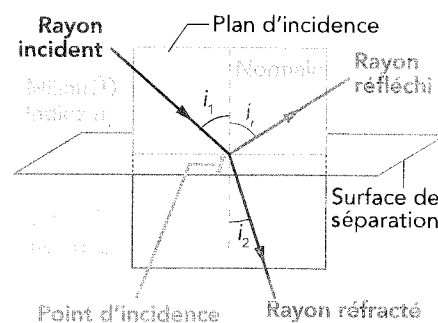
Réflexion et réfraction

► La lumière peut être réfléchi lorsqu'elle rencontre un obstacle : c'est le phénomène de réflexion.

Le rayon incident et le rayon réfléchi appartiennent au plan d'incidence. Les directions des rayons sont telles que $i_i = i_r$.

► La lumière peut être déviée lorsqu'elle change de milieu de propagation : c'est le phénomène de réfraction.

Le rayon incident et le rayon réfracté appartiennent au plan d'incidence. Les directions des rayons sont telles que $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$. n_1 et n_2 sont respectivement les indices de réfraction des milieux ① et ②.

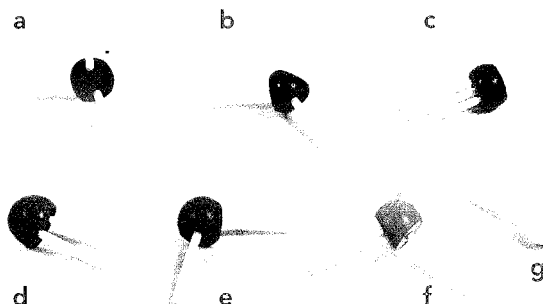


Carbone, oxygène, azote et hydrogène

► Dans les composés organiques, pour satisfaire la **règle de l'octet** :

- chaque atome de **carbone** participe à quatre liaisons covalentes; il peut être **tétraogonal** (a), **trigonal** (b) ou **digonal** (c);
- chaque atome d'**oxygène** participe à deux liaisons covalentes en s'engageant dans une **liaison double** (d) ou **deux liaisons simples** (e);
- chaque atome d'**azote** participe à trois liaisons covalentes (f).

► Pour satisfaire la **règle du duet**, un atome d'**hydrogène** participe à une liaison covalente (g).

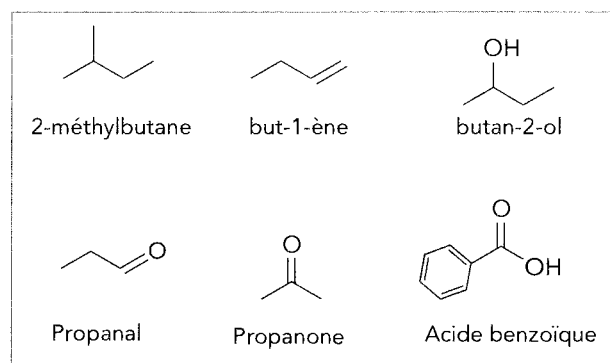


Écriture topologique des molécules

► La **chaîne carbonée** disposée en zig-zag est représentée par une ligne brisée portant éventuellement des ramifications.

► Par convention, un atome de carbone se trouve à chaque sommet de cette ligne brisée et porte autant d'atomes d'hydrogène que nécessaire pour respecter la règle de l'octet.

► Les atomes, autres que C et H, sont figurés par leur symbole, ainsi que les atomes d'hydrogène qu'ils portent.

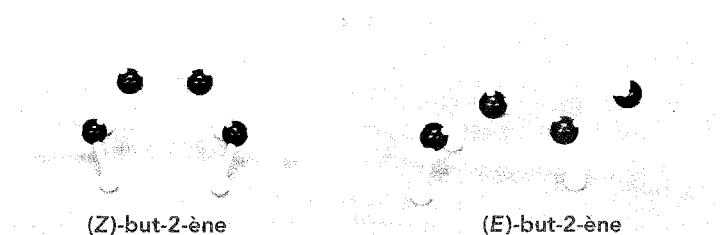


Isomérisie Z/E, liaisons conjuguées, couleur

► Un composé de formule $HAC=CBH$, où A et B ne sont pas des atomes d'hydrogène, présente **deux isomères** notés **Z** et **E**.

► Des **doublets liaisons** séparées par une seule liaison simple sont dites **conjuguées**. Les molécules d'espèces organiques colorées présentent souvent de nombreuses liaisons conjuguées.

► La couleur d'une solution résulte de la superposition des radiations non absorbées de la lumière blanche.



Alcools, aldéhydes, cétones et acides carboxyliques, liaison hydrogène

► Un **alcool** est un composé oxygéné qui contient un **groupe hydroxyle** $-OH$ lié à un atome de carbone tétraogonal.

► Les **aldéhydes** et les **cétones** sont des composés oxygénés qui contiennent le **groupe carbonyle** $C=O$ directement lié à des atomes de carbone ou d'hydrogène. C'est un aldéhyde, si l'atome de carbone est lié à au moins un atome d'hydrogène; c'est une cétone dans le cas contraire.

► Un **acide carboxylique** est un composé oxygéné qui contient le **groupe carboxyle** $-C(=O)OH$.

La **nomenclature** des alcanes, des alcools, des aldéhydes, des cétones et des acides carboxyliques est rappelée dans le **tableau V**.

► Une **liaison hydrogène** se forme lorsqu'un atome d'hydrogène lié à un atome A, très électronégatif, interagit avec un atome B, lui aussi très électronégatif et porteur d'un doublet non liant. A et B peuvent être le fluor F, l'oxygène O, l'azote N ou le chlore Cl. Les molécules d'alcools et d'acides carboxyliques peuvent participer à des liaisons hydrogène.

Rendement d'une synthèse

► Le **rendement** d'une synthèse, noté ρ , est égal au quotient de la quantité de produit obtenu, n_{exp} , par la

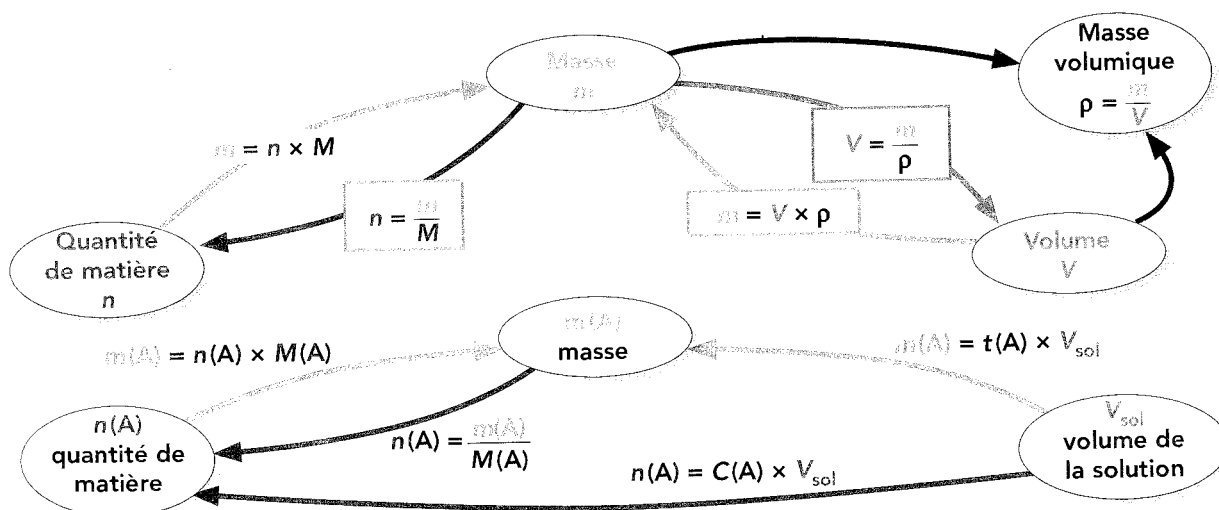
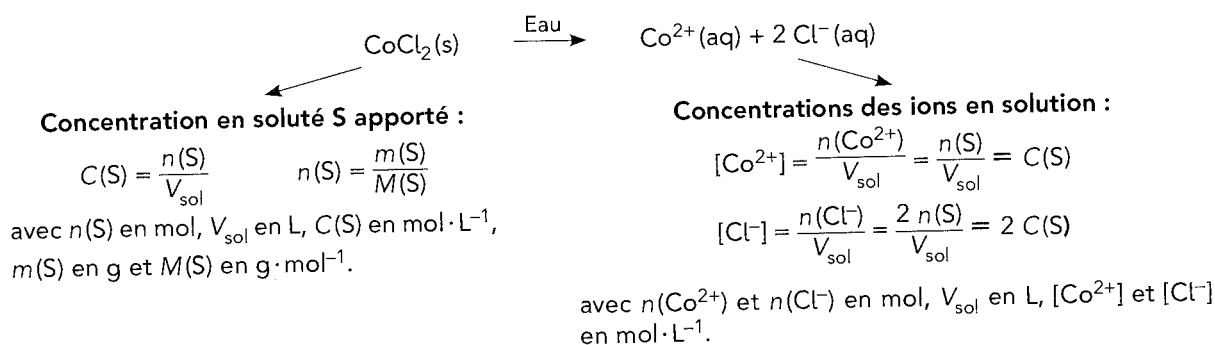
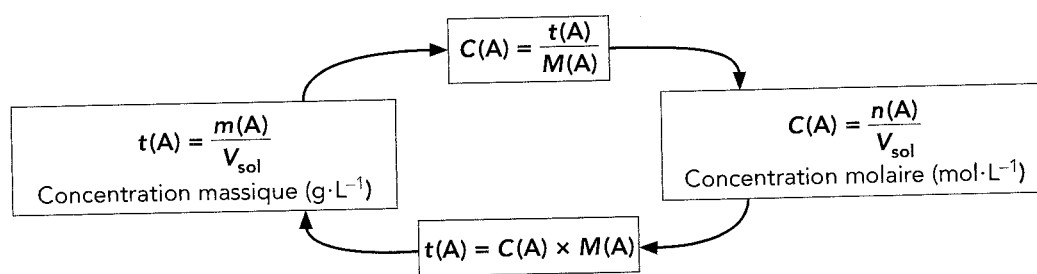
quantité maximale de produit attendu, n_{max} :

$$\rho = \frac{n_{exp}}{n_{max}}$$

Les notions vues au Collège, en Seconde et en Première S

Solution, quantité de matière, concentration

- La dissolution complète d'un **soluté** dans un liquide, appelé **solvant**, donne un mélange homogène appelé **solution**. Si le solvant est l'**eau**, on obtient une **solution aqueuse**.
- Pour préparer une solution de concentration déterminée, on peut soit **dissoudre un solide**, soit **diluer une solution-mère** (voir fiches n^{os} 8 et 9, p. 591 et 592).
- La **concentration massique** (ou teneur massique) $t(A)$ d'une espèce chimique A est la masse de cette espèce chimique dissoute dans un litre de solution. La **concentration molaire** $C(A)$ d'une espèce chimique A est la quantité de cette espèce chimique A dissoute dans un litre de solution.



Électronégativité, polarité d'une liaison

L'**électronégativité** de l'atome A traduit son aptitude à attirer vers lui le doublet d'électrons qui le lie à l'atome B dans une liaison covalente.

Une liaison entre deux atomes A et B est **polarisée** si ces deux atomes ont des électronégativités différentes.

Évolution d'un système chimique – Tableau d'avancement

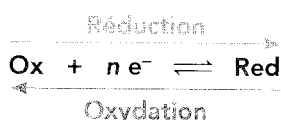
► L'évolution d'un système chimique est décrit depuis son état initial, par l'**avancement**, noté x et exprimé en mol. Le tableau d'avancement d'un système chimique se présente sous la forme suivante :

Équation chimique		$2 \text{ Al(s)} + 6 \text{ H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{ Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{ H}_2(\text{g})$			
État du système	Avancement (mol)	$n(\text{Al})$	$n(\text{H}^+)$	$n(\text{Al}^{3+})$	$n(\text{H}_2)$
État initial	$x = 0$	$n_0(\text{Al})$	$n_0(\text{H}^+)$	0	0
État intermédiaire	x	$n_0(\text{Al}) - 2x$	$n_0(\text{H}^+) - 6x$	$+ 2x$	$+ 3x$
État final	x_{max}	$n_0(\text{Al}) - 2x_{\text{max}}$	$n_0(\text{H}^+) - 6x_{\text{max}}$	$+ 2x_{\text{max}}$	$+ 3x_{\text{max}}$

Réaction d'oxydoréduction

► Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs électrons.

► Un **oxydant** est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons. Deux espèces Ox et Red sont appelées **conjuguées** et forment un **couple oxydant/réducteur**, noté Ox/Red, si elles peuvent être reliées par une demi-équation d'oxydoréduction :



Établir une demi-équation redox

1. Débuter l'écriture de la demi-équation redox par l'oxydant qui doit gagner un ou plusieurs électrons pour être réduit en son réducteur conjugué : $\text{Ox} + n e^- \rightleftharpoons \text{Red}$

2. Assurer, ou vérifier, la conservation des éléments autres que hydrogène et oxygène.

3. Assurer la conservation de l'élément oxygène avec des molécules d'eau H_2O (molécules constituant le solvant) : $\text{H}_2\text{O} (\ell)$.

4. Assurer la conservation de l'élément hydrogène avec des ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$.

5. Assurer la conservation de la charge avec des électrons.

Étude d'un mouvement

Dans un référentiel donné, le système étudié est un point mobile noté M :

- la trajectoire de M est l'ensemble des positions occupées par M au cours de son mouvement ;
- la valeur moyenne v de la vitesse de M est le rapport de la distance parcourue d par la durée Δt du parcours :

$$v = \frac{d}{\Delta t}$$

- les caractéristiques du mouvement de M dépendent de la forme de sa trajectoire et de l'évolution de sa vitesse.

Modélisation d'une action mécanique

► Les actions mécaniques exercées sur un système sont toutes les **actions** exercées par l'extérieur sur le système. Elles peuvent être **de contact** ou **à distance**.

► Une action mécanique peut être modélisée par une force caractérisée par une **direction**, un **sens**, une **valeur** qui s'exprime en newton (N). Sur un schéma, une **force** est représentée par un **vecteur**.

► Le **point d'application** d'une force est le point où l'on considère que s'exerce la force.

Principe d'inertie

► Un corps est **immobile** ou en **mouvement rectiligne uniforme** si, et seulement si, les forces qui s'exercent sur lui se compensent (corps pseudo-isolé), ou s'il n'est soumis à aucune force (corps isolé). Ce principe ne s'applique que dans certains référentiels, appelés galiléens (voir p. 140).

► Le mouvement d'un système est modifié lorsque les forces qui s'exercent sur lui ne se compensent pas.

Interaction gravitationnelle

► Deux corps A et B, de masses m_A et m_B uniformément réparties autour de leurs centres séparés d'une distance d , exercent l'un sur l'autre des forces d'**attraction gravitationnelle** dont la valeur est donnée par la relation ci-contre.

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

F en newton (N) m_A et m_B en kilogramme (kg)
 d en mètre (m)
 $G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$
 (constante universelle de gravitation)

Champs et forces

► Un corps de masse m placé dans une région de l'espace où règne un champ de pesanteur $\vec{g}$ est soumis à une force $\vec{P} = m \cdot \vec{g}$ appelée le **poids**.

► Une particule de charge q placée dans une région de l'espace où règne un champ électrostatique $\vec{E}$ est soumise à une force $\vec{F} = q \cdot \vec{E}$.

Énergies

► L'**énergie cinétique** $\mathcal{E}_c$ d'un solide en translation est l'énergie qu'il possède du fait de son mouvement. Elle est définie par la relation ci-contre.

$$\mathcal{E}_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

joule (J) kilogramme (kg) v en mètre par seconde ($\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$)

► L'**énergie potentielle de pesanteur** $\mathcal{E}_p$ d'un solide est l'énergie qu'il possède du fait de sa position par rapport à la référence choisie ($\mathcal{E}_{p0} = 0$ quand $z = 0$), l'axe vertical (Oz) étant orienté vers le haut. Elle est définie par la relation ci-contre.

$$\mathcal{E}_p = m \cdot g \cdot z$$

joule (J) kilogramme (kg) mètre (m)
 $g \approx 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ (intensité de la pesanteur à la surface de la Terre)

► L'**énergie mécanique** $\mathcal{E}_m$ d'un solide est $\mathcal{E}_m = \mathcal{E}_c + \mathcal{E}_p$.

► L'**énergie d'un système isolé** se conserve : elle peut être transférée d'une partie du système à un autre et/ou transformée d'une forme en une autre.

► Entre des corps en contact à des températures différentes, il y a échange d'énergie par transfert thermique.

Puissance et énergie

► L'énergie $\mathcal{E}$ consommée ou produite par un appareil de puissance $\mathcal{P}$ est liée à sa durée de fonctionnement Δt par la relation ci-contre.

$$\mathcal{E} = \mathcal{P} \cdot \Delta t$$

joule (J) kilowatt-heure (kW · h) watt (W) kilowatt (kW)
 seconde (s) heure (h)

Onde électromagnétique et énergie

► L'énergie de la lumière est transportée par des **photons**. Dans une radiation de fréquence ν de longueur d'onde dans le vide λ , chaque photon transporte un quantum d'énergie $\mathcal{E}$ défini par la relation ci-contre.

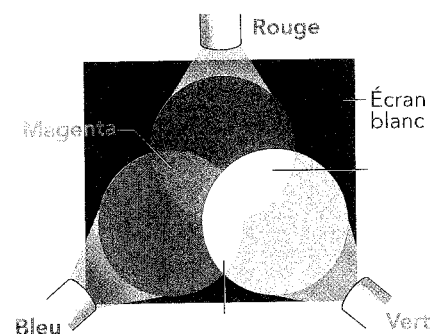
$$\mathcal{E} = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

joule (J) hertz (Hz) mètre (m)
 $h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ (constante de Planck)
 $c \approx 3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ (valeur de la vitesse de la lumière dans le vide)

Les notions vues au Collège, en Seconde et en Première S

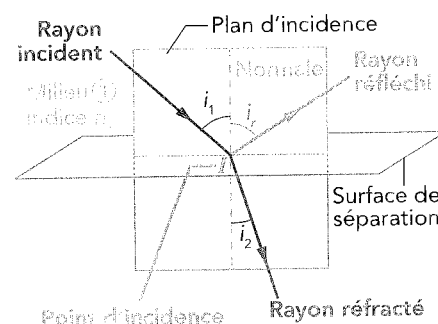
Synthèse additive de lumières colorées

- La synthèse additive est la superposition de lumières colorées. Le rouge, le vert et le bleu sont les **couleurs primaires** de la synthèse additive.
- Sur un écran plat, les couleurs de chaque pixel sont restituées par synthèse additive.



Réflexion et réfraction

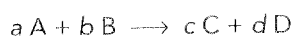
- La lumière peut être réfléchiée lorsqu'elle rencontre un obstacle, c'est le **phénomène de réflexion**. Le rayon incident et le rayon réfléchi appartiennent au plan d'incidence. Les directions des rayons sont telles que $i_i = i_r$.
- La lumière peut être déviée lorsqu'elle change de milieu de propagation, c'est le **phénomène de réfraction**. Le rayon incident et le rayon réfracté appartiennent au plan d'incidence. Les directions des rayons sont telles que $n_1 \cdot \sin i_1 = n_2 \cdot \sin i_2$. n_1 et n_2 sont respectivement les indices de réfraction des milieux ① et ②.



Mélange stœchiométrique

- Un mélange est stœchiométrique si les quantités initiales des réactifs sont dans les proportions des nombres stœchiométriques des réactifs.

Ainsi pour la réaction d'équation :



Un mélange initial tel que

$$\frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$$

est stœchiométrique.

Dissolution des composés ioniques ou moléculaires dans un solvant

- Un **composé ionique** est généralement **soluble** dans un **solvant polaire**, tel que l'eau, et quasiment **insoluble** dans un **solvant apolaire**.
- Généralement, un **composé polaire** est soluble dans un solvant polaire et un **composé apolaire** l'est dans un solvant apolaire.
- Des **interactions de Van der Waals**, auxquelles peuvent s'ajouter des **liaisons hydrogène**, sont à l'origine de la dissolution d'un composé moléculaire dans un solvant.

Voir aussi :

- Phénomène périodique, période et fréquence, p. 16.
- Lumière et ondes électromagnétiques, p. 16.
- Rendement d'une synthèse, p. 18.
- Solution, quantité de matière, concentration, p. 126.

Utilisation des produits chimiques : consignes de sécurité

Le système européen de classification et d'étiquetage des produits chimiques, basé sur le Système Général Harmonisé (SGH), est entré en vigueur en décembre 2010.

L'étiquette du produit doit obligatoirement porter les indications suivantes :

- un ou plusieurs pictogrammes SGH de DANGER choisi(s) parmi les 9 pictogrammes du tableau ci-contre ;
- une mention d'avertissement en rouge :
ATTENTION pour les produits les moins agressifs et
DANGER pour les produits les plus agressifs ;
- une ou plusieurs mention(s) de danger. Chaque phrase correspond à un code formé par la lettre H suivie de 3 chiffres.
L'étiquette peut comporter aussi une mention additionnelle de danger dont le code est EUH suivi de 3 chiffres ;
- un ou plusieurs conseil(s) de prudence pour manipuler le produit en toute sécurité. Chaque conseil correspond à un code formé par la lettre P suivie de 3 chiffres.

Exemples de mentions de danger :

- H224 : Liquides et vapeurs extrêmement inflammables.
H302 : Nocif en cas d'ingestion.
H304 : Peut être mortel en cas d'ingestion et de pénétration dans les voies respiratoires.
H315 : Provoque une irritation cutanée.
H319 : Provoque une sévère irritation des yeux.
H336 : Peut provoquer somnolence et vertiges.
H350 : Peut provoquer le cancer.
H373 : Risque présumé d'effets graves pour les organes.
H410 : Très toxique pour les organismes aquatiques, entraîne des effets néfastes à long terme.

EUH014 : Réagit violemment au contact de l'eau.

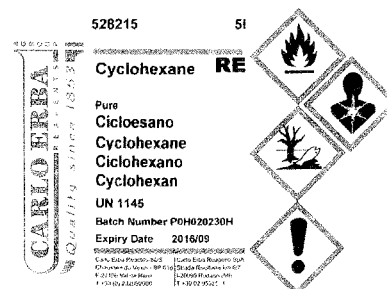
EUH031 : Au contact d'un acide, dégage un gaz toxique.

EUH059 : Dangereux pour la couche d'ozone.

Exemples de conseils de prudence :

- P102 : Tenir hors de portée des enfants.
P210 : Tenir à l'écart de la chaleur / des étincelles / des flammes nues / des surfaces chaudes. Ne pas fumer.
P262 : Éviter tout contact avec les yeux, la peau ou les vêtements.
P273 : Éviter le rejet dans l'environnement.
P280 : Porter des gants de protection / des vêtements de protection / un équipement de protection des yeux / du visage.
P310 : Appeler immédiatement un CENTRE ANTIPOISON ou un médecin.
P351 : Rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes.
P403 : Stocker dans un endroit bien ventilé.

 SGH01 DANGER D'EXPLOSION	 SGH02 DANGER D'INCENDIE
 SGH03 PRODUITS COMBURANTS	 SGH04 GAZ SOUS PRESSION
 SGH05 DANGER DE CORROSION	 SGH06 DANGER DE TOXICITÉ AIGÜE
 SGH07 DANGER SUR LA SANTÉ	 SGH08 DANGER POUR LA SANTÉ
 SGH09 DANGER POUR L'ENVIRONNEMENT	



@ Liste complète sur le site de l'UNECE **annexe 3** :
http://www.unece.org/trans/danger/publi/ghs/ghs_rev02/02files_f.html

	MATIÈRES EXPLOSIVES (E)	Jusqu'en juin 2015, l'ancien système de classification et d'étiquetage des produits est toléré. Cet étiquetage associe un ou plusieurs pictogrammes avec des phrases de risque (notées R) et des conseils de sécurité (notés S).			
	MATIÈRES INFLAMMABLES (F)		MATIÈRES CORROSIVES (C)		MATIÈRES TOXIQUES (T)
	MATIÈRES COMBURANTES (O)		DANGEREUX POUR LA SANTÉ (X)		DANGEREUX POUR L'ENVIRONNEMENT (N)

Grandeurs physiques et chimiques et leurs unités

Grandeur et son symbole	Unité et son symbole	Grandeur et son symbole	Unité et son symbole
longueur (ℓ)	mètre (m)	masse (m)	kilogramme (kg) ou gramme (g)
temps (t)	seconde (s)	volume (V)	mètre cube (m ³) ou litre (L)
vitesse (v)	mètre par seconde (m·s ⁻¹)	masse volumique (ρ)	kilogramme par mètre cube (kg·m ⁻³) ou gramme par millilitre (g mL ⁻¹)
fréquence (f)	hertz (Hz)	quantité de matière (n)	mole (mol)
force (F)	newton (N)	masse molaire (M)	kilogramme par mole (kg·mol ⁻¹) ou gramme par mole (g mol ⁻¹)
pression (P)	pascal (Pa)	densité (d)	Pas d'unité
charge électrique (q)	coulomb (C)	concentration ou teneur massique de A ($t(A)$)	kilogramme par mètre cube (kg·m ⁻³) ou gramme par litre (g L ⁻¹)
température (θ ou T)	degré Celsius (°C) ou kelvin (K)	concentration molaire de A ($C(A)$)	mole par mètre cube (mol·m ⁻³) ou mole par litre (mol L ⁻¹)

En rouge, les unités du système international (unités S.I.).
En bleu, les unités généralement utilisées au laboratoire.

Constantes fondamentales

Grandeur	Symbole	Valeur approchée
Vitesse de la lumière dans le vide et dans l'air	c	$3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$
Constante universelle de gravitation	G	$6,67 \times 10^{-11} \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$
Constante d'Avogadro	N_A	$6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Charge élémentaire	e	$1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$
Masse de l'électron	m_e	$9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Masse du proton	m_p	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Masse du neutron	m_n	$1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Puissances de dix et conversions d'unités

10^n	10^{-15}	10^{-12}	10^{-9}	10^{-6}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10	10^2	10^3	10^6	10^9	10^{12}	10^{15}
Abréviation	f	p	n	μ	m	c	d	da	h	k	M	G	T	P
Préfixe	femto	pico	nano	micro	milli	centi	déci	déca	hecto	kilo	méga	giga	téra	péta

$$89,5 \mu\text{L} = 89,5 \times 10^{-6} \text{ L} = 89,5 \times 10^{-3} \text{ mL}$$

$$3,47 \text{ L} = 3,47 \times 10^3 \text{ mL} = 3,47 \times 10^6 \mu\text{L}$$

$$15,2 \text{ pm} = 15,2 \times 10^{-12} \text{ m} = 15,2 \times 10^{-9} \text{ mm}$$

$$6,3 \text{ MHz} = 6,3 \times 10^6 \text{ Hz} = 6,3 \times 10^3 \text{ kHz}$$

Classification périodique

2. — Numéro de la colonne

1 — Masse molaire atomique en g·mol⁻¹

2 — Symbole*

3 — Électronégativité

4 — Nom

5 — Numéro atomique

6 — État physique

7 — Gaz

8 — Solide

9 — Liquide

10 — Préparé par synthèse

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10 —

11 —

12 —

13 —

14 —

15 —

16 —

17 —

18 —

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 —

7 —

8 —

9 —

10