

ENSEIGNEMENT THÉMATIQUE

Le contenu détaillé de l'enseignement thématique ne relève pas, à proprement parler, d'un programme précis, puisque tout sujet prolongeant et illustrant les notions traitées dans l'enseignement fondamental, et n'introduisant pas de nouvelles connaissances exigibles, peut convenir. C'est à l'enseignant, en fonction de ses intérêts personnels, de la nature de sa classe et des objectifs pédagogiques qu'il se fixe, à déterminer le ou les thèmes qu'il entend traiter. Ce choix peut s'appuyer sur une réflexion au niveau de l'équipe de professeurs de la discipline dans l'établissement ou dans un groupe d'établissements voisins, sur une consultation de sites académiques ou du site national indiqué plus haut, qui serviront de "banque" de thèmes s'enrichissant des expériences les plus intéressantes. Il est à noter que cet enseignement peut être l'occasion d'envisager des méthodes de travail faisant particulièrement appel à l'initiative des élèves, en préfiguration des travaux personnels encadrés du cycle terminal (travail en petits groupes, répartition des tâches etc.).

En physique, le thème des capteurs permet de réinvestir et d'affermir de façon pratique des connaissances antérieures en électricité dans une perspective d'instrumentation (mesure de grandeurs au programme).

Les quelques exemples qui suivent n'ont pour but que d'illustrer l'éventail des thèmes possibles, dont certains sont des compléments directs de l'enseignement fondamental, et d'autres constituent des ouvertures plus larges sur la discipline.

- *Thèmes communs à la chimie et la physique* : spectrophotométrie, chimie, physique et art, l'air, l'eau...

- *Thèmes "chimie"* : le sucre, les sucres, autour d'un "produit" de la vie courante : un médicament, par exemple l'aspirine ; un désinfectant, par exemple l'eau de Javel ; une boisson aux fruits..., pigments et colorants...

- *Thèmes "physique"* : capteurs (optoélectroniques, de pression, de température, spectrophotomètre...), phénomènes optiques (mirage, arc-en-ciel, paille dans l'eau...), cadran solaire, système solaire (utilisation de la troisième loi de Kepler), poussée d'Archimède, recherche de documents liés à l'histoire des sciences avec une illustration expérimentale sur la mesure du temps, l'évolution des idées en mécanique, la réfraction de la lumière...

ENSEIGNEMENT FONDAMENTAL**PROGRAMME DE CHIMIE****I - "Chimique ou naturel ?" (4 TP, 8 heures en classe entière)****Objectifs**

Cette partie commence par un questionnement des élèves en vue de mettre en évidence la richesse chimique d'un "produit" quotidien ; pour cela l'enseignant s'appuie sur ce que les élèves savent de la chimie et leur fait découvrir les activités et les outils du chimiste. Puis, grâce à des séances pratiques attrayantes, on montre que la chimie est une science expérimentale dont l'importance pour la société n'a cessé de croître au cours de l'histoire. L'ancrage sur des espèces chimiques naturelles a pour objectif de démythifier la chimie et de susciter une réflexion sur l'opposition médiatique fréquente entre chimie et nature. De nombreuses espèces chimiques présentes dans la nature sont importantes pour l'homme qui, au cours de son histoire, a cherché à les exploiter. C'est la raison d'être des approches expérimentale et historique de l'extraction. Les besoins et les impératifs économiques ont amené l'homme à ne pas se limiter aux ressources naturelles et à élaborer une chimie de synthèse. L'homme ne sait pas synthétiser toutes les espèces naturelles, qu'il n'a d'ailleurs pas toutes inventoriées, mais il sait néanmoins synthétiser des produits qui n'existent pas dans la nature.

Cette partie permet également de réinvestir les connaissances acquises dans des contextes variés : environnement quotidien, informations par les médias, connaissances antérieures de sciences physiques ou de sciences de la vie et de la Terre. Les espèces et les transformations chimiques rencontrées dans cette partie seront reprises, à titre d'exemples, pour illustrer les parties suivantes. Les savoir-faire expérimentaux et les comportements mis en place dans cette partie constituent le fondement d'un bon déroulement des activités ultérieures de la classe de seconde et sont mobilisables dans d'autres disciplines, mais aussi dans la vie quotidienne.

1 - La chimie du monde : mise en évidence de l'ubiquité des espèces chimiques

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>"Les 5 sens du chimiste en éveil" : Quelles sont les "substances" chimiques présentes dans un "produit" de la nature (fruit...) ou dans un "produit" manufacturé (papier...)?</p> <p>Quelles sont les substances naturelles dans le "produit" étudié et d'où viennent les autres ?</p> <p>Inventaire et classement des "substances" (naturelles ou de synthèse) en partant de notre environnement quotidien, ou de domaines d'importance économique.</p> <p>Analyse de documents sur l'industrie chimique.</p>	<p>1.1. Inventaire et classement de quelques espèces chimiques</p> <p>1.2. Espèces chimiques naturelles et espèces chimiques synthétiques</p>	<p>Savoir que certaines espèces chimiques proviennent de la nature et d'autres de la chimie de synthèse.</p>

Commentaires

Cette partie n'est pas conçue pour être traitée en cours magistral, mais pour susciter des activités - le plus possible par groupes d'élèves - impliquant observation, lecture d'étiquettes, analyse de documents, classement... Ces activités peuvent amener l'élève à suggérer une expérimentation simple pour tester une hypothèse : par exemple, si le "produit" choisi est la pomme, l'élève peut dire que la pomme est acide ; il a utilisé, en classe de troisième le papier pH ; il est alors possible de tester l'acidité de la pomme. Il est également possible de tester la présence d'eau.

Cette partie permet également de préparer l'élève aux activités du chimiste : extraction, séparation, analyse et synthèse.

2- Le monde de la chimie : approches expérimentale et historique de l'extraction, de la séparation et de l'identification d'espèces chimiques

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
Activité documentaire (textes, iconographie, transparents, vidéo...) concernant les techniques d'extraction, par exemple enflourage, entraînement à la vapeur, distillation, extraction par solvant. <i>Approche expérimentale qualitative du partage d'une espèce chimique entre l'eau et un solvant organique.</i> À partir d'un "produit" de la nature : - réaliser une décoction, - présenter (ou réaliser) une hydro-distillation, - réaliser une extraction par solvant, - réaliser une décantation, - présenter (ou réaliser) une filtration sous vide. Elaboration d'un protocole d'extraction à partir d'informations sur les propriétés physiques des espèces chimiques recherchées. <i>Approche expérimentale de la chromatographie sur couche mince (papier ou plaque) à l'aide de mélanges colorés (encres, colorants alimentaires, extraits de végétaux...) puis application à l'identification des espèces précédemment extraites ; utiliser des techniques de révélation des espèces incolores (UV, révélateur chimique).</i> Présenter (ou réaliser) une chromatographie sur colonne.	2.1. Techniques d'extraction d'espèces chimiques organiques a) Approche historique b) Principe de l'extraction par solvant c) Extraction d'espèces chimiques à partir d'un "produit" de la nature : extraction par solvant ou par entraînement à la vapeur 2.2. Séparation et identification d'espèces chimiques Caractérisation ou identification par comparaison d'une espèce chimique extraite. a) Chromatographie Principe de la chromatographie : phase fixe, phase mobile, révélation, interprétation, application à la séparation des espèces d'un mélange et à l'analyse. b) Caractéristiques physiques T _r , T _{eb} , densité, indice de réfraction, "couleur", solubilités.	Interpréter les informations de l'étiquette d'un flacon (risques, sécurité, paramètres physiques) comme une carte d'identité de son contenu. <i>S'informer sur les risques et les consignes de sécurité à respecter lors des manipulations, en particulier des solvants organiques. Reconnaître et nommer la verrerie de laboratoire employée.</i> Utiliser : - une ampoule à décanter, - un dispositif de filtration, - un appareil de chauffage dans les conditions de sécurité. Mettre en œuvre une technique d'extraction. À l'aide d'un tableau de données (températures de changement d'état, solubilités, masses volumiques), à pression atmosphérique et pour une température connue : - prévoir l'état physique d'une espèce chimique, - choisir un solvant approprié pour faire une extraction, - prévoir le liquide surnageant dans un système constitué de deux liquides non miscibles. Réaliser une chromatographie sur couche mince.

Commentaires

Concernant le monde de la chimie, l'accent est mis sur la chimie organique, à travers des extractions d'espèces prises dans le monde végétal ou animal, essentiellement autour des colorants et des parfums.

Le plus souvent l'extraction conduit à un mélange d'espèces chimiques qui, en classe de seconde, ne sont pas isolées. La chromatographie permet de séparer les espèces et d'identifier l'espèce chimique recherchée par comparaison à une référence.

Dans cette partie, il s'agit d'observer et de manipuler et non d'expliquer. Les activités sont abordées sous un angle historique et expérimental. En effet à ce niveau, les outils conceptuels dont dispose un élève sortant de troisième ne permettent pas d'expliquer les concepts chimiques sous-jacents.

3- Le monde de la chimie : la synthèse des espèces chimiques au laboratoire et dans l'industrie

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
Synthèse (ou hémisynthèse) d'une ou plusieurs espèces chimiques, mettant en jeu des techniques simples, telles que chauffage à reflux, filtration, séparation. Synthétiser une espèce existant dans la nature et, si possible, susceptible d'être extraite. Vérifier à l'aide des acquis expérimentaux antérieurs, qu'une espèce chimique de synthèse est identique à la même espèce chimique contenue dans un extrait naturel.	3.1 Nécessité de la chimie de synthèse. Quelques exemples de synthèse dans la chimie lourde et dans la chimie fine (à haute valeur ajoutée) à partir des matières premières de la nature et en fonction des besoins des consommateurs. 3.2. Synthèse d'une espèce chimique 3.3. Caractérisation d'une espèce chimique synthétique et comparaison avec un extrait naturel comportant la même espèce chimique que l'espèce synthétisée.	Suivre un protocole de synthèse en respectant les consignes (sécurité, protection de l'environnement). Proposer une méthode expérimentale pour comparer deux espèces chimiques. Interpréter, discuter et présenter les résultats d'une analyse comparative.

Commentaires

Les exemples de synthèse présentés ou réalisés sont pris en chimie organique, par exemple synthèse d'un polymère, d'un médicament, d'un colorant, d'un arôme, d'un savon.

L'important dans cette partie est de montrer que l'on peut synthétiser une espèce chimique identique à une espèce naturelle. Toutefois l'étude d'espèces tirées du monde minéral pourra être développée dans l'enseignement thématique.

L'ensemble de cette partie est fondé sur l'approche expérimentale permettant à l'élève de s'approprier les techniques de base d'un laboratoire de chimie. Dans le cas des synthèses impliquant un chauffage à reflux, l'enseignant présente la nécessité et le fonctionnement d'un montage à reflux (à eau comme à air).

L'enseignant adopte une écriture simplifiée des réactions chimiques pour les transformations décrites, en se limitant aux appellations ou aux formules brutes des espèces chimiques indiquées sur les étiquettes des emballages. Il ne fait pas appel à une écriture détaillée qui sera abordée ultérieurement dans la troisième partie du programme.

Les connaissances et savoir-faire exigibles dans cette première partie sont à considérer comme des acquis en fin de classe de seconde ; ils seront donc travaillés toute l'année.

II - Constitution de la matière (4 TP, 8 heures en classe entière)

Objectifs

Cette deuxième partie donne une description microscopique de la matière à l'aide de modèles simples pour la constitution des atomes, des ions et des molécules et introduit le concept d'élément et de sa conservation au cours d'une transformation chimique.

L'enseignant sensibilise l'élève à la notion de modèle et à ses limites : modèle de l'atome, modèle du cortège électronique pour l'atome et modèle de Lewis de la liaison covalente pour les molécules. Les modèles mis en place permettent de rendre compte de la formule et de la géométrie des molécules (et éventuellement de les prévoir). Dans une molécule la disposition relative des atomes est interprétée comme résultant de la minimisation des interactions répulsives entre paires d'électrons autour d'un atome central.

Par une démarche historique et l'utilisation de logiciels l'enseignant explore avec les élèves la classification périodique des éléments, donnant ainsi l'occasion à l'élève de mener une démarche documentaire avec différents outils et différents objectifs.

La notion de famille chimique est introduite à partir de la classification périodique. La progression proposée place la classification périodique après les édifices chimiques, ce qui permet de réinvestir les connaissances acquises sur les molécules et de suggérer des analogies par familles.

1 - Des modèles simples de description de l'atome

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>Qu'est-ce qui se conserve au cours d'une transformation ?</p> <p><i>Approche expérimentale de la conservation (par exemple du cuivre, du carbone ou du soufre, sous forme atomique ou ionique) au cours d'une succession de transformations chimiques.</i></p> <p><i>Cycle naturel du carbone, de l'azote...</i></p> <p>Le nombre d'éléments chimiques contenus dans l'univers est-il illimité ?</p> <p>Activité documentaire sur les éléments chimiques : abondance relative, dans l'univers, dans le soleil, dans la terre, dans un homme, un végétal.</p>	<p>1.1. Un modèle de l'atome Noyau (protons et neutrons), électrons ; Nombre de charge et numéro atomique Z. Nombre de nucléons A. Charge électrique élémentaire, charges des constituants de l'atome. Électroneutralité de l'atome Masse : masses des constituants de l'atome ; masse approchée d'un atome et de son noyau, considérée comme la somme des masses de ses constituants. Dimension : ordre de grandeur du rapport des dimensions respectives de l'atome et de son noyau.</p> <p>1.2. L'élément chimique Définitions des isotopes. Définitions des ions monoatomiques Caractérisation de l'élément par son numéro atomique et son symbole. Conservation de l'élément au cours des transformations chimiques.</p> <p>1.3. Un modèle du cortège électronique Répartition des électrons en différentes couches, appelées K, L, M. Répartition des électrons pour les éléments de Z compris entre 1 et 18.</p>	<p>Connaître la constitution d'un atome.</p> <p>Connaître et utiliser le symbole A_ZX.</p> <p>Savoir que l'atome est électriquement neutre.</p> <p>Savoir que la masse de l'atome est essentiellement concentrée dans son noyau. Evaluer la masse d'un atome, en faisant la somme de celles de ses protons et de ses neutrons.</p> <p>Connaître le symbole de quelques éléments. Savoir que le numéro atomique caractérise l'élément. Interpréter une suite de transformations chimiques en terme de conservation d'un élément. Distinguer les électrons associés aux couches internes de ceux de la couche externe. Dénombrer les électrons de la couche externe.</p>

Commentaires

L'enseignant porte une attention particulière au vocabulaire employé et à sa définition, en particulier espèce chimique dans le cadre d'une description macroscopique et entité chimique dans le cadre d'une description microscopique de la matière.

A_ZX est le symbole d'un noyau de numéro atomique Z et de nombre de nucléons A (par souci de ne pas multiplier les termes, celui de nucléide, comme celui de nombre de masse, ne sont pas utilisés).

Il peut être intéressant de faire appel à l'expérience historique de Rutherford, en introduction ou en application du modèle de l'atome et de sa structure lacunaire.

En utilisant les puissances de dix et les proportions, il est judicieux de faire des changements d'échelle illustrant l'ordre de grandeur des rayons du noyau et de l'atome (mettant en évidence la structure lacunaire de la matière) et de comparer les masses volumiques des noyaux et des atomes (en lien avec le programme de physique : de l'atome aux galaxies).

Dans l'approche expérimentale de la conservation, l'objectif est de sensibiliser l'élève au fait que lors d'une transformation, il y a conservation de l'élément. Il paraît souhaitable que cette activité expérimentale ait lieu avant le cours et que l'élève découvre, à travers l'expérience, la conservation des différents éléments impliqués lors d'une succession de transformations chimiques. Les transformations au cours desquelles les éléments ne sont pas conservés (réactions nucléaires) peuvent être évoquées (par exemple : réactions nucléaires dans le Soleil et les étoiles, celles vues en SVT).

L'énergie est absente du programme de seconde. En conséquence tout vocabulaire ayant une connotation énergétique est évité. Toutefois l'enseignant peut signaler que dans l'atome les électrons ne sont pas tous également liés. Il insiste sur le nombre d'électrons de la couche externe de l'atome, qui détermine la construction des édifices chimiques. Le modèle des cases quantiques ou un modèle analogue n'est pas utilisé, de même que les représentations de Lewis des atomes avec les électrons associés en doublets. Ceci n'induit pas de représentations erronées de la répartition spatiale et de l'énergie des électrons autour d'un atome.

2 - De l'atome aux édifices chimiques

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>Écriture des formules développées, semi-développées et brutes.</p> <p><i>Utilisation des modèles moléculaires ou des logiciels* de visualisation moléculaire, pour illustrer la structure atomique des petites molécules. Représentation de Cram des molécules modélisées.</i></p> <p>Illustration de la notion d'isomérisie sur des exemples simples.</p> <p><i>Utilisation de logiciels* pour visualiser quelques molécules vues en première partie et dans le programme de SVT.</i></p>	<p>2.1. Les règles du "duet" et de l'octet</p> <p>a) Énoncé des règles de stabilité des atomes de gaz nobles (ou "rares"), inertie chimique.</p> <p>b) Application aux ions mono-atomiques stables.</p> <p>c) Application aux molécules à l'aide du modèle de Lewis de la liaison covalente. Représentation de Lewis de quelques molécules. Dénombrement des doublets d'électrons liants et non liants. Notion d'isomérisie.</p> <p>2.2. La géométrie de quelques molécules simples.</p> <p>Disposition relative des doublets d'électrons en fonction de leur nombre. Application à des molécules ne présentant que des liaisons simples. Représentation de Cram.</p>	<p>Connaître les règles du "duet" et de l'octet et savoir les appliquer pour rendre compte des charges des ions monoatomiques existants dans la nature.</p> <p>Donner la représentation de Lewis de quelques molécules simples : H₂, Cl₂, HCl, CH₄, NH₃, H₂O, C₂H₆, O₂, N₂, C₂H₄, CO₂.</p> <p>Représenter des formules développées et semi-développées compatibles avec les règles du "duet" et de l'octet de quelques molécules simples, telles que C₄H₁₀, C₂H₆O, C₂H₅N.</p> <p>Rendre compte de la géométrie des molécules : CH₄, NH₃, H₂O, en se basant sur la répulsion électronique des doublets liants et non liants.</p>

* Les activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication sont repérées par un astérisque.

Commentaires

Mis à part les gaz nobles (ou gaz "rares"), les atomes ne restent pas isolés sur Terre. Ils s'assemblent pour donner des molécules. Ils peuvent aussi gagner ou perdre des électrons pour donner des ions. En l'absence de critères énergétiques, l'enseignant se limite à l'énoncé et à l'application de "règles", en l'occurrence, celles du "duet" et de l'octet.

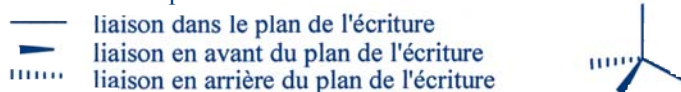
L'enseignant fait la distinction entre les électrons engagés dans les liaisons covalentes (doublets liants) et les électrons non engagés dans ces liaisons (doublets non liants). Les représentations de Lewis des molécules présentent les doublets liants et non liants sous forme de tirets. Les entités n'obéissant pas à la règle de l'octet, comme certains oxydes d'azote par exemple, ne sont pas traitées. Elles peuvent cependant être évoquées pour sensibiliser les élèves aux limites d'un modèle (modèle de Lewis en l'occurrence). Pour établir la représentation d'une molécule, on procède par exploration systématique : les électrons des couches externes des atomes présents dans la molécule sont dénombrés, puis associés en doublets ; les doublets sont ensuite répartis entre les atomes (doublets liants) ou autour des atomes (doublets non liants) de façon à satisfaire les règles du "duet" et de l'octet. Les élèves explorent donc plusieurs représentations de Lewis dont ils ne conservent que celles obéissant aux règles.

Les liaisons multiples et la notion d'isomérisie émergent alors naturellement (à une seule formule brute peuvent correspondre plusieurs formules développées).

L'enseignant veille à contextualiser les molécules étudiées, par exemple en spécifiant que le méthane est le gaz naturel. L'objectif est de rattacher les structures à des réalités chimiques.

La géométrie de molécules simples contenant des atomes de C, H, O, N, est expliquée à l'aide de la répulsion des doublets liants et non liants qui entourent l'atome central. La méthode VSEPR n'est ni nommée, ni développée.

L'enseignant précise les conventions de la représentation de Cram :



3 - La classification périodique des éléments

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR FAIRE EXIGIBLES
<p>Comment Mendeleïev a-t-il procédé pour établir sa classification ?</p> <p>Activité documentaire et utilisation de multimédias* sur la classification périodique : histoire de la découverte de quelques éléments, étude de la démarche de Mendeleïev à partir de la réactivité chimique.</p> <p>Comment évoluent les rayons atomiques dans le tableau ?</p> <p>À l'aide de balles et ballons utilisés dans différents sports, comparer les volumes relatifs des atomes.</p>	<p>3.1. Classification périodique des éléments.</p> <p>La démarche de Mendeleïev pour établir sa classification ; son génie, ses erreurs. Les critères actuels de la classification : Z et les électrons de la couche externe.</p> <p>3.2. Utilisation de la classification périodique.</p> <p>Familles chimiques. Formules des molécules usuelles et charges des ions monoatomiques ; généralisation à des éléments de Z plus élevés.</p>	<p>En utilisant la classification périodique, retrouver la charge des ions monoatomiques et le nombre de liaisons que peuvent établir les éléments de chacune des familles de la colonne du carbone, de l'azote, de l'oxygène et du fluor.</p> <p>Localiser, dans la classification périodique, les familles des alcalins, des halogènes et des gaz nobles (ou "rares").</p>

* Les activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication sont repérées par un astérisque.

Commentaires

La classification actuelle des éléments les ordonne par numéro atomique croissant. Elle les place en lignes et en colonnes à partir des structures électroniques des atomes. Des analogies de propriétés chimiques dans une même colonne permettent d'introduire la notion de famille chimique. Mendeleïev avait proposé une classification des éléments en utilisant les propriétés connues à son époque. Celle-ci a joué un grand rôle dans l'organisation et l'évolution des connaissances et diffère peu de la classification actuelle.

L'enseignant présente, ou fait découvrir aux élèves, sous forme d'activités documentaires, quelques repères historiques dans la découverte des éléments : métaux de la préhistoire, éléments connus à l'époque de Lavoisier et de Mendeleïev, situation actuelle.

L'utilisation de différents multimédias, permet :

- d'éveiller la curiosité des élèves par une exploration libre ou thématique : historique des éléments, utilisations dans la vie courante, principales sources sur la Terre, par exemple,
- de servir de sources d'informations pour répondre à une question précise, comme par exemple l'abondance relative des éléments dans l'univers, les isotopes naturels (nombre et proportions),
- d'illustrer l'évolution des rayons des atomes dans une ligne ou dans une colonne.

L'enseignant peut choisir d'illustrer la notion de famille à l'aide d'expériences.

III - Transformations de la matière (4 TP, 8 heures en classe entière)

Objectifs

La troisième partie porte sur la transformation chimique d'un système. Un des objectifs spécifiques de la classe de seconde est d'établir un bilan de matière ; pour ce faire, à la transformation chimique d'un système est associée une réaction chimique qui rend compte macroscopiquement de l'évolution du système et qui donne lieu à une écriture symbolique appelée équation. Lorsqu'ultérieurement la cinétique d'évolution du système sera abordée, il sera nécessaire de mettre en place un modèle plus élaboré faisant intervenir des intermédiaires réactionnels et les équations correspondantes. Le modèle et ses limites restent donc au cœur de cette partie.

L'étude de la transformation chimique d'un système commence par la mise en place d'outils de description macroscopique du système impliquant la définition de la mole. L'enseignant fait bien la distinction entre la transformation subie par le système et la réaction chimique qui modélise cette transformation. Aussi souvent que possible, les manipulations servent de support introductif à cette approche pour essayer de remédier aux difficultés actuelles rencontrées par les élèves.

Il s'agit ensuite, en s'aidant d'un outil - un tableau descriptif du système au cours de la transformation - d'analyser cette transformation, en introduisant la notion d'avancement, et d'établir un bilan de matière. L'élève doit être capable d'écrire les nombres stœchiométriques de l'équation en respectant les lois de conservation des éléments et des charges et de comprendre qu'une transformation chimique ne nécessite pas que les réactifs soient dans des proportions particulières dans l'état initial. Les élèves seront formés à l'utilisation d'un vocabulaire précis et à l'appropriation d'outils commodes pour décrire et analyser une transformation, selon une progression en difficultés croissantes utilisant l'avancement. L'élaboration que l'enseignant fait avec l'élève de ce bilan de matière est essentielle pour la validation du modèle proposé. Toutefois aucune compétence n'est exigible sur ce bilan de matière. L'ensemble de cette présentation sera reprise au début de l'enseignement de la chimie en classe de première scientifique.

Des illustrations expérimentales sont utilisées pour s'approprier le concept de transformation chimique (état initial et état final) et permettent de vérifier la validité d'un modèle proposé de réaction chimique pour rendre compte de l'évolution d'un système subissant une transformation chimique.

Tout particulièrement dans cette partie, l'enseignant veille à une utilisation rigoureuse du vocabulaire proposé en classe de seconde pour traiter de la transformation chimique. Il précise et justifie les points sur lesquels portent ces modifications.

1 - Outils de description d'un système

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>Comment peut-on mesurer une quantité de matière ?</p> <p><i>Prélèvement d'une même quantité de matière (en mol) pour différentes espèces chimiques.</i></p> <p><i>Opérations expérimentales de dissolution d'espèces moléculaires (sucres, diode (en raison de sa couleur), alcool...) et opérations de dilution de solutions.</i></p> <p><i>Opérations expérimentales de dilution de solutions courantes (colorants, sulfate de cuivre...).</i></p> <p><i>Mise en œuvre ou élaboration d'un protocole de dissolution ou de dilution.</i></p> <p><i>Réalisation d'échelles de teintes et applications (par exemple avec le diode).</i></p>	<p>1.1. De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique : la mole</p> <p>Unité de la quantité de matière : la mole. Constante d'Avogadro, N_A Masse molaire "atomique" : M (g.mol⁻¹). Masse molaire moléculaire. Volume molaire V_m (L.mol⁻¹) à T et P.</p> <p>1.2. Concentration molaire des espèces moléculaires en solution.</p> <p>Notions de solvant, soluté, solution et solution aqueuse. Dissolution d'une espèce moléculaire. Concentration molaire d'une espèce dissoute en solution non saturée. Dilution d'une solution.</p>	<p>Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques. Déterminer une quantité de matière (exprimée en mol) connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide ou d'un gaz.</p> <p><i>Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée en utilisant une balance, une éprouvette graduée ou une burette graduée.</i></p> <p>Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions. <i>Réaliser la dissolution d'une espèce moléculaire.</i> <i>Réaliser la dilution d'une solution.</i> <i>Utiliser une balance et la verrerie de base qui permet de préparer une solution de concentration donnée (pipette graduée ou jaugée, poire à pipeter, burette, fiole jaugée).</i></p> <p>Connaître l'expression de la concentration molaire d'une espèce moléculaire dissoute et savoir l'utiliser.</p>

Commentaires

Les paramètres nécessaires à la description du système sont : la pression P , la température T (en lien avec le programme de physique), la nature des espèces chimiques présentes, leur état (solide, s , liquide, l , gazeux, g , solution, le plus souvent aqueuse, aq) et leurs quantités respectives. Pour cette description, on effectue le passage de l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique en définissant l'unité de quantité de matière (la mole) et la concentration molaire en solution, en se limitant aux espèces moléculaires.

La constante d'Avogadro permet de faire un changement d'échelle : passage du niveau microscopique (atome, molécule ou ion : $m \sim 10^{-26}$ kg) à un niveau macroscopique (la mole d'atomes, de molécules ou d'ions dont la masse avoisine quelques g ou dizaines de g). Une évaluation de la constante d'Avogadro permet de mieux s'approprier la définition de la mole.

À ce stade de l'enseignement de la chimie, il est précisé que le volume molaire (V_m) est fonction des conditions de température T et de pression P . Dans le cas des gaz, il est introduit en physique dans le modèle du gaz parfait.

L'emploi des guillemets dans masse molaire "atomique" a pour objectif de mettre en évidence qu'il s'agit en réalité de la masse d'une mole d'atomes à l'état naturel (ce qui revient à considérer les abondances isotopiques naturelles).

Seules les espèces moléculaires sont utilisées pour illustrer l'opération de dissolution en vue de l'obtention d'une solution de concentration donnée. On considère que le diiode en solution est une espèce moléculaire, autrement dit la présence des ions I_2^- n'est pas mentionnée. Attention ! les cristaux de diiode sont toxiques. Il est donc conseillé de diluer une solution déjà préparée. Ce n'est qu'au début de la classe de première S que la réaction de dissolution des espèces ioniques sera écrite et qu'il pourra être exigé de calculer les concentrations molaires des ions. Néanmoins, en classe de seconde, on peut présenter des expériences dans lesquelles les solutions résultent de la dissolution de solides ioniques. On donne alors les concentrations (colorants ou sulfate de cuivre, par exemple) et ces solutions ne peuvent donner lieu qu'à des opérations de dilution.

2 - Transformation chimique d'un système

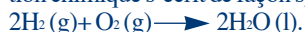
EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>Comment décrire le système chimique et son évolution ? <i>À l'aide d'expériences simples à analyser, et sur la base des hypothèses formulées par les élèves, caractérisation des espèces chimiques présentes dans l'état initial (avant transformation du système) et des espèces chimiques formées :</i> - lame de cuivre dans solution de nitrate d'argent, - poudre de fer dans solution de sulfate de cuivre, - combustions du carbone, d'alcanes ou d'alcools dans l'air ou l'oxygène, - réaction du sodium et du dichlore, - réactions de synthèse vues dans la première partie, - précipitation de l'hydroxyde de cuivre...</p> <p><i>Mise en évidence expérimentale de l'influence des quantités de matière des réactifs sur l'avancement maximal et vérification expérimentale de la validité d'un modèle proposé de réaction chimique pour décrire l'évolution d'un système chimique subissant une transformation : acide éthanoïque sur l'hydrogène-carbonate de sodium.</i></p>	<p>2.1. Modélisation de la transformation : réaction chimique Exemples de transformations chimiques. Etat initial et état final d'un système. Réaction chimique. Ecriture symbolique de la réaction chimique : équation. Réactifs et produits. Ajustement des nombres stœchio-métriques.</p> <p>2.2. Bilan de matière Initiation à l'avancement. Expression des quantités de matière (en mol) des réactifs et des produits au cours de la transformation. Réactif limitant et avancement maximal Bilan matière. Cette progression dans les contenus est accompagnée par la construction d'un tableau descriptif de l'évolution du système au cours de la transformation.</p>	<p>Décrire un système. Écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques corrects.</p>

Commentaires

La réaction chimique donne lieu à une écriture symbolique appelée équation. L'enseignant insiste sur le fait que la conservation des éléments et des charges au cours de la transformation chimique d'un système se traduit par l'ajustement des nombres stœchiométriques dans l'équation (il justifie que l'on dise conservation des éléments et non plus comme en classe de 4e conservation des atomes).

Dans cette équation, les réactifs sont les espèces chimiques écrites dans le membre de gauche et les produits sont les espèces chimiques écrites dans le membre de droite.

Si on prend l'exemple de la synthèse de l'eau dans les conditions ambiantes (1 bar, 25°C), on peut réaliser le bilan de matière, en considérant que la formation de 2 moles d'eau s'accompagne de la consommation de 2 moles de dihydrogène et d'une mole de dioxygène. Cette réaction chimique s'écrit de façon symbolique :



La réaction chimique est écrite, en classe de seconde, avec pour symbolisme la simple flèche \longrightarrow . Outre sa cohérence avec le programme de troisième, ce symbolisme précise, de façon condensée, dans quelle direction le système évolue dans les conditions de l'expérience. La réaction ne préjuge en rien de ce qui se passe au niveau microscopique et qui est la cause de l'évolution du système. Pour définir la transformation chimique d'un système, l'enseignant choisit des exemples simples parmi ceux déjà rencontrés au collège et ceux proposés lors des synthèses développées dans la première partie.

Toujours dans le cadre du programme de seconde :

- les quantités de matière des espèces chimiques présentes dans le système au cours de la transformation chimique s'expriment à l'aide d'une grandeur (en mol, notée x par exemple), identifiée à un avancement,

- seules sont envisagées des transformations qui s'achèvent quand l'un des réactifs, appelé réactif limitant, a disparu. L'avancement final atteint se confond alors avec l'avancement maximal. Il existe des cas, qui seront rencontrés dans le cursus scientifique ultérieur, où l'avancement final n'est pas l'avancement maximal (estérification, dissociation des acides ou des bases faibles dans l'eau, par exemple).

Au-delà de l'utilisation de la simple flèche \longrightarrow , l'enseignant propose aux élèves d'utiliser un tableau, considéré comme un outil, pour décrire et analyser l'évolution d'un système ; il adopte une progression en difficultés croissantes : dans un premier temps l'enseignant considère des réactions dont l'équation ne présente que des nombres stœchiométriques égaux à 1 ; dans un deuxième temps, il considère des réactions dont l'équation présente au moins un nombre stœchiométrique égal à 1 ; enfin une généralisation pourra être établie avec des nombres quelconques. L'enseignant décide à quel niveau de difficultés il arrête sa progression et définit les connaissances et savoir-faire exigibles des élèves en conséquence.

Exemple de tableau en reprenant le cas de la synthèse de l'eau :

Relation stœchiométrique		O ₂ (g)	+	2H ₂ (g)	=	2H ₂ O (l)
État du système	Avancement	Moles de dioxygène		Moles de dihydrogène		Moles d'eau
État initial	0	3		1		0
Au cours de la transformation	x	$3 - x$		$1 - 2x$		$2x$
État final	x_{\max}					

L'avancement maximal, x_{\max} est obtenu en écrivant que les quantités de chaque espèce chimique sont nécessairement positives : $2x \geq 0$; $3 - x \geq 0$; $1 - 2x \geq 0$. Il est alors possible de déterminer x_{\max} (en l'occurrence : 1/2). Le tableau peut alors être complété.

Remarque : l'IUPAC recommande d'utiliser le signe = pour exprimer la relation stœchiométrique (qui ne présuppose pas dans quelle direction le système évolue) et donc mener une activité de calcul sur la transformation chimique considérée. En classe de seconde il est prématuré d'introduire un symbolisme supplémentaire.

Le bilan de matière peut aussi se présenter sous la forme :



Afin de traiter le bilan matière (2.2), on pourrait adopter la progression suivante (qui reviendrait à consacrer 2 TP et 2 h en classe entière) avec un exemple ayant fait l'objet d'une approche expérimentale (l'acide éthanóique sur l'hydrogénocarbonate de sodium convient parfaitement) :

1. approche qualitative expérimentale et observations : système, état initial, état final, caractérisation des espèces, réactif limitant ;

L'enseignant fait soigneusement la différence entre la transformation étudiée et les tests utilisés pour caractériser les réactifs ou les produits.

2. approche quantitative : l'enseignant mène une discussion avec les élèves en vue de formaliser les observations qu'ils ont faites. Il introduit l'avancement et met en place l'outil (construction du tableau avec les élèves) ;

3. vérification expérimentale de la validité d'un modèle proposé de la réaction chimique. En exploitant la même réaction chimique que lors des approches qualitative et quantitative (points 1 et 2) les élèves vont être à même d'exploiter les observations faites, de réaliser des mesures et de mener les calculs permettant de "compléter" le tableau.

L'utilisation d'un tableau peut permettre la simulation de l'évolution des quantités de matière au cours de la transformation et éventuellement le tracé de ces évolutions en fonction de l'avancement pour visualiser l'arrêt de la transformation lors de l'épuisement d'un réactif. Il serait cependant dommage qu'il détourne l'attention des élèves de l'objectif recherché : établir un bilan de matière.

ENSEIGNEMENT FONDAMENTAL

PROGRAMME DE PHYSIQUE

I - Exploration de l'espace (5 TP, 10 heures en classe entière)

Cette partie présente l'Univers qui nous entoure, de l'atome aux galaxies. On apprend à s'y repérer par la mesure de distances, de l'échelle atomique à l'échelle astronomique, et à utiliser la lumière pour obtenir des renseignements sur les astres et la matière contenus dans l'espace.

1 - De l'atome aux galaxies

Objectifs

À partir de la projection d'un film (puissance de 10, exploration de l'Univers...) et des connaissances des élèves, le professeur présente de façon simple l'Univers en introduisant les ordres de grandeurs des distances et des tailles. L'idée est de compléter cette échelle des longueurs au fur et à mesure de cette première partie, voire au cours de l'année.

L'enseignant fait remarquer que les mesures de longueurs à l'échelle humaine sont relativement aisées. Quelques mesures simples faites en classe à l'aide d'un double décimètre permettent d'introduire la notion de précision d'une mesure liée à l'appareil de mesure, et le nombre de chiffres significatifs à conserver.

En revanche, lorsqu'il s'agit de mesurer des distances ou des tailles d'objets à l'échelle astronomique ou microscopique, des techniques particulières doivent être mises en œuvre. Quelques unes de ces techniques sont présentées soit en travaux pratiques, soit en expérience de cours. Elles peuvent être choisies dans un large éventail touchant à de nombreux domaines de la physique : optique, électricité, mécanique... Il est souhaitable que plusieurs domaines de la physique soient illustrés dans le choix des travaux pratiques.

L'enseignant "pique" dans l'échelle des longueurs en plusieurs endroits afin d'illustrer la détermination expérimentale d'une longueur d'un ordre de grandeur déterminé. Le défi proposé peut être formulé ainsi :

- comment peut-on arriver à l'ordre de grandeur de la taille d'une molécule ?
- comment peut-on mesurer des longueurs dont l'ordre de grandeur est l'épaisseur d'un cheveu ?
- comment évaluer la distance de l'endroit où l'on se trouve au bâtiment d'en face ?
- comment peut-on mesurer des longueurs dont l'ordre de grandeur est le rayon de la Terre ?

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
Comment déterminer l'ordre de grandeur de la taille d'une molécule ? <i>Expérience de Franklin</i>	1.1. Présentation de l'Univers L'atome, la Terre, le système solaire, la Galaxie, les autres galaxies .	Utiliser à bon escient les noms des objets remplissant l'espace aussi bien au niveau microscopique (noyau, atome, molécule, cellule etc. . .) qu'au niveau cosmique (Terre, Lune, planète, étoile, galaxie). Savoir classer ces objets en fonction de leur taille. Savoir positionner ces objets les uns par rapport aux autres sur une échelle de distances.
Comment déterminer l'ordre de grandeur de l'épaisseur d'un cheveu ? <i>Utilisation de la diffraction pour construire une courbe d'étalonnage et utilisation de cette courbe</i> <i>Utilisation d'un microscope ou d'une loupe</i>	1.2. Echelle des longueurs Echelle des distances dans l'univers de l'atome aux galaxies. Unités de longueur. Taille comparée des différents systèmes.	Savoir que le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire, aussi bien au niveau de l'atome qu'à l'échelle cosmique.
Comment évaluer la distance et les dimensions d'un immeuble ? <i>Méthode de la parallaxe</i> <i>Technique de la visée</i> <i>Utilisation du diamètre apparent</i>	1.3. L'année de lumière. Propagation rectiligne de la lumière. Vitesse de la lumière dans le vide et dans l'air. Définition et intérêt de l'année de lumière.	Connaître la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide (ou dans l'air) et savoir qu'il s'agit d'une vitesse limite. Convertir en année de lumière une distance exprimée en mètres et réciproquement. Expliquer que "voir loin, c'est voir dans le passé".
Comment déterminer la profondeur d'un fond marin ? <i>Technique du sonar</i>		Utiliser les puissances de 10 dans l'évaluation des ordres de grandeur, dans les calculs, et dans l'expression des données et des résultats. Repérer un angle.
Comment mesurer le rayon de la Terre ? <i>Méthode d'Eratosthène*</i> .		<i>Mesurer une petite et une grande distance :</i> - mettre en œuvre une technique de mesure utilisée en TP - garder un nombre de chiffres significatifs en adéquation avec la précision de la mesure - exprimer le résultat avec une unité adaptée
Comment mesurer la distance de la Terre à la Lune ? <i>Technique de l'écho laser</i> Étude de documents textuels ou multimédias* donnant des informations sur les représentations du système solaire et sur les échelles de distances.		Compétence en cours d'acquisition : être capable d'effectuer une recherche documentaire et critique sur un cédérom ou sur Internet.

* Les activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication sont repérées par un astérisque.

Commentaires

Le travail sur cette grandeur fondamentale de la physique, la longueur, doit permettre à l'élève de faire une transition relativement aisée du collège au lycée. En effet, peu de notions nouvelles sont introduites. Ceci permet de travailler davantage en début d'année sur la méthodologie. Ainsi, l'accent est mis sur diverses compétences liées à la langue française, à l'outil mathématique et à l'expérimentation. Le travail autour de l'expérience de cours ou de travaux pratiques est essentiel afin que l'élève, comme il l'a fait au collège, continue d'apprendre à observer, à décrire, à schématiser, à analyser, à rédiger, à utiliser un vocabulaire scientifique, à argumenter. . .

Les compétences développées ici sont bien évidemment mises en jeu tout au long de l'année, mais c'est au cours de cette partie du programme que l'enseignant pourra cerner les difficultés de ses élèves et introduire, dès le début de l'année, quelques outils méthodologiques dans sa classe.

Il faut souligner que les activités expérimentales proposées pour la détermination des longueurs dans cette première partie font référence à des démarches historiques (Eratosthène, Franklin) ou à des techniques utilisées actuellement. Dans le cas de l'expérience d'Eratosthène, on remarque que la détermination du rayon de la Terre repose sur l'hypothèse de sa sphéricité qui, 250 ans avant notre ère, n'allait pas de soi et demandait à être justifiée.

L'utilisation de la diffraction ne doit pas conduire à un développement théorique. On constate qu'un obstacle de faible dimension provoque la diffraction de la lumière et on utilise ce phénomène pour déterminer des petites longueurs.

Il est bon d'avoir à l'esprit qu'à toutes les échelles, le remplissage de l'espace par la matière est lacunaire et discontinu.

Pour une meilleure compréhension des dimensions relatives du noyau et du nuage électronique de l'atome, on peut donner dans le cadre du cours de physique ou de chimie un exemple transposé à l'échelle humaine (si le cortège électronique avait la taille du Stade de France, le noyau de l'atome aurait approximativement la taille d'une tête d'épingle placée au centre). Le rapport entre la taille du Soleil et la taille du système solaire est du même ordre de grandeur.

Les connaissances à introduire concernant la structure de l'Univers doivent rester modestes.

2 - Messages de la lumière

Objectifs

On montre dans cette partie que l'analyse de la lumière (direction, spectre) permet d'obtenir des renseignements sur la matière d'où elle est issue et qu'elle traverse. Cette technique est illustrée par quelques applications astrophysiques.

L'étude de la réfraction est dans un premier temps réalisée avec un filtre de couleur donnée. L'indice du milieu transparent est introduit.

Une approche historique permet d'introduire la notion de radiation monochromatique. En observant la décomposition de la lumière blanche à travers un prisme, Newton tire la conclusion que les couleurs obtenues sont présentes dans la lumière blanche, et que le prisme a pour effet de les séparer. L'indice du milieu transparent constituant le prisme n'est donc pas le même suivant la couleur de la lumière. Il montre ensuite que les couleurs du spectre ne peuvent se décomposer en de nouvelles couleurs : si l'on envoie de la lumière rouge (émise par un laser par exemple) sur un prisme, on retrouve la même couleur rouge après la traversée du prisme. Cette couleur est appelée radiation monochromatique.

L'étude de nombreux spectres limitée au domaine du visible permet de formuler les deux lois suivantes :

- un corps chaud émet un rayonnement continu ; ce rayonnement s'enrichit vers le violet lorsque la température du corps augmente ;
- dans certaines conditions expérimentales (faible pression), un corps ne peut émettre que les radiations qu'il est capable d'absorber.

Une entité chimique est ainsi caractérisée par un spectre, qui constitue en quelque sorte la signature de cette entité.

L'analyse spectrale donne des renseignements sur la température et la composition chimique d'astres inaccessibles à l'expérimentation directe par comparaison avec les spectres d'atomes ou d'ions mesurés au laboratoire.

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>Comment un prisme permet-il d'obtenir un spectre ? <i>Décomposition de la lumière blanche par un prisme</i> <i>Etude expérimentale des lois de la réfraction en lumière monochromatique, puis en lumière blanche.</i></p> <p><i>Comment le spectre d'une étoile nous renseigne-t-il sur sa température ?</i> Réalisation du spectre continu d'une lampe à incandescence (avec prisme ou réseau) : Observation de la variation de la couleur et du spectre de la lampe en fonction de sa température.</p> <p>Comment déterminer la nature de la matière qui entoure une étoile ? <i>Réalisation de spectres de raies et de bandes : émission et absorption.</i> <i>Etude expérimentale des couleurs de flamme.</i></p>	<p>2.1. Un système dispersif, le prisme Caractérisation d'une radiation. Lois de Descartes sur la réfraction pour une radiation (l'un des milieux étant l'air). Dispersion de la lumière blanche par un prisme. Variation de l'indice d'un milieu transparent selon la radiation qui le traverse; interprétation qualitative de la dispersion de la lumière par un prisme.</p> <p>2.2. Les spectres d'émission et d'absorption. 2.2.1. Spectres d'émission Spectres continus d'origine thermique. Spectres de raies.</p> <p>2.2.2. Spectres d'absorption Bandes d'absorption de solutions colorés. Raies d'absorption caractéristiques d'un atome ou d'un ion.</p> <p>2.3. Application à l'astrophysique</p>	<p>Savoir que la longueur d'onde, qui s'exprime en mètres et sous-multiples, caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique. Connaître et appliquer les lois de Descartes sur la réfraction. <i>Utiliser un prisme pour décomposer la lumière blanche.</i> <i>Etudier expérimentalement la loi de Descartes sur la réfraction :</i> - <i>Utiliser un dispositif permettant d'étudier les lois de la réfraction.</i> - <i>Repérer un angle entre un rayon lumineux et une référence.</i> - <i>Mesurer un angle</i></p> <p>Savoir qu'un corps chaud émet un rayonnement continu qui s'enrichit vers le violet quand la température de ce corps augmente. Savoir distinguer un spectre d'émission et un spectre d'absorption. Savoir repérer, par sa longueur d'onde dans un spectre d'émission ou d'absorption, une radiation caractéristique d'une entité chimique. Savoir qu'un atome ou un ion ne peut absorber que les radiations qu'il est capable d'émettre. <i>Utiliser un système dispersif pour visualiser des spectres d'émission et comparer ces spectres à celui de la lumière blanche.</i> <i>Utiliser un système dispersif pour visualiser des spectres d'absorption et comparer ces spectres à celui de la lumière blanche.</i></p> <p>Savoir que l'étude des spectres permet de connaître la composition de l'enveloppe externe des étoiles.</p>

* Les activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication sont repérées par un astérisque.

Commentaires

La physique de cette partie n'utilise que le modèle de l'optique géométrique pour la loi de la réfraction de Descartes. Aucun modèle ne sera présenté concernant l'optique physique.

Cette partie du programme permet d'enrichir la notion d'entité chimique qui sera introduite dans le cours de chimie.

Il n'est pas utile de développer l'étude des phénomènes de réflexion et de réflexion totale pour introduire les notions indispensables à la compréhension des phénomènes.

On convient d'attacher un nombre servant de référence à cette radiation monochromatique dans l'air ou dans le vide. Ce nombre, dont on ne

cherchera pas à donner la signification physique, est appelé longueur d'onde, noté λ et s'exprime en mètres (ou sous-multiples). Le parti pris est de pouvoir utiliser directement des documents provenant de sources variées (Internet, livres d'astrophysique...) dans lesquels les radiations sont repérées par leur longueur d'onde dans le vide, et non par leur fréquence.

On peut mentionner l'existence de rayonnement invisible à l'œil, ultraviolet ou infrarouge.

II - L'Univers en mouvements et le temps (4 TP, 8 heures en classe entière)

Le mouvement des planètes est interprété par l'existence des forces d'interaction gravitationnelle. Ces mouvements ont permis à l'Homme de se repérer dans le temps. Par la suite, la fabrication d'horloges, mécaniques ou électriques, ont permis un repérage beaucoup plus précis.

1 - Mouvements et forces

Objectifs

Cette partie est structurée autour de 3 notions qui s'articulent dans une progression logique:

- la *relativité* de tout mouvement : le mouvement d'un objet n'a de sens que *par rapport* à un autre objet pris comme corps de référence,
- le *principe d'inertie*,
- l'*utilisation heuristique* du principe d'inertie pour la mise en évidence de forces, et en particulier de la gravitation universelle.

La relativité du mouvement s'établit simplement par l'analyse de divers exemples où le mouvement d'un objet est décrit par deux observateurs en mouvement l'un par rapport à l'autre. On montre ensuite sur des exemples concrets que l'exercice d'une force est susceptible de modifier le mouvement d'un corps, et l'on détaille les deux effets possibles : modification de la vitesse, modification de la trajectoire. Après avoir remarqué que l'absence de force ne signifie pas nécessairement absence de mouvement, on pose le principe d'inertie comme principe général.

Dans un deuxième temps, on se place dans un référentiel géocentrique pour étudier le mouvement de projectiles sur Terre (chute des corps) et le mouvement de la Lune. L'utilisation heuristique du principe d'inertie indique que, si un objet ne suit pas un mouvement rectiligne uniforme, il est soumis à une force. Cette force résulte de l'interaction gravitationnelle qui, à la surface de la Terre, s'identifie pratiquement au poids. L'enjeu de la démarche est important : un principe de physique est toujours posé comme généralisation vraisemblable de cas particuliers. Mais une fois posé, l'utilisation du principe dans des situations nouvelles permet de découvrir et d'interpréter des phénomènes, ici, l'existence de forces. On restituera cette démarche dans son contexte historique.

L'étude de l'influence de la vitesse initiale sur la trajectoire d'un objet permet de comprendre qualitativement comment l'on passe d'une trajectoire de type projectile retombant à la surface de la Terre à une trajectoire de type satellite. L'objectif est ici de comprendre l'*universalité* de l'interaction gravitationnelle, qui rend compte ainsi des mouvements à l'échelle cosmique comme des phénomènes de pesanteur.

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>La trajectoire d'un corps qui tombe est-elle la même pour tous les observateurs ?</p> <p><i>Analyse d'un mouvement par rapport à différents corps de référence* (étude à partir d'images vidéo, chronophotographie)</i></p> <p><i>Expériences montrant l'influence d'une force sur le mouvement d'un corps (action d'un aimant sur une bille qui roule, modification de la trajectoire d'une balle lorsqu'on la touche, forces entre corps électrisés...)</i></p> <p>Peut-il y avoir mouvement sans force dans un référentiel terrestre ?</p> <p>Étude d'exemples de la vie courante provenant de films ou de bandes dessinées illustrant le principe d'inertie</p> <p>Pourquoi la Lune "ne tombe-t-elle pas" sur la Terre ?</p> <p><i>Influence de la vitesse initiale sur la chute d'un corps* (simulation, étude à partir d'images vidéo...)</i></p> <p><i>Observation du mouvement circulaire uniforme d'un corps soumis à une force centrale</i></p>	<p>1.1. Relativité du mouvement</p> <p>1.2. Principe d'inertie</p> <p>1.2.a. Effets d'une force sur le mouvement d'un corps. Rôle de la masse du corps</p> <p>1.2.b. Énoncé du principe d'inertie pour un observateur terrestre : "tout corps persévère dans son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme si les forces qui s'exercent sur lui se compensent"</p> <p>1.3. La gravitation universelle</p> <p>1.3.a. L'interaction gravitationnelle entre deux corps.</p> <p>1.3.b. La pesanteur résulte de l'attraction terrestre.</p> <p>Comparaison du poids d'un même corps sur la Terre et sur la Lune.</p> <p>1.3.c. Trajectoire d'un projectile.</p> <p>Interprétation du mouvement de la Lune (ou d'un satellite) par extrapolation du mouvement d'un projectile.</p>	<p>Décrire le mouvement d'un point dans deux référentiels différents.</p> <p>Savoir qu'une force s'exerçant sur un corps modifie la valeur de sa vitesse et/ou la direction de son mouvement et que cette modification dépend de la masse du corps.</p> <p>Énoncer le principe d'inertie</p> <p>Savoir qu'il est équivalent de dire : "un corps est soumis à des forces qui se compensent" et "un corps n'est soumis à aucune force".</p> <p>Utiliser le principe d'inertie pour interpréter en termes de force la chute des corps sur Terre</p> <p>Calculer la force d'attraction gravitationnelle qui s'exerce entre deux corps à répartition sphérique de masse, et représenter cette force.</p> <p>Cas du poids en différents points de la surface de la Terre</p> <p>Prévoir qualitativement comment est modifié le mouvement d'un projectile lorsqu'on modifie la direction du lancement ou la valeur de la vitesse initiale.</p>

* Les activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication sont repérées par un astérisque.

Commentaires

L'analyse de la relativité de tout mouvement fait apparaître la nécessité de préciser, à chaque fois que l'on étudie le mouvement d'un objet, le choix du corps de référence, appelé référentiel. *Mais il est inutile d'attacher un repère à ce référentiel.*

Dans la mesure où, poursuivant la démarche historique, on cherche à expliciter dans cette partie le caractère *universel* de la gravitation, deux types de corps de référence sont nécessaires :

- le référentiel terrestre qui permet l'étude de mouvements de courtes durées, réalisés sur Terre ; ce référentiel peut être assimilé à la salle de classe par exemple ;
- le référentiel géocentrique qui permet l'étude du mouvement de la Lune autour de la Terre (ainsi que celui des satellites artificiels) ; ce référentiel est défini comme étant le globe terrestre privé de son mouvement de rotation autour de lui-même.

On affirme que le principe d'inertie est vérifié dans ces deux référentiels dans le cadre des mouvements décrits ci-dessus.

Tous les exemples de la vie courante montrés aux élèves devront présenter soit des corps de petites dimensions, soit des corps évoluant en translation.

On ne considère que le mouvement de translation de la Lune.

La notion de centre d'inertie et la possibilité de mouvements de rotation ne sont pas introduits.

L'énoncé du principe d'inertie proposé, très proche de la version historique, permet de s'affranchir de la définition d'un référentiel galiléen et de la notion de centre d'inertie.

Dans le cas de deux corps à répartition sphérique de masse, l'intensité de l'interaction gravitationnelle a pour expression $F = G.m.m'/d^2$, dans laquelle G est la constante de gravitation et d la distance entre les centres de ces corps. Cette force s'applique aux centres de chacun des corps. L'introduction de la force gravitationnelle pose le problème de l'action et de la réaction, ou mieux, de l'action réciproque. L'étude détaillée de ce point sera faite en première S.

En suivant l'évolution d'un projectile dans un référentiel terrestre par projection suivant la direction de la force et suivant la direction perpendiculaire, on constate :

- que la vitesse n'est pas modifiée dans la direction perpendiculaire (ce qui est conforme au principe d'inertie) ;
- que la vitesse est modifiée dans la direction de la force.

Ce résultat peut être extrapolé au cas d'un satellite en mouvement circulaire uniforme autour de la Terre : la force d'attraction gravitationnelle, radiale, ramène continuellement vers le centre la direction de son mouvement tandis qu'elle ne modifie pas la valeur de la vitesse, puisqu'elle est toujours perpendiculaire à la direction de celle-ci. Cela peut être facilement montré sur des enregistrements vidéo. Des logiciels de simulations montrent comment le mouvement d'un projectile dans un référentiel terrestre ou celui d'un satellite dans un référentiel géocentrique dépendent de leur vitesse de lancement. On pourra observer que, sous l'effet de la seule gravité (c'est-à-dire lorsque les frottements sont négligeables), le mouvement des corps est indépendant de leur masse (chute libre, mouvement des objets dans un satellite artificiel). L'enjeu théorique de cette constatation (identité entre la masse inerte et la masse pesante) ne peut être à l'évidence évoqué qu'en terminale S.

2 - Le temps

Objectifs

L'homme a toujours recherché à se repérer dans le temps. Les phénomènes astronomiques lui ont permis un premier repérage. Puis l'élaboration de dispositifs ingénieux et performants lui a permis d'accéder à des mesures de durée de plus en plus précises.

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>Sur quel principe repose la construction d'un calendrier ?</p>	<p>Utilisation d'un phénomène périodique.</p> <p>2.1 Phénomènes astronomiques : l'alternance des jours et des nuits, des phases de la lune, des saisons permettent de régler le rythme de la vie (jour, heure, mois, année).</p>	<p><i>Passer des années aux mois, aux jours, aux heures, aux secondes et réciproquement.</i></p> <p>Connaître les définitions de la période et de la fréquence d'un phénomène périodique.</p> <p>Savoir calculer la fréquence d'un phénomène à partir de sa période et réciproquement, et exprimer ces calculs avec les unités convenables.</p>
<p>Comment peut-on mesurer une durée ?</p> <p><i>Construction et étude d'une pendule simple*</i></p> <p><i>Utilisation d'un oscilloscope.</i></p> <p><i>ou d'un ordinateur interfacé.</i></p> <p><i>pour la mesure d'une durée*.</i></p> <p><i>Étude d'une clepsydre.</i></p> <p><i>Production et/ou étude d'un signal d'horloge.</i></p> <p>Comment une horloge fonctionne-t-elle ?</p> <p><i>Étude du signal quartz d'un réveil*.</i></p> <p><i>Étude d'une horloge avec dispositif à échappement.</i></p> <p>Étude de documents textuels et multimédias sur l'histoire de la mesure du temps : cadran solaire, gnomon, clepsydre, sablier...</p>	<p>2.2 Dispositifs construits par l'Homme.</p>	<p>Nommer et reconnaître quelques dispositifs mécaniques ou électriques permettant la mesure d'une durée : cadran solaire, clepsydre, horloge à balancier...</p> <p><i>Mesurer une durée :</i></p> <ul style="list-style-type: none"> - <i>mettre en œuvre une technique de mesure utilisée en TP</i> - <i>garder un nombre de chiffres significatifs en adéquation avec la précision de la mesure</i> - <i>exprimer le résultat avec une unité adaptée</i>

* Les activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication sont repérées par un astérisque.

Commentaires

On insiste sur le fait que la détermination d'un étalon de durée nécessite la recherche d'un phénomène périodique. L'enseignant peut s'appuyer sur des travaux de recherches documentaires effectués avec les élèves. Aborder les difficultés rencontrées par les hommes au cours de l'histoire pour inventer des dispositifs de mesure du temps peut illustrer l'aventure humaine que constitue l'élaboration des sciences et des techniques.

Concernant les exemples d'horloges, on se limite à des descriptions sommaires et variées d'horloges mécaniques, électriques ou à quartz en montrant à chaque fois la présence d'un oscillateur sans toutefois entrer dans le détail de fonctionnement de ce dernier.

Peu de nouvelles notions sont introduites dans cette partie. Il est souhaitable de réinvestir les notions étudiées dans les parties précédentes en faisant intervenir temps, distances, mouvements et forces.

III - L'air qui nous entoure (3 TP, 6 heures en classe entière)

Objectifs

Pour illustrer l'existence de plusieurs niveaux d'appréhension du monde naturel, le macroscopique et le microscopique, on étudie le comportement d'un fluide gazeux : l'air qui nous entoure.

On y apprend comment on peut modéliser le comportement de cette matière gazeuse dont la nature microscopique n'est pas aisément perceptible ; on met d'abord en évidence l'agitation moléculaire puis, comme il est impossible de connaître le mouvement précis des molécules, on introduit les grandeurs macroscopiques qui vont permettre de rendre compte de l'état d'un gaz. Les instruments de mesures qui permettent d'évaluer ces grandeurs sont introduits au cours des activités expérimentales.

La description de phénomènes physiques liés à l'état thermique d'un corps, dans l'intention de montrer le principe du repérage d'une température, permet d'introduire sans dogmatisme la notion de température absolue : c'est l'état thermique d'une quantité donnée de gaz à faible pression qui permet de définir l'échelle Kelvin.

L'équation d'état du modèle du gaz parfait vient finaliser cette partie.

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>Comment expliquer que deux gaz finissent toujours par se mélanger ? <i>Observation du mouvement brownien.</i> De quels paramètres la pression d'un gaz dépend-elle ? <i>Mise en œuvre de situations expérimentales simples permettant l'identification et la mesure des grandeurs macroscopiques décrivant l'état d'un gaz : mise en évidence de l'influence des paramètres V, n, T sur la pression d'un gaz*.</i> Quels phénomènes peuvent fournir des renseignements objectifs sur l'état thermique d'un corps ? <i>Mise en œuvre de situations expérimentales permettant de montrer des phénomènes physiques dépendant de l'état thermique d'un corps.</i></p> <p>Utilisation de logiciels de simulation montrant l'agitation moléculaire*. <i>Etude quantitative du comportement d'une quantité donnée de gaz à température constante* : loi de Mariotte.</i></p> <p>Comment interpréter les observations suivantes : - pourquoi un ballon de foot devient-il plus dur quand on le gonfle ?, - pourquoi la soupape d'une cocotte-minute se met-elle à tourner ? - que se passe-t-il dans l'expérience du jet d'eau ? ...</p>	<p>1. Du macroscopique au microscopique 1.1 Description d'un gaz à l'échelle microscopique. 1.2 Nécessité de décrire l'état gazeux par des grandeurs physiques macroscopiques 1.2.1 Notion de pression - force pressante exercée sur une surface, perpendiculairement à cette surface . - définition de la pression exercée sur une paroi par la relation $P=F/S$. - instrument de mesure de la pression : le manomètre. - unités de pression. - mise en évidence et origine de la pression dans un gaz ; interprétation microscopique. 1.2.2. Notion d'état thermique De nombreux phénomènes physiques peuvent renseigner sur l'état thermique d'un corps comme : la dilatation des liquides, la dilatation des gaz, la variation de la résistance électrique, l'émission de rayonnement (cf. Messages de la lumière) ... La mesure d'une température implique l'équilibre thermique de deux corps en contact.</p> <p>2. Lien entre agitation thermique et température : équation d'état des gaz parfaits - l'agitation des molécules constituant un gaz à faible pression caractérise son état thermique et peut être utilisée pour définir sa température. - tous les gaz permettent de définir la même échelle de température, dite échelle Kelvin. - l'absence d'agitation thermique correspond au zéro absolu. - unité de température absolue : le Kelvin. - la température θ en degré Celsius est déduite de la température absolue T</p>	<p>Savoir que la matière est constituée de molécules en mouvement. Savoir que l'état d'un gaz peut être décrit par des grandeurs macroscopiques comme : • sa température • son volume • la quantité de matière du gaz • sa pression Utiliser la relation $P=F/S$. Connaître l'unité légale de pression. Savoir interpréter la force pressante sur une paroi par un modèle microscopique de la matière. Donner quelques exemples de propriétés physiques qui dépendent de l'état thermique d'un corps. <i>Savoir mesurer une pression et une température :</i> - utiliser un manomètre adapté à la mesure* - utiliser un thermomètre adapté à la mesure* - garder un nombre de chiffres significatifs en adéquation avec la précision de la mesure - exprimer le résultat avec une unité correcte</p> <p>Savoir que, à une pression donnée et dans un état thermique donné, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz. Savoir que l'équation d'état $PV=nRT$ définit le modèle de comportement du gaz "parfait". Savoir utiliser la relation : $\theta (^{\circ}C) = T(K) - 273,15$ et $T(K) = \theta (^{\circ}C) + 273,15$ Savoir que dans les conditions habituelles de température et de pression l'air de la salle de classe peut être assimilé à un gaz parfait. Savoir utiliser la relation $PV = nRT$</p>

* Les activités pouvant mettre en jeu les technologies de l'information et de la communication sont repérées par un astérisque.

Commentaires :

Les logiciels de simulation sont d'une aide précieuse pour permettre aux élèves de se construire une représentation du modèle microscopique. On peut signaler que la vitesse moyenne d'une molécule de dioxygène ou de diazote de la salle de classe est d'environ 500 m/s. Si l'enseignant souhaite faire observer le mouvement brownien (dans un gaz ou dans un liquide), l'idée que cette vitesse moyenne diminue lorsque la masse augmente peut être évoquée. En effet, les particules de poussières qui sont "géantes" et très lourdes comparées aux molécules de l'air se déplacent beaucoup moins vite. C'est ce qui permet l'observation du mouvement brownien dans le champ d'un microscope.

Dans un souci de familiarisation avec le matériel, on confronte tout d'abord l'élève à des situations expérimentales où sont mises en œuvre des mesures de volume, de température et de pression.

Le professeur choisit des situations où l'identification et, éventuellement, la mesure des grandeurs qui évoluent au cours de l'expérience peuvent se faire sans équivoque ; il s'agit de sensibiliser les élèves à l'interdépendance des quatre variables d'état.

On doit signaler que le calcul de la quantité de matière contenue dans un mélange gazeux (tel que l'air) n'est possible que si on en connaît l'exacte composition.

La description expérimentale de phénomènes physiques dépendant de l'état thermique d'un corps doit rester simple et ne déboucher sur aucun formalisme. On explique à cette occasion pourquoi les sensations thermiques humaines ne sont pas fiables pour mesurer une température.

Il est important de faire comprendre aux élèves que l'échelle de température absolue est actuellement l'échelle de référence dont sont déduites d'autres échelles d'utilisation courante souvent bien plus commodes.

On signale, à l'attention du professeur, que depuis 1968, l'échelle Celsius est définie internationalement à partir de l'échelle de température absolue (ou thermodynamique) par la relation $\theta(^{\circ}\text{C}) = T(\text{K}) - 273,15$; le degré Celsius est donc égal au Kelvin et les deux échelles ne diffèrent l'une de l'autre que par une simple translation. Il découle de sa "nouvelle" définition que l'échelle Celsius n'est pas a priori une échelle centésimale et, du reste, elle ne l'est pas exactement (à l'échelle d'une précision du centième de degré).

La dernière partie, dont le contenu se résume à l'équation d'état des gaz parfaits, est entièrement enseignée à travers des activités expérimentales comme :

- des expériences quantitatives dont l'enjeu est de comparer le comportement d'un gaz du laboratoire avec le modèle du gaz dit "parfait" ;
- des "situations-problème" empruntées à la vie courante ou montrant des expériences de laboratoire, dont l'enjeu est l'exercice de la démarche scientifique. Les élèves doivent utiliser les outils de résolution comme le modèle du gaz parfait et l'origine de la force pressante pour parvenir à interpréter les situations observées.