



COURS PI

☆ *L'école sur-mesure* ☆

de la Maternelle au Bac, Établissement d'enseignement privé à distance, déclaré auprès du Rectorat de Paris

Terminale - Module 5 - Echanges d'énergies

Physique-Chimie

v.5.1



- ✓ **Guide de méthodologie**
pour appréhender notre pédagogie
- ✓ **Leçons détaillées**
pour apprendre les notions en jeu
- ✓ **Exemples et illustrations**
pour comprendre par soi-même
- ✓ **Prolongement numérique**
pour être acteur et aller + loin
- ✓ **Exercices d'application**
pour s'entraîner encore et encore
- ✓ **Corrigés des exercices**
pour vérifier ses acquis

www.cours-pi.com

Paris & Montpellier



EN ROUTE VERS LE BACCALAURÉAT

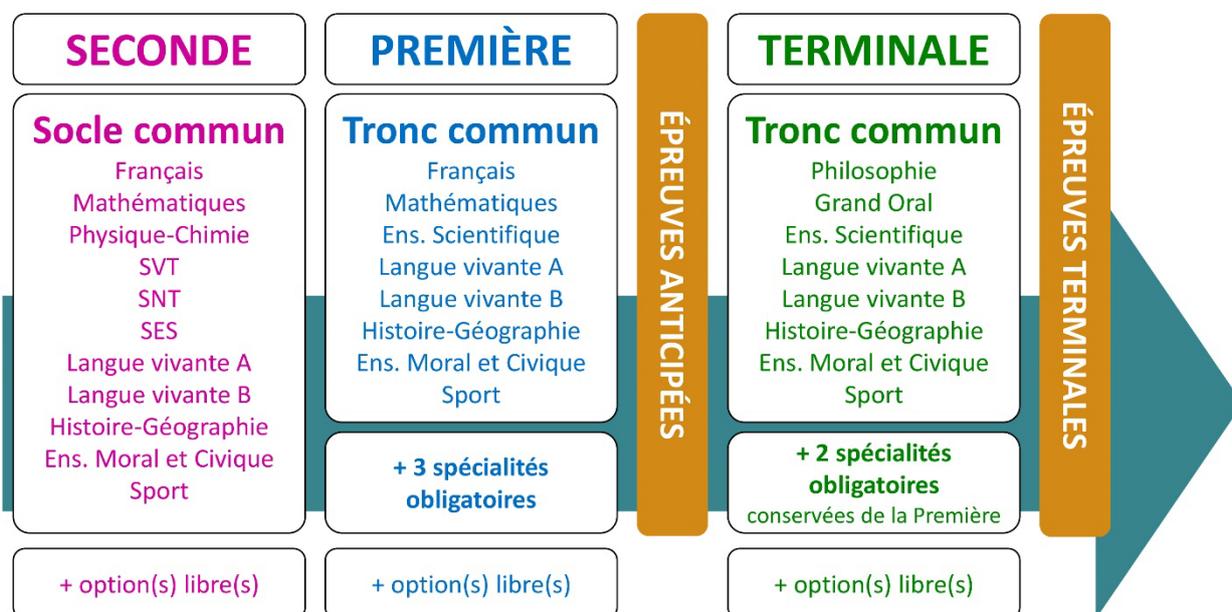
Comme vous le savez, la **réforme du Baccalauréat** est entrée en vigueur progressivement jusqu'à l'année 2021, date de délivrance des premiers diplômes de la nouvelle formule.

Dans le cadre de ce nouveau Baccalauréat, **notre Etablissement**, toujours attentif aux conséquences des réformes pour les élèves, s'est emparé de la question avec force **énergie** et **conviction** pendant plusieurs mois, animé par le souci constant de la réussite de nos lycéens dans leurs apprentissages d'une part, et par la **pérennité** de leur parcours d'autre part. Notre Etablissement a questionné la réforme, mobilisé l'ensemble de son atelier pédagogique, et déployé tout **son savoir-faire** afin de vous proposer un enseignement tourné continuellement vers l'**excellence**, ainsi qu'une scolarité tournée vers la **réussite**.

- Les **Cours Pi** s'engagent pour faire du parcours de chacun de ses élèves un **tremplin vers l'avenir**.
- Les **Cours Pi** s'engagent pour ne pas faire de ce nouveau Bac un diplôme au rabais.
- Les **Cours Pi** vous offrent **écoute** et **conseil** pour coconstruire une **scolarité sur-mesure**.

LE BAC DANS LES GRANDES LIGNES

Ce nouveau Lycée, c'est un enseignement à la carte organisé à partir d'un large tronc commun en classe de Seconde et évoluant vers un parcours des plus spécialisés année après année.



CE QUI A CHANGÉ

- Il n'y a plus de séries à proprement parler.
- Les élèves choisissent des spécialités : trois disciplines en classe de Première ; puis n'en conservent que deux en Terminale.
- Une nouvelle épreuve en fin de Terminale : le Grand Oral.
- Pour les lycéens en présentiel l'examen est un mix de contrôle continu et d'examen final laissant envisager un diplôme à plusieurs vitesses.
- Pour nos élèves, qui passeront les épreuves sur table, le Baccalauréat conserve sa valeur.

CE QUI N'A PAS CHANGÉ

- Le Bac reste un examen accessible aux candidats libres avec examen final.
- Le système actuel de mentions est maintenu.
- Les épreuves anticipées de français, écrit et oral, tout comme celle de spécialité abandonnée se dérouleront comme aujourd'hui en fin de Première.



A l'occasion de la réforme du Lycée, nos manuels ont été retravaillés dans notre atelier pédagogique pour un accompagnement optimal à la compréhension. Sur la base des programmes officiels, nous avons choisi de créer de nombreuses rubriques :

- **Suggestions de lecture** pour s'ouvrir à la découverte de livres de choix sur la matière ou le sujet
- **Réfléchissons ensemble** pour guider l'élève dans la réflexion
- **L'essentiel et le temps du bilan** pour souligner les points de cours à mémoriser au cours de l'année
- **À vous de jouer** pour mettre en pratique le raisonnement vu dans le cours et s'accaparer les ressorts de l'analyse, de la logique, de l'argumentation, et de la justification
- **Pour aller plus loin** pour visionner des sites ou des documentaires ludiques de qualité
- Et enfin ... la rubrique **Les Clés du Bac by Cours Pi** qui vise à vous donner, et ce dès la seconde, toutes les cartes pour réussir votre examen : notions essentielles, méthodologie pas à pas, exercices types et fiches étape de résolution !

PHYSIQUE-CHIMIE TERMINALE

Module 5 – Échanges d'énergies

L'AUTEUR



Eric BLANQUIER

Docteur en physique nucléaire théorique, expert de l'enseignement des sciences-physiques, monsieur Blanquier privilégie l'accompagnement de l'élève à la compréhension des notions en parallèle de leurs usages dans le monde contemporain de l'ingénierie.

PRÉSENTATION

Ce **cours** est divisé en chapitres, chacun comprenant :

- Le **cours**, conforme aux programmes de l'Education Nationale
- Des **exercices d'application et d'entraînement**
- Les **corrigés** de ces exercices
- Des **devoirs** soumis à correction (et **se trouvant hors manuel**). Votre professeur vous renverra le corrigé-type de chaque devoir après correction de ce dernier.

Pour une manipulation plus facile, les corrigés-types des exercices d'application et d'entraînement sont regroupés en fin de manuel.

CONSEILS A L'ÉLÈVE

Vous disposez d'un support de Cours complet : **prenez le temps** de bien le lire, de le comprendre mais surtout de **assimiler**. Vous disposez pour cela d'exemples donnés dans le cours et d'exercices types corrigés. Vous pouvez rester un peu plus longtemps sur une unité mais travaillez régulièrement.

LES FOURNITURES

Vous devez posséder :

- une **calculatrice graphique pour l'enseignement scientifique au Lycée comportant un mode examen (requis pour l'épreuve du baccalauréat)**.
- un **tableur** comme Excel de Microsoft (payant) ou Calc d'Open Office (gratuit et à télécharger sur <http://fr.openoffice.org/>). En effet, certains exercices seront faits de préférence en utilisant un de ces logiciels, mais vous pourrez également utiliser la calculatrice).

LES DEVOIRS

Les devoirs constituent le moyen d'évaluer l'acquisition de **vos savoirs** (« Ai-je assimilé les notions correspondantes ? ») et de **vos savoir-faire** (« Est-ce que je sais expliquer, justifier, conclure ? »).

Placés à des endroits clés des apprentissages, ils permettent la vérification de la bonne assimilation des enseignements.

Aux *Cours Pi*, vous serez accompagnés par un **professeur selon chaque matière** tout au long de votre année d'étude. Référez-vous à votre « Carnet de Route » pour l'identifier et découvrir son parcours.

Avant de vous lancer dans un devoir, assurez-vous d'avoir **bien compris les consignes**.

Si vous repérez des difficultés lors de sa réalisation, n'hésitez pas à le mettre de côté et à revenir sur les leçons posant problème. **Le devoir n'est pas un examen**, il a pour objectif de s'assurer que, même quelques jours ou semaines après son étude, une notion est toujours comprise.

Aux Cours Pi, chaque élève travaille à son rythme, parce que chaque élève est différent et que ce mode d'enseignement permet le « sur-mesure ».

Nous vous engageons à respecter le moment indiqué pour faire les devoirs. Vous les identifierez par le bandeau suivant :



Vous pouvez maintenant
faire et envoyer le **devoir n°1**



Il est **important de tenir compte des remarques, appréciations et conseils du professeur-correcteur**. Pour cela, il est **très important d'envoyer les devoirs au fur et à mesure** et non groupés. **C'est ainsi que vous progresserez !**

Donc, dès qu'un devoir est rédigé, envoyez-le aux *Cours Pi* par le biais que vous avez choisi :

- 1) Par **soumission en ligne** via votre espace personnel sur **PoulPi**, pour un envoi **gratuit, sécurisé** et plus **rapide**.
- 2) Par **voie postale** à *Cours Pi*, 9 rue Rebuffy, 34 000 Montpellier
*Vous prendrez alors soin de joindre une **grande enveloppe libellée à vos nom et adresse, et affranchie au tarif en vigueur** pour qu'il vous soit retourné par votre professeur*

N.B. : quel que soit le mode d'envoi choisi, vous veillerez à **toujours joindre l'énoncé du devoir** ; plusieurs énoncés étant disponibles pour le même devoir.

N.B. : si vous avez opté pour un envoi par voie postale et que vous avez à disposition un scanner, nous vous engageons à conserver une copie numérique du devoir envoyé. Les pertes de courrier par la Poste française sont très rares, mais sont toujours source de grand mécontentement pour l'élève voulant constater les fruits de son travail.

VOTRE RESPONSABLE PÉDAGOGIQUE

Professeur des écoles, professeur de français, professeur de maths, professeur de langues : notre Direction Pédagogique est constituée de spécialistes capables de dissiper toute incompréhension.

Au-delà de cet accompagnement ponctuel, notre Etablissement a positionné ses Responsables pédagogiques comme des « super profs » capables de co-construire avec vous une scolarité sur-mesure. En somme, le Responsable pédagogique est votre premier point de contact identifié, à même de vous guider et de répondre à vos différents questionnements.

Votre Responsable pédagogique est la personne en charge du suivi de la scolarité des élèves. Il est tout naturellement votre premier référent : une question, un doute, une incompréhension ? Votre Responsable pédagogique est là pour vous écouter et vous orienter. Autant que nécessaire et sans aucun surcoût.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Du **lundi** au **vendredi** : horaires disponibles sur votre carnet de route et sur PoulPi.

QUEL
EST
SON
RÔLE ?

Orienter les parents et les élèves.
Proposer la mise en place d'un accompagnement individualisé de l'élève.
Faire évoluer les outils pédagogiques.
Encadrer et **coordonner** les différents professeurs.

VOS PROFESSEURS CORRECTEURS

Notre Etablissement a choisi de s'entourer de professeurs diplômés et expérimentés, parce qu'eux seuls ont une parfaite connaissance de ce qu'est un élève et parce qu'eux seuls maîtrisent les attendus de leur discipline. En lien direct avec votre Responsable pédagogique, ils prendront en compte les spécificités de l'élève dans leur correction. Volontairement bienveillants, leur correction sera néanmoins juste, pour mieux progresser.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Une question sur sa correction ?

- faites un mail ou téléphonez à votre correcteur et demandez-lui d'être recontacté en lui laissant **un message avec votre nom, celui de votre enfant et votre numéro.**
- autrement pour une réponse en temps réel, appelez votre Responsable pédagogique.

LE BUREAU DE LA SCOLARITÉ

Placé sous la direction d'Elena COZZANI, le Bureau de la Scolarité vous orientera et vous guidera dans vos démarches administratives. En connaissance parfaite du fonctionnement de l'Etablissement, ces référents administratifs sauront solutionner vos problématiques et, au besoin, vous rediriger vers le bon interlocuteur.

QUAND
PUIS-JE
LE
JOINDRE ?

Du **lundi** au **vendredi** : horaires disponibles sur votre carnet de route et sur PoulPi.
04.67.34.03.00
scolarite@cours-pi.com



LE SOMMAIRE

Physique-Chimie - Module 5 - Echanges d'énergies

CHAPITRE 1. Description d'un système thermodynamique : modèle du gaz parfait..... 3

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Introduire la loi des gaz parfaits.
- Comprendre, via cette loi, le lien entre le microscopique et le macroscopique.
- Relier qualitativement les des grandeurs macroscopiques mesurées aux propriétés du système à l'échelle microscopique.
- Exploiter l'équation d'état du gaz parfait pour décrire le comportement d'un gaz.
- Identifier quelques limites du modèle du gaz parfait.

Première approche	4
1. Modèle du gaz parfait	7
2. Équation d'état du gaz parfait.....	8
3. Masse volumique, température thermodynamique, pression	9
Le temps du bilan	10
Exercices.....	11

CHAPITRE 2. Le premier principe de la thermodynamique..... 21

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Citer les différentes contributions microscopiques à l'énergie interne d'un système.
- Prévoir le sens d'un transfert thermique.
- Distinguer, dans un bilan d'énergie, le terme correspondant à la variation de l'énergie du système des termes correspondant à des transferts d'énergie entre le système et l'extérieur.
- Exploiter l'expression de la variation d'énergie interne d'un système incompressible en fonction de sa capacité thermique et de la variation de sa température pour effectuer un bilan énergétique.

Première approche	22
1. Énergie interne d'un système. Aspects microscopiques	25
2. Transfert thermique, travail.....	27
3. Capacité thermique d'un système incompressible. Energie interne d'un système incompressible	29
Le temps du bilan	32
Exercices.....	33

CHAPITRE 3. Les trois modes de transfert thermique 43

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Caractériser qualitativement les trois modes de transfert thermique : conduction, convection, rayonnement.
- Exploiter la relation entre flux thermique, résistance thermique et écart de température, l'expression de la résistance thermique étant donnée.
- Effectuer un bilan quantitatif d'énergie pour estimer la température terrestre moyenne, la loi de Stefan-Boltzmann étant donnée.
- Discuter qualitativement de l'influence de l'albédo et de l'effet de serre sur la température terrestre moyenne.
- Effectuer un bilan d'énergie pour un système incompressible échangeant de l'énergie par un transfert thermique modélisé à l'aide de la loi de Newton fournie.
- Etablir l'expression de la température du système en fonction du temps.

Première approche	44
1. Modes de transfert thermique.....	46
2. Flux thermique. Résistance thermique	48
3. Bilan thermique du système Terre-atmosphère. Effet de serre.....	50
4. Loi phénoménologique de Newton, modélisation de l'évolution de la température d'un système au contact d'un thermostat.	52
Le temps du bilan	53
Exercices.....	56
Les Clés du Bac : La thermodynamique	69

CHAPITRE 4. La radioactivité 73

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Déterminer, à partir d'un diagramme (N, Z), les isotopes radioactifs d'un élément.
- Utiliser des données et des lois de conservation pour écrire l'équation d'une réaction nucléaire et identifier le type de radioactivité.
- Etablir l'expression de l'évolution temporelle de la population de noyaux radioactifs.
- Exploiter la loi et une courbe de décroissance radioactive.
- Expliquer le principe de la datation à l'aide de noyaux radioactifs et dater un événement.
- Citer quelques applications de la radioactivité dans le domaine médical.
- Citer des méthodes de protection contre les rayonnements ionisants et des facteurs d'influence de ces protections.

Première approche	74
1. Stabilité et instabilité des noyaux : diagramme (N,Z), radioactivités α et β , équation d'une réaction nucléaire, lois de conservation	77
2. Évolution temporelle d'une population de noyaux radioactifs ; constante radioactive ; loi de décroissance radioactive ; temps de demi-vie ; activité	80
3. Radioactivité naturelle, applications à la datation	83
4. Applications dans le domaine médical, protection contre les rayonnements ionisants.....	85
Le temps du bilan	87
Exercices.....	88
Les Clés du Bac : La radioactivité.....	101

CORRIGÉS à vous de jouer et exercices 105



SUGGESTIONS CULTURELLES

ESSAIS

- **Une histoire de la physique et de la chimie** *Jean Rosmorduc*
- **Des chimistes de A à Z** *Eric Brown*
- **Une histoire de tout, ou presque...** *Bill Bryson*
- **Les forces de la nature** *Paul Davies*
- **La structure des révolutions scientifiques** *Thomas Khun*

PHILOSOPHIE DES SCIENCES

- **La nature des choses** *Lucrèce*
- **Penseurs grecs avant Socrate** *Jean Voilquin*
- **Discours de la méthode** *René Descartes*
- **Préface pour un traité du vide** *Blaise Pascal*
- **La science et l'hypothèse** *Henri Poincaré*
- **La valeur de la science** *Henri Poincaré*
- **Comment je vois le monde** *Albert Einstein*
- **Le nouvel esprit scientifique** *Gaston Bachelard*
- **La nature dans la physique contemporaine** *Werner Heisenberg*
- **Le Nouvel esprit scientifique** *Gaston Bachelard*

BANDES-DESSINÉES

- **La physique en BD** *Larry Gonick*
- **La chimie en BD** *Larry Gonick*

DOCUMENTAIRES AUDIOVISUELS

- **Les secrets de la matière (3 épisodes)** *Jim Al-Khalili*
- **L'histoire de l'électricité (3 épisodes)** *Jim Al-Khalili*

PODCASTS

- **Les podcasts du CEA** www.cea.fr
- **La méthode scientifique** *France Culture*

CHAÎNES YOUTUBE

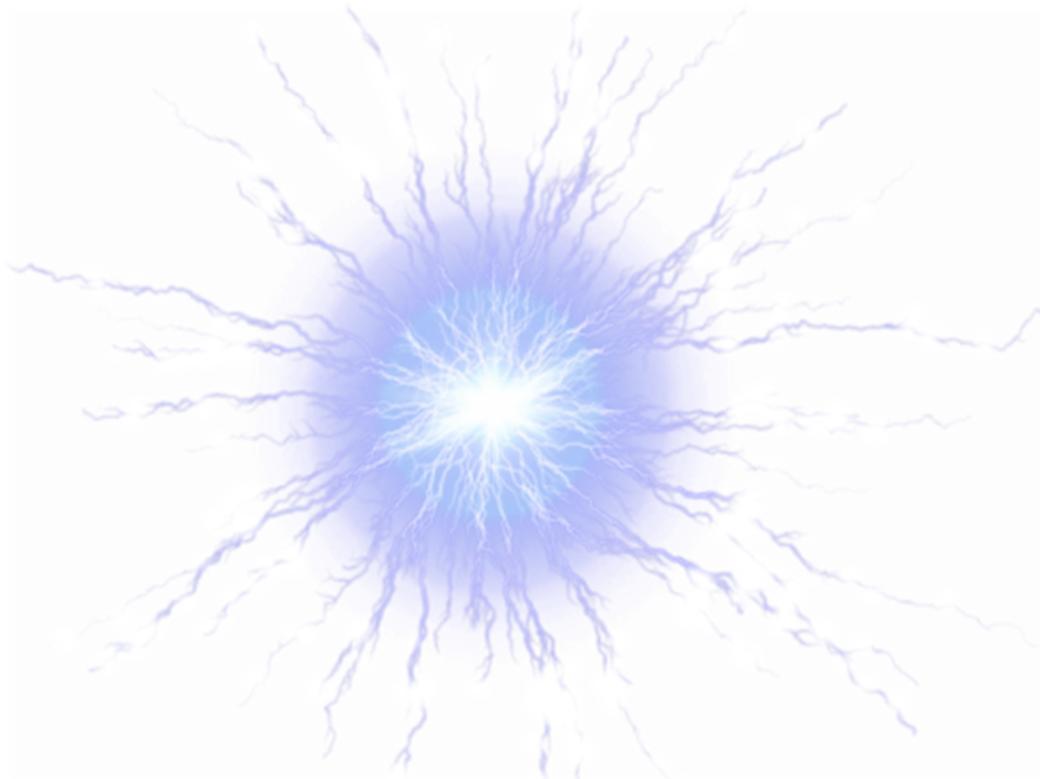
- **E-penser**
- **Dr Nozman**
- **Le blob, l'extra-média**
- **ScienceEtonnante**
- **ScienceClic**



INTRODUCTION

La physique se subdivise en plusieurs branches, selon les phénomènes étudiés. Lorsque l'on s'intéresse aux notions de travail, de chaleur, et d'énergie, c'est alors le domaine de la thermodynamique. Cette branche est en fait à cheval entre la physique (énergie...) et de la chimie (réactions chimiques...). Dans la vie de tous les jours, elle est particulièrement pertinente en thermique (étude de l'isolation thermique des habitations...). Cela peut concerner par exemple le fonctionnement d'un réfrigérateur, d'une climatisation, etc.

La grande majorité de ce module va s'attacher à donner quelques notions de thermodynamique. Nous verrons ainsi le modèle du gaz parfait, puis le premier principe de la thermodynamique, et enfin les trois modes de transfert thermique. Ensuite, nous aborderons une forme d'échange d'énergie se produisant à l'échelle de l'infiniment petit : il s'agit de la radioactivité.



DESCRIPTION D'UN SYSTÈME THERMODYNAMIQUE : EXEMPLE DU MODÈLE DU GAZ PARFAIT



Un gaz est composé de molécules, ou éventuellement d'atomes dans le cas d'un gaz monoatomique. Par les lois de la mécanique, on peut modéliser comment ces molécules se déplacent, interagissent par chocs, entre elles et avec les parois d'un obstacle. Toutefois, même un petit échantillon de gaz contient un très grand nombre d'entités. En conséquence, il paraît impossible de connaître à chaque instant la position et la vitesse de chaque molécule. En plus, cela ne nous servirait pas vraiment : connaître avec précision chaque molécule ne nous renseignerait pas sur le comportement global du gaz. Cette remarque est particulièrement pertinente en thermodynamique, où l'on cherchera ainsi des grandeurs physiques pertinentes afin de rendre compte du comportement du gaz.

Dans le cadre de ce chapitre, nous nous focalisons sur les gaz parfaits. Nous étudierons ainsi la loi associée, ainsi que les grandeurs qui interviennent. Nous insisterons au passage sur la signification macroscopique de certaines de ces grandeurs, mais aussi au niveau microscopique. Nous verrons également la portée de la loi des gaz parfaits, en expliquant dans quels cas elle peut s'appliquer ou pas.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Introduire la loi des gaz parfaits.
- Comprendre, via cette loi, le lien entre le microscopique et le macroscopique.
- Relier qualitativement les des grandeurs macroscopiques mesurées aux propriétés du système à l'échelle microscopique.
- Exploiter l'équation d'état du gaz parfait pour décrire le comportement d'un gaz.
- Identifier quelques limites du modèle du gaz parfait.

Q PRÉ-REQUIS

- Il est conseillé de maîtriser des notions de chimie vues lors des années précédentes, comme la mole, etc. ainsi que les formules associées.



Première approche

Commençons ce chapitre en images !

Regardez les vidéos suivantes et répondez aux questions relatives :

Compressibilité des gaz



Compressibilité des gaz

www.youtube.com/watch?v=7h21sSumMVC

1. Quelle conclusion peut-on tirer des expériences réalisées ?

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

Regardez maintenant :

La loi de Gay-Lussac

(Relation température/pression)



Chimie: La loi de Gay-Lussac (relation température/pression)

www.youtube.com/watch?v=TzSwb37AB6A

La loi de Charles

(Relation température/volume)



Chimie: La loi de Charles (relation température / volume)

www.youtube.com/watch?v=VUpL8yuc-CA

La loi de Boyle-Mariotte

(Relation pression/volume) -



Chimie: La loi de Boyle-Mariotte (relation pression/volume)

www.youtube.com/watch?v=_GeAqHdczgg



DESCRIPTION D'UN SYSTÈME THERMODYNAMIQUE : MODÈLE DU GAZ PARFAIT

Modèle du gaz parfait

Il existe plusieurs états de la matière : solide, liquide, gaz, plasma. Dans un solide, les entités (atomes/molécules) sont liées entre elles par des liaisons qui restent stables au cours du temps. Pour les atomes, on pense aux liaisons chimiques (échanges d'électrons) comme les liaisons covalentes, ioniques (sel de cuisine), ou les liaisons métalliques liant entre eux les atomes d'un métal. Pour les molécules, on a les liaisons intermoléculaires comme les liaisons hydrogène (glace d'eau), ou les liaisons de Van der Waals comme par exemple pour les molécules de CO_2 liées entre elles dans la neige carbonique. Pour un liquide, les liaisons entre entités se font et se défont sans cesse. Par exemple pour l'eau liquide, ces liaisons sont les liaisons hydrogène. Pour un plasma, les entités sont ionisées. Dans un gaz, les entités sont neutres électriquement et sont beaucoup plus libres de se mouvoir que dans les états solides ou liquides.

On appelle **gaz parfait** un modèle visant à décrire des gaz pour lesquels :

- Il n'y a pas d'interaction (liaison...) à distance entre les entités. Les seules interactions possibles sont les chocs lorsqu'elles se rencontrent.
- Les entités sont supposées ponctuelles. Autrement dit, le volume des entités est supposé être assez faible pour être négligeable.

La plupart des gaz que nous manipulons en chimie, ou même dans la vie de tous les jours (l'air notamment) peuvent être assimilés à des gaz parfaits. C'est ainsi le cas pour beaucoup de gaz à basse pression.

Il est intéressant de remarquer que si un gaz peut être considéré comme parfait, alors sa nature n'entrera pas en ligne de compte pour les calculs. En d'autres termes, le diazote et le dioxygène auront par exemple le même comportement vis-à-vis des formules que nous verrons dans ce chapitre.

REMARQUES (NON EXIGIBLE) :

Le modèle des gaz parfaits résulte en fait de différentes formules établies par divers scientifiques. Plus précisément, un gaz parfait vérifie les lois suivantes :

- **Loi de Boyle-Mariotte** : le produit de la pression par le volume d'un gaz parfait est constant à température constante : $P V = cste$.
- **Loi d'Avogadro** : pour une pression et une température donnée, une mole de gaz parfait occupe un volume molaire V_m **constant** quel que soit le gaz parfait considéré.
- **Loi de Charles** : pour une pression fixée, le rapport du volume d'un gaz parfait par sa température est constant : $\frac{V}{T} = cste$.
- **Loi de Gay-Lussac** : pour un volume donné, le rapport de la pression d'un gaz parfait par sa température est constant : $\frac{P}{T} = cste$.

La loi des gaz parfaits que nous allons voir lors du prochain paragraphe peut être vue comme une mise en commun de ces lois, dans le sens où la formule que nous allons voir satisfait chacune de ces lois.

Par contre, à des pressions élevées, les interactions à distance (liaisons de Van der Waals) et le volume de chaque entité ne peuvent plus être négligés. On doit alors faire appel à un modèle plus poussé, comme celui du gaz de Van der Waals.



DESCRIPTION D'UN SYSTÈME THERMODYNAMIQUE : MODÈLE DU GAZ PARFAIT

Équation d'état du gaz parfait

En thermodynamique, une équation d'état est une relation liant des grandeurs physiques (variables d'état) permettant de caractériser l'état du système. Pour les gaz parfaits, on parle de loi des gaz parfaits, que l'on écrit couramment comme :

$$P V = n R T$$

P est la pression en Pa, V le volume en m^3 , n la quantité de matière en moles, T la température en K et $R \approx 8,3145 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ la constante universelle des gaz parfaits.

On rappelle que pour convertir :

- Une température de $^{\circ}\text{C}$ en K, on **ajoute** 273,15.
- Une température de K en $^{\circ}\text{C}$, on **soustrait** 273,15.

REMARQUES :

- Il est intéressant de noter que la loi des gaz parfaits est une sorte de synthèse des différentes lois qui ont été abordées plus haut dans ce chapitre.
- $R = k_B N_A$, où $k_B \approx 1,381 \times 10^{-23} \text{ J/K}$ est nommé constante de Boltzmann et $N_A \approx 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ est la constante d'Avogadro.
- Il existe d'autres écritures de la loi des gaz parfaits, que nous donnons ici à titre d'exemples :
 $P V = N k_B T$, où N est le nombre d'entités dans le gaz.
 $P = \rho r T$, où $\rho = \frac{m}{V}$ (en kg/m^3) est la masse volumique du gaz, et $r = \frac{R}{M}$ avec M (en kg/mol) la masse molaire du gaz.
- On appelle **volume molaire** V_m le volume occupé par une mole de gaz parfait. Dans les conditions normales de température et de pression (soit $T = 0,0 \text{ }^{\circ}\text{C} = 273,15 \text{ K}$ et $P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$), on a $V_m \approx 22,42 \text{ L/mol}$.



RÉFLÉCHISSONS ENSEMBLE

Quelle est la pression d'1,00 mol de gaz parfait à une température de 300 K contenu dans un récipient de 5,00 L ?

On prendra $R \approx 8,3145 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Solution :

A l'aide de la loi des gaz parfaits, on extrait P , ce qui donne :

$$P = \frac{n R T}{V}$$

Pour l'application numérique, on convertira bien entendu le volume en m^3 :

$$P \approx \frac{1,00 \times 8,3145 \times 300}{5,00 \times 10^{-3}} \approx 4,99 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Cela représente 4,99 bars.



DESCRIPTION D'UN SYSTÈME THERMODYNAMIQUE : MODÈLE DU GAZ PARFAIT

Masse volumique, température thermodynamique, pression.

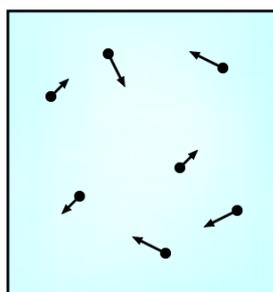
Pour conclure ce chapitre, intéressons-nous maintenant à trois grandeurs physiques qui interviennent dans les différentes écritures de la loi gaz parfaits que nous avons vues plus haut. D'emblée, il est important de préciser que ces grandeurs sont exprimées à l'équilibre, c'est-à-dire une fois que le système est stabilisé et que lesdites grandeurs n'évoluent plus dans le temps.

MASSE VOLUMIQUE

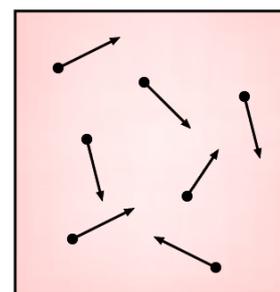
La masse volumique correspond au rapport de la masse par le volume. Pour un gaz donné, plus la masse volumique est grande, plus le gaz est concentré. Dans le cadre du modèle du gaz parfait, ledit gaz doit être assez dilué. Si cette condition n'est pas satisfaite, comme précisé plus haut, alors il n'est plus possible de négliger les interactions à distance entre entités, notamment par liaison de Van der Waals.

TEMPÉRATURE

A l'échelle microscopique, la température d'un gaz correspond à l'agitation des entités qui le composent. Autrement dit, plus la température est forte, plus la vitesse moyenne des entités est forte. Inversement, plus la température est basse, plus cette vitesse est réduite. Notons que toutes les entités n'ont pas la même vitesse. La température est ainsi assimilable à une moyenne. Rappelons que dans le cadre d'un gaz parfait, les entités n'interagissent pas entre elles à distance.



Température faible



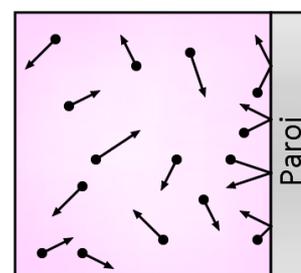
Température forte

(les flèches représentent les vecteurs vitesses)

A l'échelle macroscopique, pour un gaz parfait donné, il sera fréquent de considérer que la température est homogène à l'ensemble du gaz. On la mesure avec un thermomètre.

PRESSION

De par leur mouvement, les entités du gaz peuvent quelquefois entrer en collision les unes avec les autres, mais aussi entrer en collision avec les parois des obstacles, ce qui inclut le récipient qui contient éventuellement le gaz. Ainsi, à l'échelle microscopique, la pression correspond auxdits chocs des entités avec les parois. Une pression élevée correspondra ainsi à un grand nombre de chocs par unité de temps, et inversement.



Schématisation de la pression

A l'échelle macroscopique, la pression s'exerce sur toute la surface de la paroi en contact avec le gaz. On la mesure avec un manomètre.



LE TEMPS DU BILAN

- Le modèle du gaz parfait est un modèle permettant de décrire bon nombre de gaz à basse pression.
- En effet, au sein d'un gaz parfait, les entités qui le composent sont suffisamment diluées pour que l'on puisse négliger les interactions à distance entre elles.
- En outre, dans cette description, les entités sont supposées ponctuelles. Il en résulte que des gaz parfaits de natures différentes auront le même comportement.
- Dans la pratique, l'air à la pression atmosphérique peut être un exemple de gaz parfait.
- La loi des gaz parfaits s'écrit comme :

$$P V = n R T$$

- P est la pression en Pa, V le volume en m^3 , n la quantité de matière en moles, T la température en K et $R \approx 8,3145 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ la constante universelle des gaz parfaits.
- A l'échelle microscopique, la température d'un gaz est associée à l'agitation des particules composant ledit gaz. La pression rend compte des chocs exercés par ces particules sur les parois du récipient contenant le gaz.

EXERCICE

02

Volume molaire.

Donnée : $R \approx 8,3145 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

1. Rappelez la définition du volume molaire.

2. Pour une pression 101 325 Pa, estimez le volume molaire à une température de 0,00 °C (conditions normales de température et de pression) et de 20,0 °C. Commentez le résultat obtenu : était-il prévisible ?

3. Dans les conditions utilisées à la question 2., le volume molaire est-il le même pour le dioxygène, le diazote, le dioxyde de carbone ? Justifiez.

4. En déduire combien de moles de molécules contient $1,00 \text{ m}^3$ d'air à $20 \text{ }^\circ\text{C}$ et à une pression de 101325 Pa .

EXERCICE

03

Question de cours : température et pression.

1. Expliquez à quoi correspond la température d'un gaz à l'échelle microscopique.

2. Même question pour la pression.

2. Montrez que l'équation d'état de van der Waals permet de retrouver celle des gaz parfaits.

3. Indiquez les unités des termes utilisés dans l'équation d'état de van der Waals.

4. Recherchez sur internet ou dans la littérature la signification des termes ajoutés par van der Waals dans son équation par rapport à celle des gaz parfaits.

EXERCICE

06

Transformations d'un gaz parfait. (Préparatoire aux études supérieures)

On considère $n = 0,500$ mol de gaz parfait contenu dans un cylindre muni d'un piston. Initialement, le volume est de $V_1 = 10,0$ L et la pression de $P_1 = 1,20$ bar.

Constante des gaz parfaits : $R \approx 8,3145 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

1. Estimez la température T_1 de ce gaz.

A l'aide du piston, le gaz est alors comprimé de telle manière que sa température reste constante durant toute l'opération ($T_2 = T_1$). On appelle cela une compression isotherme. La compression cesse lorsque le volume vaut $V_2 = 2,00$ L. On note P_2 la pression finale.

2. A l'aide de la loi des gaz parfaits, établissez la relation $P_1 V_1 = P_2 V_2$. En déduire P_2 .

Maintenant, on refroidit le gaz de manière à l'amener à une température $T_3 = 270$ K, en conservant le volume constant ($V_3 = V_2$).

3. Etablissez alors la relation $\frac{P_3}{P_2} = \frac{T_3}{T_2}$, puis en déduire P_3 .

Pour terminer, on fixe la pression ($P_4 = P_3$), et l'on amène la température de T_3 à $T_4 = 340$ K.

4. Etablissez la relation $\frac{V_4}{V_3} = \frac{T_4}{T_3}$, et calculez V_4 .

LE PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE



Nous avons donné dans le chapitre précédent la description d'un gaz parfait. Nous avons à cette occasion, commencé à présenter la notion de température. Or, cela soulève quelques questions : qu'est-ce que la température de manière générale, et notamment à l'échelle microscopique, quelle est le lien entre la température et l'énergie d'un système, quels sont les échanges d'énergie possibles d'un système...

Ce chapitre a pour vocation de répondre à ces questions, en présentant le premier principe de la thermodynamique. Pour information, en mathématiques, on appelle postulat une proposition non démontrable qui sert à bâtir une théorie. En physique, l'équivalent est nommé « principe ». En conséquence, le premier principe de la thermodynamique est une loi qui sera admise et se fera pas l'objet d'une démonstration. Également pour information, il existe trois autres principes en thermodynamique (principe 0, 2^{ème} et 3^{ème}) vu dans le supérieur.

Q COMPÉTENCES VISÉES

- Citer les différentes contributions microscopiques à l'énergie interne d'un système.
- Prévoir le sens d'un transfert thermique.
- Distinguer, dans un bilan d'énergie, le terme correspondant à la variation de l'énergie du système des termes correspondant à des transferts d'énergie entre le système et l'extérieur.
- Exploiter l'expression de la variation d'énergie interne d'un système incompressible en fonction de sa capacité thermique et de la variation de sa température pour effectuer un bilan énergétique.

Q PRÉ-REQUIS

- Il est conseillé de maîtriser la notion d'énergie, car ce chapitre est justement axé sur les échanges d'énergie.

CORRECTION

1^{er} exercice :

1. Quand les frottements ne sont plus négligeables, alors l'énergie mécanique est progressivement transformée en chaleur, via le travail des forces de frottements (non conservatives). Ainsi, l'énergie mécanique diminue. Cet effet peut être voulu, par exemple pour les freins d'un véhicule : leur rôle est de convertir l'énergie cinétique du véhicule en chaleur, afin de le ralentir et éventuellement de le stopper.
2. Même si l'énergie mécanique diminue, l'énergie se conserve : elle change juste de forme. En effet, la chaleur produite par le travail des forces de frottements est une forme d'énergie. Dans le cas des freins d'un véhicule, on cherchera évidemment que cette chaleur soit évacuée hors du véhicule, afin que les freins ne chauffent pas trop, ce qui pourrait les endommager. Ainsi, lors d'un freinage, le véhicule perd de l'énergie, mais cette énergie est captée par son environnement.

Remarquons que dans notre exemple des freins, nous parlons des freins classiques (freins à disque, freins à tambour). Des véhicules électriques ont en effet la possibilité de récupérer une part de l'énergie lors d'un freinage (freinage régénératif), ce qui est utilisée pour recharger la batterie du véhicule.

2^{ème} exercice :

1. Un fluide caloporteur a pour vocation de transporter de la chaleur d'un endroit à un autre. Dans la pratique, le fluide est chauffé au niveau d'une source de chaleur. La température du fluide va donc augmenter. Ensuite, en se déplaçant, il va garder cette chaleur jusqu'à atteindre l'endroit voulu au niveau duquel le fluide va alors céder sa chaleur. Cette opération est quelquefois nécessaire quand la zone à chauffer et la source de chaleur ne peuvent pas être situées proches l'une de l'autre.

Comme exemple de fluide caloporteur, on peut citer l'eau. Elle intervient comme fluide caloporteur dans le cadre d'un chauffage central ou d'une centrale nucléaire pour véhiculer la chaleur du réacteur vers un échangeur de chaleur, lequel servira alors à faire bouillir de l'eau qui fera tourner une turbine...

2. De manière générale, il faut apporter énormément d'énergie à de la pierre pour élever sa température. La température reste plus basse à l'intérieur d'une grotte car la chaleur extérieure due à la saison chaude n'a pas le temps de se propager dans la pierre avant que l'hiver arrive...

Ce phénomène est particulièrement intéressant lorsqu'une température constante est souhaitée. C'est ainsi le principe d'une cave à vin servant à conserver cette boisson à une température plus fraîche et constante pour au long de l'année.

La pierre est également utilisée pour les saunas ou les pierrades : dans les deux cas la pierre est chauffée, puis conserve sa chaleur suffisamment longtemps pour ces deux applications. Dans le cas du sauna, on obtient de la vapeur en versant de l'eau sur la pierre chaude. Dans le deuxième cas, la pierre transmet sa chaleur à des aliments pour les faire cuire.



LE PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

Énergie interne d'un système. Aspects microscopiques.

Énergie mécanique (rappels)

L'énergie (en Joule) peut prendre différentes formes. En mécanique, pour un système donné, on peut faire appel à l'énergie mécanique, comme vu dans le module 1. Cette énergie est la somme de l'énergie cinétique et des énergies potentielles :

$$E_{\text{mécanique}} = E_{\text{cinétique}} + E_{\text{potentielles}}$$

Ces énergies sont macroscopiques. Pour rappel, l'énergie cinétique est liée à la masse m (en kg) et à la vitesse du système (en m/s) dans un référentiel donné par la relation $E_{\text{cinétique}} = \frac{1}{2} m v^2$. Pour les énergies potentielles, chacune est associée à une force conservative. Exemple : énergie potentielle de pesanteur $E_{pp} = m g z$ associée au poids, où g est l'accélération de la pesanteur (en m/s²) et z l'altitude (en m) par rapport à une origine.

Énergie totale et énergie interne

Dans la plupart des études énergétiques de mécanique, on considère que les forces non conservatives (frottements) ne travaillent pas, ce qui entraîne une conservation de l'énergie mécanique au cours du temps. Par contre, quand les frottements agissent, l'énergie mécanique est progressivement dissipée sous forme de chaleur... L'énergie du système n'est pas « détruite », mais convertie en une autre forme.

On définit alors l'énergie totale du système comme la somme de son énergie mécanique et de son énergie interne, que l'on note habituellement U :

$$E_{\text{totale}} = E_{\text{mécanique}} + U$$

L'énergie interne concerne toutes les formes d'énergie microscopiques du système, y compris l'agitation thermique (chaleur) des entités composant notre système, aussi des énergies potentielles microscopiques.

Agitation thermique

L'agitation thermique des entités (atomes/molécules) composant la matière correspond à une énergie cinétique microscopique de ces entités. Cette agitation est désordonnée.

- Pour un solide, comme par exemple un métal, cette agitation correspond aux vibrations des atomes. D'ailleurs, ces vibrations peuvent se transmettre de proche en proche d'un atome à l'autre, ce qui explique à l'échelle microscopique le phénomène de conduction thermique vu dans le chapitre suivant.
- Pour un liquide, comme par exemple l'eau, l'agitation thermique conduit, en plus de vibrations, à des mouvements désordonnés des molécules. Les liaisons intermoléculaires (liaison hydrogène pour l'eau) se font et se défont ainsi sans cesse.
- Pour un gaz (voir chapitre précédent), l'énergie cinétique des entités composant le gaz est directement reliée à l'agitation thermique. Dans le cas d'un gaz composé de molécules, l'agitation thermique se manifeste aussi par des vibrations et rotations au sein des dites molécules.

Bien évidemment, l'agitation thermique à l'échelle microscopique est évaluée à l'échelle macroscopique par la température. Un exercice que nous proposerons plus loin dans ce module propose d'ailleurs de découvrir une formule du supérieur faisant un lien entre la vitesse moyenne des entités d'un gaz et la température en Kelvin.

Énergies potentielles microscopiques.

En plus de leur énergie cinétique microscopique, les composants de la matière possèdent aussi des énergies potentielles microscopiques. Elles correspondent à des « réservoirs » d'énergie, liés notamment aux énergies chimiques (liaisons chimiques) et nucléaires (énergie de masse $E_m = m c^2$). Lors de réactions chimiques/nucléaires, les liaisons/noyaux sont modifiés, pouvant alors entraîner une modification de ces énergies potentielles microscopiques : de l'énergie thermique peut alors être absorbée (réaction endothermique) ou libérée (réaction exothermique).

D'autre part, un changement d'état physique, comme la fusion d'un solide, s'accompagne également d'une modification de la structure de la matière, et correspond également à une modification des énergies potentielles microscopiques.



RÉFLÉCHISSONS ENSEMBLE

Dans les situations suivantes, indiquez comment varie l'énergie mécanique et l'énergie interne du système étudié.

1. Bille roulant sans frottement sur un plan incliné.

2. Navette spatiale rentrant dans l'atmosphère.

3. Plat que l'on met à cuire au four.

Solution :

1. L'énergie mécanique est conservée, puisque les frottements sont négligés. L'énergie interne va également être conservée.
2. La navette perd de l'altitude, et de la vitesse sous l'effet des frottements de l'air : son énergie mécanique diminue. Par contre, son énergie interne augmente, car elle s'échauffe, particulièrement au niveau des boucliers thermiques.
3. Le plat, ne va bien sûr pas se déplacer durant sa cuisson... son énergie mécanique va rester constante. Par contre, la finalité étant de cuire l'aliment, son énergie interne va augmenter sous l'action du four.

02

LE PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

Transfert thermique, travail.

Par la suite, nous allons considérer que l'énergie mécanique du système étudié est constante. En d'autres termes, les variations de son énergie totale ΔE_{totale} ne pourront venir que des variations de son énergie interne ΔU . On supposera également que le système n'échange pas de matière avec son environnement, juste de l'énergie.

Premier principe de la thermodynamique

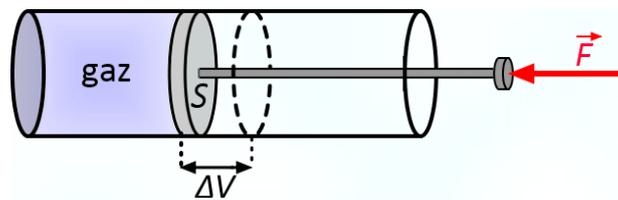
L'énergie interne U d'un système ne peut varier que de deux manières : par échange de travail W (en J), ou par échange de chaleur Q (en J), ou éventuellement les deux en même temps. On a donc :

$$\Delta U = W + Q$$

C'est l'écriture du premier principe de la thermodynamique. Par la suite, nous allons détailler en quoi peuvent consister ces échanges de travail et/ou d'énergie.

Échange de travail W

Un travail W correspond à un transfert d'énergie d'un système vers un autre, via l'application d'une force. Comme nous nous focalisons sur des systèmes dont l'énergie mécanique ne varie pas, cet échange de travail peut provoquer par exemple une déformation du système recevant ledit travail. C'est par exemple le cas avec un gaz contenu dans un cylindre fermé par un piston coulissant. L'application d'une force permet alors de comprimer le gaz.



REMARQUE (NON EXIGIBLE) :

Un gaz qui voit son volume varier d'un volume ΔV (en m^3) sous l'application d'une pression P (en Pa) résultant de la pression extérieure P_e (en Pa) et de l'application d'une force F (en N) sur un piston de section S (en m^2) reçoit un travail donné par la relation :

$$W = -P \Delta V, \text{ avec } P = P_e + \frac{F}{S}$$

De manière générale, on retiendra qu'un travail est un échange d'énergie « ordonné », par opposition au transfert de chaleur Q , la chaleur correspondant à une agitation désordonnée des particules composant le système. En conséquence, on peut aussi considérer un **travail électrique** W_E , par exemple lorsqu'un générateur électrique alimente un moteur, lequel le convertit alors en **travail mécanique**.

Échange de chaleur Q

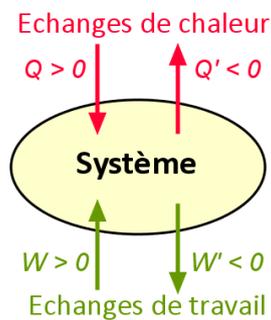
Q (en J) correspond à un transfert de chaleur. Lorsque deux systèmes sont en contact thermique, la chaleur va spontanément du chaud vers le froid. Comme nous l'avons vu, l'énergie thermique est associée à une agitation thermique désordonnée des entités formant le système. La chaleur est une forme d'énergie dite dégradée. Exemple : radiateur électrique.

Bilan énergétique et exemples

⇒ Pour établir le bilan énergétique d'un système, la première chose à faire est de définir le système étudié le plus précisément possible. On distingue trois types de systèmes thermodynamiques :

- **Système isolé.** Le système n'échange ni matière ni énergie avec son environnement. Exemple : calorimètre. Ce dernier peut permettre d'étudier un équilibre thermique.
- **Système fermé.** Le système n'échange que de l'énergie avec son environnement, mais pas de matière. Exemple : récipient hermétiquement clôt. Si les échanges de matière sont négligeables, alors le système peut être considéré comme fermé. Exemple : Terre.
Si le système est déformable, alors il peut recevoir du travail de son environnement. Exemple : piston. Une paroi d'un système est dite adiabatique si ladite paroi est isolante thermique.
- **Système ouvert.** Un système ouvert peut échanger de la matière et de l'énergie avec son environnement. Exemple : créature vivante.

⇒ Ensuite, on fait le bilan des échanges d'énergie, qu'ils soient sous forme de travail ou de chaleur. La convention est qu'une énergie reçue par le système sera comptée positivement, alors qu'une énergie cédée sera comptée négativement.



⇒ Si la somme des énergies reçues et cédées est positive, l'énergie du système augmente. Si la somme est négative, son énergie diminue. Dans les deux cas, il n'est pas à l'équilibre.

Dans un système à l'équilibre, les énergies reçues et cédées se compensent. Cette configuration sera la plus courante dans les exercices. Les énergies entrantes et sortantes peuvent éventuellement être de natures différentes (travail/chaleur) : on a alors un convertisseur d'énergie. Exemple : chauffage électrique.

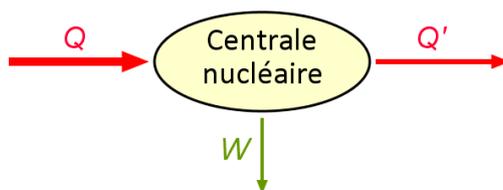


RÉFLÉCHISSONS ENSEMBLE

Tracez un schéma rendant compte du bilan énergétique d'une centrale nucléaire. On rappelle que la finalité de cette centrale est de produire de l'électricité via une source de chaleur Q (réaction nucléaire), une part Q' de cette chaleur étant ensuite évacuée (tour de refroidissement, etc.)

Solution :

En fonction des informations données par l'énoncé, on propose :



W correspond à un travail électrique.



LE PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

Capacité thermique d'un système incompressible.

Énergie interne d'un système incompressible.

Quand un système subit un changement de température ΔT (en K ou °C), sa variation d'énergie interne ΔU (en J) est donnée par la relation :

$$\Delta U = C \Delta T$$

On a $\Delta T = T_f - T_i$, où T_f est la température finale, T_i est la température initiale. D'autre part, le terme C est la **capacité thermique** (en J/K) du système étudié. Pour que cette formule soit valable, il ne faut pas que le système ne soit pas le siège de réactions chimiques ou nucléaires, et qu'il n'y ait pas de changement d'état physique (solide \rightarrow liquide par exemple).

La capacité thermique prend en compte le ou les matériaux composant notre système, mais aussi la taille de ce dernier. En conséquence, il est fréquent de faire appel à une capacité thermique massique, notée c (en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$), reliée à C par la relation $C = m c$, où m est la masse (en kg) du matériau. La relation vue plus haut se réécrit simplement comme :

$$\Delta U = m c \Delta T$$

L'avantage de c est que l'on peut connaître sa valeur à l'aide de tables disponibles dans la littérature, car elle ne dépend bien entendu que de la nature du matériau. On a, par exemple :

Matériau	Eau liquide	Glace	Béton	Verre	Acier	Plomb
c (en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$)	4185	2060	950	840	480	130

REMARQUES :

- Notre description concerne uniquement les **matériaux incompressibles** : solides ou liquides, mais pas les gaz.
- Dans le cas où le système étudié comporte plusieurs matériaux, alors il est possible de traiter chacun d'eux séparément : $\Delta U = m_1 c_1 \Delta T + m_2 c_2 \Delta T + \dots$
- Il existe une capacité thermique molaire, s'exprimant ainsi en $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
- En réalité, c dépend de la température mais ses variations sont négligeables dans les cas traités cette année. On la considérera donc toujours comme une constante pour un matériau donné.

REMARQUE (NON EXIGIBLE) : chaleur latente de changement d'état.

Par exemple, quand de l'eau est chauffée, sa température va monter jusqu'à 100°C. A cette température (à pression atmosphérique), l'eau entre en ébullition. Pendant toute cette phase, la température restera fixée à 100°C, même si l'on continue à lui fournir de l'énergie par chauffage. En fait, ladite énergie sert exclusivement alors à faire passer l'eau de l'état liquide à l'état gazeux.

Lors d'un tel changement d'état de la matière, la variation d'énergie interne se calcule via la relation :

$$\Delta U = m L$$

m (en kg) est la masse du système, et L (en J/kg) est nommée chaleur latente de changement d'état. En fait, on peut voir ΔU lors du changement d'état comme une variation des énergies potentielles microscopiques. Par exemple pour la vaporisation de l'eau, cela correspond à la disparition des liaisons hydrogène qui existent au sein de l'eau liquide, mais pas de la vapeur d'eau.

On a :

- $L > 0$ lorsqu'il y a fusion, vaporisation ou sublimation : le système absorbe de l'énergie pendant ces changements d'état.
- $L < 0$ lorsqu'il y a solidification, liquéfaction ou condensation : le système cède de l'énergie à son environnement.

D'ailleurs, par exemple, $L_{solidification} = -L_{fusion}$.

Pour une pression de 1 atmosphère, on a, par exemple :

Matériau	Eau (glace)	Ethanol	Plomb
L_{fusion} (en kJ/kg)	334	108	23

Matériau	Eau (glace)	Ethanol	Plomb
$L_{vaporisation}$ (en kJ/kg)	2265	855	871



RÉFLÉCHISSONS ENSEMBLE

1. Estimez la variation d'énergie interne de 5,0 kg de plomb que l'on fait passer de 20°C à 60°C.

.....

.....

.....

.....

.....

2. Par définition, 1 calorie correspond à l'énergie requise pour élever la température d'un gramme d'eau de 1°C. Donnez ainsi la valeur d'une calorie en Joule.

Solution :

1. A l'aide de la relation $\Delta U = m c \Delta T$, on écrit :

$$\Delta U \approx 5,0 \times 130 \times (60 - 20) \approx 26,0 \text{ kJ}$$

2. On utilise une nouvelle fois la relation $\Delta U = m c \Delta T$, et l'on a :

$$\Delta U \approx 1 \times 10^{-3} \times 4185 \times 1 \approx 4,185 \text{ J}$$

En conséquence, 1 calorie correspond à 4,185 Joules. Notons que dans le milieu nutritionnel où la calorie est encore employée, on parle plutôt de kilocalorie, que l'on note souvent Calorie, avec un C majuscule, ou que l'on appelle « grande calorie ».

LE TEMPS DU BILAN

- L'énergie totale d'un système correspond à la somme de son énergie mécanique et de son énergie interne U . L'énergie interne englobe toutes les énergies microscopiques : l'énergie cinétique microscopique rendant compte de l'agitation thermique (chaleur) et les énergies potentielles microscopiques (énergies de liaison, énergie de masse en nucléaire, etc.).
- Pour un système fermé (ne pouvant échanger que de l'énergie) dont l'énergie mécanique est conservée, le premier principe explique que les variations d'énergie interne ΔU (en J) peuvent résulter d'un échange de travail W (en J) et/ou d'un échange de chaleur Q (en J) avec son environnement, ce que l'on écrit comme :
- $\Delta U = W + Q$
- Pour le système, un transfert d'énergie reçu est compté de manière positive, et un transfert d'énergie cédé est compté de manière négative.
- Quand un système incompressible (liquide ou gaz) subit une variation de température ΔT (en K ou °C), sa variation d'énergie interne est donnée par :

$$\Delta U = C \Delta T$$

$\Delta T = T_f - T_i$, où T_f est la température finale, T_i est la température initiale. C est la **capacité thermique** (en J/K) du système. Pour que cette formule soit valable, il ne faut pas que le système ne soit pas le siège de réactions chimiques ou nucléaires, et qu'il n'y ait pas de changement d'état physique. On peut écrire de même :

$$\Delta U = m c \Delta T$$

où m (en kg) est la masse du système et c (en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$) sa capacité thermique massique, laquelle ne dépend que de la nature du matériau employé.

3. Indiquez à quoi correspond l'agitation thermique d'un système, selon que celui-ci soit solide, liquide ou gazeux.

EXERCICE

08

Le premier principe de la thermodynamique.

1. Rappelez le premier principe de la thermodynamique. Indiquer dans quelles conditions on l'exploite dans le cadre de ce cours.

4. Si l'on souhaitait avoir v proche de 100 m/s, quelle devrait être la température ? Commentez.
Aide : quel est l'état physiques du diazote et du dioxygène pour la température trouvée ? Faire éventuellement des recherches.



Vous pouvez maintenant
faire et envoyer le **devoir n°1**

