

Support de cours

Cours:

UNIL-123 Physique Expérimentale II

Vidéo:

Lesson9-UNIL-123 Physique expérimentale II

Concepts (extraits des sous-titres générés automatiquement) :

Gaz parfaits. Petites quantités. Loi de boyle. Système thermomécanique. Nombre d'avogadro. Mesures de température. Modèle des gaz parfaits. Tas d'autres choses. Petites balles. Partie du cours. Chose d'une relation. E siècle. Pouvoir. Pression partielle. Mesure de la dilatation d'un liquide.



[vers la recherche de séquences vidéo](#)
(dans UNIL-123 Physique Expérimentale II.)



[vers la vidéo](#)

Center for Digital Education. Plus de matériel de soutien pédagogique ici :

<https://www.epfl.ch/education/educational-initiatives/cede/educational-technologies-gallery/boocs-en/>

3.2.9 La loi des gaz parfaits

Elle a été établie en 1834 par **Émile Clapeyron** en identifiant les coefficients thermoélastiques α, β, χ à l'aide des lois de Boyle-Mariotte, de Gay-Lussac et celle d'Avogadro-Ampère.

Échelle microscopique: k_B et N_{part}

Échelle macroscopique: R et n_{mol}

$$P V = n_{mol} R T = N_{part} k_B T \quad (3.11)$$

n_{mol}	le nombre de moles
N_{part}	le nombre de particules
P	la pression en Pa
R	la constante des gaz parfaits $= 8.31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
k_B	la constante de Boltzmann $= 1.4 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$
T	température absolue en K
V	le volume en m^3

- Loi de **Boyle-Mariotte**, (1662, 1676):

$$p_1 v_1 = p_2 v_2$$

- Loi de **Charles** (1787):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Loi de **Gay-Lussac** (1802):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

- Loi d'**Avogadro-Ampère** (1811):

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Ces sous-titres ont été générés automatiquement. Regardez beaucoup des éléments qui permettent de décrire un système thermomécanique, même thermodynamique, peut-être qu'il y a même pas mal de systèmes où il y a peut-être la chimie, l'électricité qui va rentrer en ligne de compte et qui vont avoir un très très proche de ce que de ce qu'on a décrit. Et puis maintenant on va rentrer dans un système thermomécanique un peu plus précis qui s'appelle les gaz parfaits. Donc on sert un des premiers résultats très intéressants de la thermodynamique qui a permis aussi petit à petit à construire la thermodynamique. C'était de comprendre comment fonctionnait un gaz, puis ça s'est fait et tape avec et tape. On n'a pas eu tout de suite la théorie que je vous ai présentée, on l'a fait petit à petit. Au début on avait juste de la phénoménologie. Donc si vous voyez un petit peu les dates, vous voyez au 17e siècle en tout cas on a déjà bien compris qu'on a une relation entre la pression et le volume. Et que dans une situation où la température ne change pas, où le système est fermé, donc on peut pas perdre des molécules, on va avoir un produit entre la pression et le volume qui vont rester constant. Ça s'appelle la loi de Boyle et Mariott. Donc pour éviter des guerres fratricides entre français et anglais, il y a plein de définitions qui ont deux noms, mais c'est honnête. On a oublié plein de gens qui ont aussi bossé là-dessus, même des fois qu'il y avait quelques années d'avance, avaient aussi déjà découvert des choses. Mais voilà, ces lois dans la physique classique, elles ont souvent des noms d'une des personnes qui a écrit et déterminé, mais bien sûr c'est jamais juste cette

notes

résumé

0m 0s



3.2.9 La loi des gaz parfaits

Elle a été établie en 1834 par **Émile Clapeyron** en identifiant les coefficients thermoélastiques α, β, χ à l'aide des lois de Boyle-Mariotte, de Gay-Lussac et celle d'Avogadro-Ampère.

Échelle microscopique: k_B et N_{part}

Échelle macroscopique: R et n_{mol}

$$P V = n_{mol} R T = N_{part} k_B T \quad (3.11)$$

n_{mol}	le nombre de moles
N_{part}	le nombre de particules
P	la pression en Pa
R	la constante des gaz parfaits $= 8.31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
k_B	la constante de Boltzmann $= 1.4 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$
T	température absolue en K
V	le volume en m^3

- Loi de **Boyle-Mariotte**, (1662, 1676):

$$p_1 v_1 = p_2 v_2$$

- Loi de **Charles** (1787):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Loi de **Gay-Lussac** (1802):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

- Loi d'**Avogadro-Ampère** (1811):

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

personne tout seul dans son coin qui a déterminé la loi. Donc voilà, au 18e siècle, vous voyez quasiment une centaine d'années après, on commence, alors bien sûr qu'on avait déjà compris qu'il y avait quelque chose d'une relation entre la pression et le volume. On arrivait pas forcément à faire des mesures. On arrivait pas forcément à faire des mesures de température par exemple. Il a fallu longtemps pour faire des mesures de température et avoir des références, donc c'est aussi pour ça que la loi n'est pas plus vieille que ça. C'est la loi de Charles, un seul nom, un scientifique français, quelques années avant la révolution, deux ans avant la révolution. Lui se rend compte que le rapport pour une pression constante, une quantité de matière constante, le rapport entre le volume et la température reste constant. Après, en 1802, après la révolution, probablement justement quelque chose qu'on s'était déjà douté avant, on a mieux réussi à le montrer, on était technologiquement plus capable de le montrer. C'est donc quoi, 30 ans, 20 ans, quasiment 20 ans après l'autre, on a la loi de Gay-Lussac. Là je crois que c'est une seule personne, si je me trompe pas, c'est un monsieur qui s'appelait Gay-Lussac, c'était pas monsieur Gay-Lussac et puis monsieur Gay-Lussac, je ne sais pas d'où, c'était une seule personne. Et là, on a donc le rapport entre la pression et la température. Et puis les choses vont commencer à évoluer avec monsieur Avogadro et aussi monsieur Ampère, Avogadro en Italie, Ampère en France, qui introduit quand même une notion de plus, on n'en a pas parlé, il ne la paraît pas dans les autres, mais là on se rend compte qu'il y a la quantité de matière qu'il y a un volume.

notes

résumé

3.2.9 La loi des gaz parfaits

Elle a été établie en 1834 par **Émile Clapeyron** en identifiant les coefficients thermoélastiques α, β, χ à l'aide des lois de Boyle-Mariotte, de Gay-Lussac et celle d'Avogadro-Ampère.

Échelle microscopique: k_B et N_{part}

Échelle macroscopique: R et n_{mol}

$$P V = n_{mol} R T = N_{part} k_B T \quad (3.11)$$

n_{mol}	le nombre de moles
N_{part}	le nombre de particules
P	la pression en Pa
R	la constante des gaz parfaits $= 8.31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
k_B	la constante de Boltzmann $= 1.4 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$
T	température absolue en K
V	le volume en m^3

- Loi de **Boyle-Mariotte**, (1662, 1676):

$$p_1 v_1 = p_2 v_2$$

- Loi de **Charles** (1787):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Loi de **Gay-Lussac** (1802):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

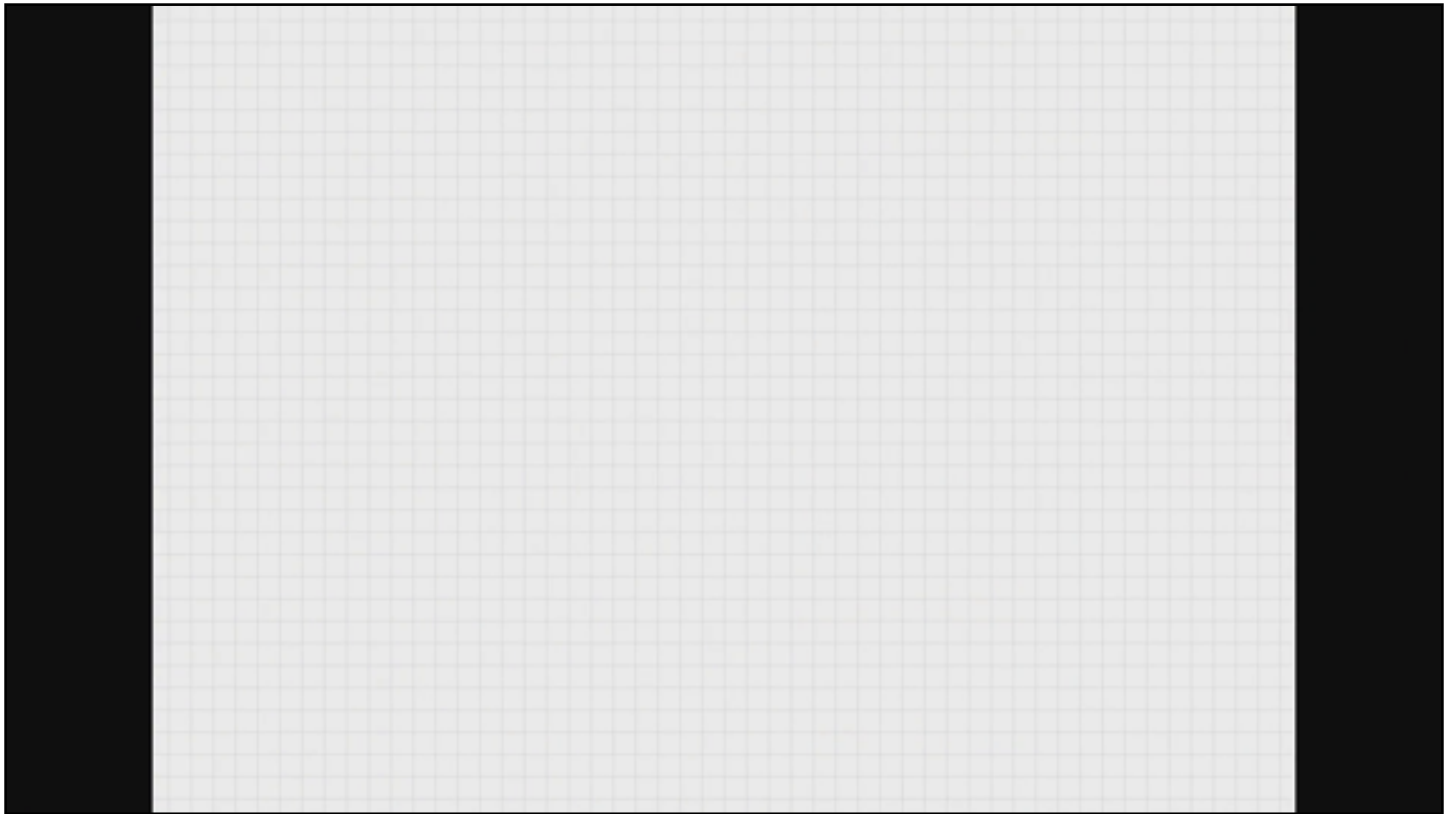
- Loi d'**Avogadro-Ampère** (1811):

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Et donc le nombre d'avogadro, vous connaissez le nombre d'avogadro, je les citais d'ailleurs au début du cours. Et donc c'est... On commence à se rendre compte entre la notion de matière. Donc on n'a pas encore la notion de mole, la notion de dato, mais elle n'est pas encore totalement définie, mais on commence déjà à l'intégrer, à l'apercevoir, à l'utiliser. Et puis il y a un monsieur qui s'appelle monsieur Cléperon, là c'est encore, il faut attendre encore une vingtaine d'années, qui va comprendre. Et c'est un petit peu tout ce qui vient avant là, qui permettrait de l'expliquer, mais lui il n'avait pas, il n'avait pas suivi mon cours. Donc à faire le lien toutes ces variables. Vous voyez qu'avant on a juste toujours deux variables. On arrive, c'est toujours un peu plus facile de travailler sur deux variables. Donc ça veut dire avec un degré de liberté. Et puis il y a je pense aussi les mathématiques qui ont dû évoluer à l'époque de la révolution. Après la révolution il y a eu très très grand progrès en mathématiques dans l'analyse des fonctions. Et donc on arrive à faire un modèle

notes

résumé



qu'on appelle le modèle des gaz parfaits, où on a l'impression, fois le volume, qui est égal au nombre de moles, fois R , une constante, la constante des gaz, et puis fois la température. Puis cette fonction elle a deux tailles si vous voulez. Il y a la manière d'analyser les choses au niveau des moles, on va dire le niveau macroscopique. Et puis il y a la possibilité aussi d'analyser les choses de manière microscopique. Alors on n'aura pas le nombre de moles, on aura le nombre de particules, le nombre d'atomes ou le nombre de molécules. Et à ce moment-là la loi de proportionnalité elle est différente, on n'utilise pas le R des gaz parfaits, on va utiliser la constante de Boltzmann, k_B qui vaut $1,4 \times 10^{-23}$, et puis la constante des gaz parfaits vaut $8,31$, et puis la rapport entre les deux c'est le nombre d'avogadro. Parce qu'en fait dans le nombre d'avogadro on va faire une collection d'éléments de 6×10^{23} , et donc si je me trompe pas. Et c'est ça la différence, on peut voir macroscopiquement ou, là-bas, ça donne, microscopiquement ou macroscopiquement. Donc c'est la loi, qu'est-ce qu'elle représente, c'est une équation d'état, donc elle permet de décrire l'état d'un gaz parfait. Donc qu'est-ce qu'un gaz parfait ? On a fait un modèle du gaz et puis à partir de ce modèle du gaz, on arrive à déterminer la manière dont il se comporte. Donc qu'est-ce qu'un gaz parfait ?

notes

résumé

5m 1s



3.2.9 La loi des gaz parfaits

Elle a été établie en 1834 par **Émile Clapeyron** en identifiant les coefficients thermoélastiques α, β, χ à l'aide des lois de Boyle-Mariotte, de Gay-Lussac et celle d'Avogadro-Ampère.

Échelle microscopique: k_B et N_{part}

Échelle macroscopique: R et n_{mol}

$$P V = n_{mol} R T = N_{part} k_B T \quad (3.11)$$

n_{mol}	le nombre de moles
N_{part}	le nombre de particules
P	la pression en Pa
R	la constante des gaz parfaits $= 8.31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
k_B	la constante de Boltzmann $= 1.4 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$
T	température absolue en K
V	le volume en m^3

- Loi de **Boyle-Mariotte**, (1662, 1676):

$$p_1 v_1 = p_2 v_2$$

- Loi de **Charles** (1787):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Loi de **Gay-Lussac** (1802):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

- Loi d'**Avogadro-Ampère** (1811):

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Parfait, ça veut dire idéal. Donc c'est un gaz dans lequel on considère qu'on a, il est constitué de particules. Donc je vous répète que cette période-là, quand on a commencé à réfléchir à ça, début du 19e siècle, on n'a pas encore amené la preuve que les atomes existent. Mais on fait quand même l'hypothèse qu'il y a des petites quantités, soit des molécules, des particules, que le gaz est fait de matière très peu, mais il y a quand même de la matière dans le gaz. Ensuite l'hypothèse, c'est que quand deux de ces molécules se tapent, on a un choc qui est élastique. Il n'y a pas de perte d'énergie, ils vont repartir chacun dans leur direction, mais ils n'ont rien perdu. On va enfermer ça dans un certain volume, et puis c'est ça qui va permettre de définir. Puis on va encore définir ce qu'est la pression. On va définir que la pression, c'est la somme quand les molécules vont venir choquer contre les parois, c'est ça qui va créer la pression. Et si on fait, mais ça ça ne fait pas partie du cours, qu'on fait quelque chose qu'on appelle de la physique statistique, ça veut dire qu'on prend ce modèle, on dit ok j'ai trois millions de ces petites balles, puis qu'on essaye de faire le calcul, on arrive au résultat qui est la loi des gaz parfaits. Par contre, quand on va faire quelques hypothèses de plus, que peut-être quand les molécules se cognent, elles perdent un petit peu d'énergie, qu'il y a un petit peu de frottement à l'intérieur du gaz. Quand on va se dire oui, mais en fait ces particules, elles ont un certain volume, donc les autres n'ont pas le choix d'aller absolument partout, de molécules peuvent pas ou

notes

résumé

7m 10s



3.2.9 La loi des gaz parfaits

Elle a été établie en 1834 par **Émile Clapeyron** en identifiant les coefficients thermoélastiques α, β, χ à l'aide des lois de Boyle-Mariotte, de Gay-Lussac et celle d'Avogadro-Ampère.

Échelle microscopique: k_B et N_{part}

Échelle macroscopique: R et n_{mol}

$$P V = n_{mol} R T = N_{part} k_B T \quad (3.11)$$

n_{mol}	le nombre de moles
N_{part}	le nombre de particules
P	la pression en Pa
R	la constante des gaz parfaits $= 8.31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
k_B	la constante de Boltzmann $= 1.4 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$
T	température absolue en K
V	le volume en m^3

- Loi de **Boyle-Mariotte**, (1662, 1676):

$$p_1 v_1 = p_2 v_2$$

- Loi de **Charles** (1787):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- Loi de **Gay-Lussac** (1802):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

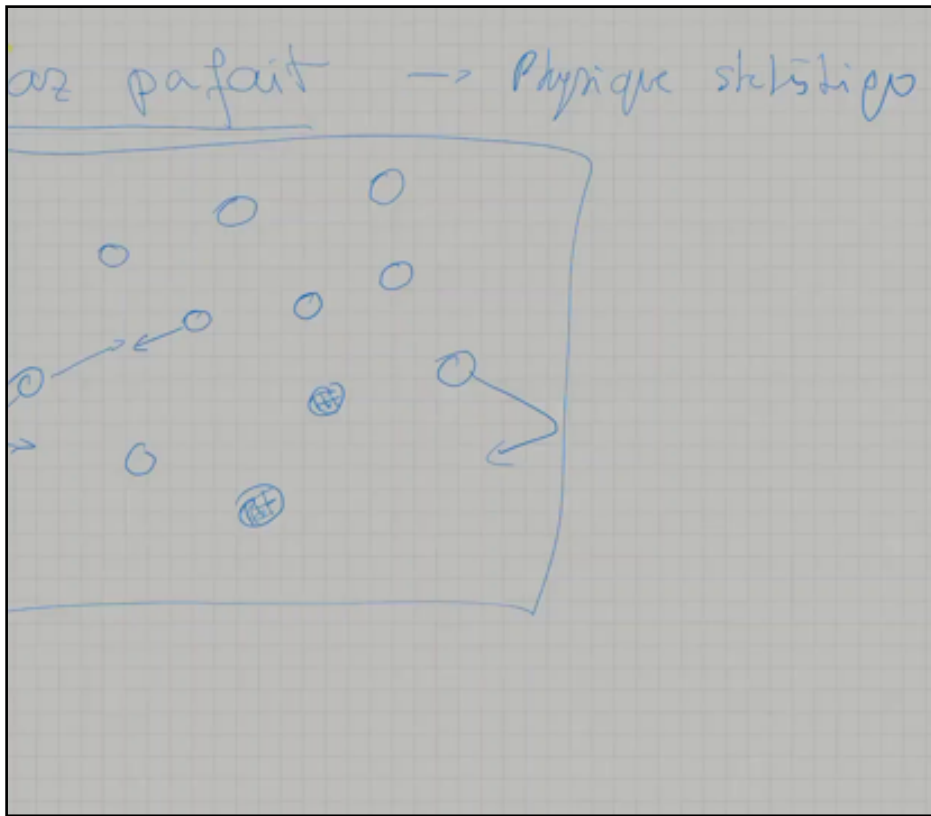
- Loi d'**Avogadro-Ampère** (1811):

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

de particules ou de zâthons, on peut pas être l'un sur l'autre, etc. On va arriver sur d'autres équations d'état. On va pas partie du cours, mais une équation de Van der Waals par exemple, il y a encore d'autres types de situations. Puis des fois, on va juste faire une petite modification depuis que la loi des gaz parfaits, pour quelque chose de réel, puis des fois on va vraiment changer tout le modèle. Donc la loi des gaz parfaits, c'est vraiment le pont aux ânes de la thermodynamique, PV, des gars à la NRT. On peut faire plein de choses, on va travailler sur plein de choses, et puis si on parle de gaz, si on fait pas d'hypothèse particulière, s'il n'y a pas de changement de phase, ça veut dire que vous n'avez pas votre gaz qui tout d'un coup se solidifie ou tout d'un coup se liquéfie, alors ça marche en général très bien et puis tant qu'on est à des pressions relativement basse

notes

résumé



3.2.10 Mélange

Si deux gaz différents
diffuser l'un dans l'autre

On appelle pression
gaz parfaits, la
parois du récipient
température, la température

Si n_i désigne la concentration
gaz parfaits, sa

Jean-Marie Fürbringer - EPFL

de 3-10 atmosphères. Si vous êtes à, je ne sais pas, 300-500 mille atmosphères, probablement que ce modèle est plus valable, c'est plus ça qu'il faut prendre. Mais dans les situations courantes de physique standard, c'est un modèle qui marche très très bien. Je répète pour autant qu'il n'y ait pas de transformation de phase, que vous n'avez pas passé pas liquide parce que là il faudra passer des équations de van der Waals pour expliquer pourquoi tout d'un coup les choses se solidifient, se liquéfient. Je ne suis pas sûr qu'on arrivera dans ce cours à parler de ces phénomènes-là.

notes

résumé

10m 13s



3.2.11 Loi de Dalton et fraction molaire

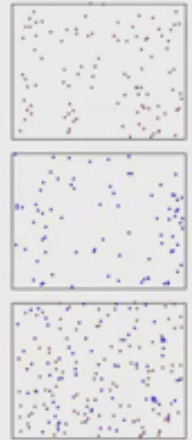
La loi de Dalton énonce que la pression au sein d'un mélange de gaz parfaits est égale à la somme des pressions partielles de ses constituants.

- valable que pour les gaz parfaits et approximativement les gaz réels à basse pression.
- relie la pression partielle p_i et la pression totale p_{tot} par l'intermédiaire de la fraction molaire $x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$ du constituant considéré:

$$p_i = x_i p_{tot} \quad (3.13)$$

On a donc

$$\sum x_i = 1 \quad (3.14)$$



Un concept qu'on appelle la pression partielle, c'est juste l'idée que ça peut être intéressant de regarder les gaz qui se mélangent dans un volume comme s'ils étaient tout seuls. Donc la pression partielle dans gaz dans un volume, c'est la pression qu'il aurait s'il était tout seul, il n'y avait pas d'autres gaz à l'intérieur du volume. Et puis ce qui est intéressant, c'est que cette pression partielle va être, je peux la calculer à partir de la loi des gaz parfaits en disant, voilà, j'ai que cette c'est la définition, c'est la pression qu'il aura s'il est le seul, donc ça veut dire j'utilise la loi des gaz parfaits pour la trouver et puis je vais avoir donc P_i , pression partielle de l'élément i , c'est N_i , le nombre de molécules i x R x T x volume à disposition. Donc là vous avez juste petit dessin, vous avez les molécules, les atomes rouges, les bleus et puis vous avez les bleus et les rouges. Quand on parle de pression partielle, c'est comme s'il y avait que les bleus ou il y avait que les rouges à l'intérieur du volume, qui est en fait une surface

notes

résumé

10m 45s



3.2.12 Fraction volumique

La fraction molaire x_i du constituant dans un mélange est égale à la fraction volumique V_i du constituant dans le mélange.

On a donc la relation isotherme suivante :

$$\frac{V_i}{V_{tot}} = \frac{p_i}{p_{tot}} = \frac{n_i}{n_{tot}} \quad (3.15)$$

avec :

- V_i le volume occupé par un constituant i
- p_i la pression partielle du gaz i
- n_i la quantité du gaz i

dans ce cas là, mais bon, censé représenter. Et puis il y a une loi qui permet de remettre ça ensemble, de passage d'une situation à l'autre, c'est ce qu'on appelle la loi de Dalton, je l'oublie toujours, elle n'est pas dans ma tête celle-là, donc il n'y a pas la loi de Lucky Luke, mais la loi Dalton, c'est quand même un petit peu injuste. Donc elle est valable pour les gaz parfaits et puis elle est approximativement valable aussi pour des gaz réels à basse pression, puis elle dit qu'au fond, le rapport entre la pression totale et la pression partielle, c'est la fraction molaire, ça veut dire combien de moles, est-ce que j'ai une mole de A et une mole de B, ou est-ce que j'ai deux moles de A et une mole de B, etc. Donc c'est ça la fraction, la fraction molaire. Donc ça veut dire que la somme des fractions doit être égale à 1, donc si vous avez un tiers, l'autre ça doit être deux tiers, ça doit être conforme pour que ce soit marché. Donc on peut travailler comme ça avec les pressions partielles. Il y a pas mal, en physique, j'arrive pas aux exemples, mais en tout cas en chimie, ça arrive assez souvent qu'il faille réfléchir en fonction de la pression partielle, il y a des choses qui se passent en référence à la pression

notes

résumé

12m 20s



3.3 Perspective expérimentale

partielle plutôt qu'en fonction de la pression totale. Et donc s'il y a une pression partielle, on peut aussi imaginer qu'il y a ce qu'on appelle la fraction volumique, ça veut dire la partie, si on mettait pour la même pression tout le gaz dans une partie du volume et puis l'autre gaz dans une autre partie du volume, quel serait le volume réservé à chacune des molécules ? La fraction molaire x , y du constituant dans un mélange est égale à la fraction volumique v , y du constituant dans le mélange. On a donc la relation isotherme suivant, donc on dit que ça c'est quand les températures va être la même dans les différentes choses qu'on compare. Le rapport entre le volume, la fraction volumique au volume total, c'est la même que la fraction de la pression et c'est la même que la fraction du nombre de moles. On se trouve dans un système, c'est normal parce que notre équation d'état, c'est un produit et une division des différents éléments donc on est obligé de rester

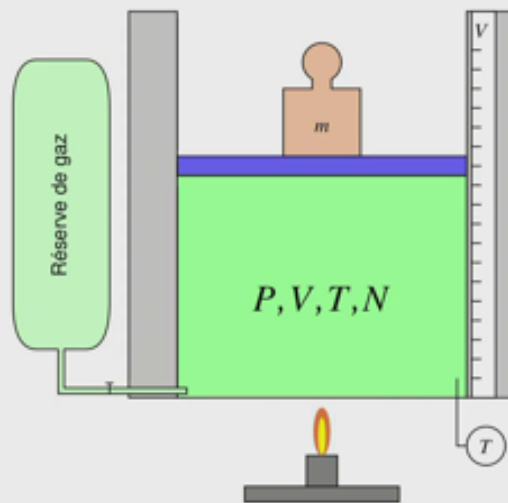
notes

résumé

13m 44s



3.3.1 Situation d'expérience type: cylindre et piston



en proportion des différentes choses. Voilà. Je voulais aussi, là il y a pas mal de concepts qui sont plutôt théoriques, mathématiques, mathématiques, physiques, etc. Mais bien sûr la physique, elle se base sur des situations réelles. Donc je voulais parler un petit peu de ces situations

notes

résumé

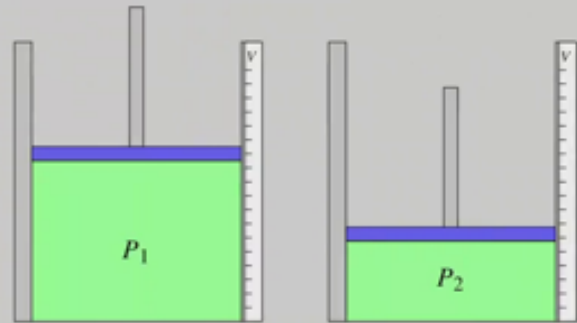
14m 52s



3.3.2 Première expérience

De l'hélium est contenu dans un cylindre. On diminue son volume de moitié. Comment varie la pression

- 1 Elle diminue de moitié
- 2 Elle double
- 3 Elle quadruple
- 4 On ne peut pas répondre



réelles qui sont en référence. Comme je vous ai présenté là, un système ouvert, fermé, fermé et isolé. Il y a une manière de représenter les choses. Vous avez une image mentale des différentes situations dont on parle. Je comprends très bien que comme ça on l'air, on parle de p , de v , de n , de t . Parfois, ça peut être un peu compliqué de se faire une image concrète. Donc c'est vraiment le but des slides qui viennent, c'est de vous aider à vous faire une image concrète. Donc à beaucoup des expériences qu'on va parler avec les gaz pour essayer de comprendre comment fonctionne, le but c'est pas forcément les gaz en eux-mêmes, c'est de comprendre la thermodynamique. Mais on a besoin d'utiliser la thermodynamique sur quelque chose. Donc en fait la situation typique, c'est un cylindre, ça représente si vous voulez la partie en grise avec la base, c'est ce qu'on pourrait appeler un cylindre. Et puis à ce cylindre, on a une partie de gaz qui est ici en vert et puis sur elle qu'on va travailler. Et puis cette partie de gaz, on va éventuellement pouvoir lui faire exercer une pression. Il y a la pression atmosphérique, on aime bien dire ok, c'est telle pression, ça peut être la pression atmosphérique plus celle qu'on met ou etc. Et puis elle occupe un certain volume, on va éventuellement lui ramener la chaleur, on va pouvoir imaginer qu'un briquet vous chauffez une partie, puis que les choses se passent suffisamment lentement pour que la chaleur se répartisse correctement. Et puis on peut aussi rajouter ou enlever du gaz, le système peut être ouvert, on peut l'ouvrir un moment pour mettre un petit peu plus de gaz ou un petit peu moins de gaz, un petit peu de

notes

résumé

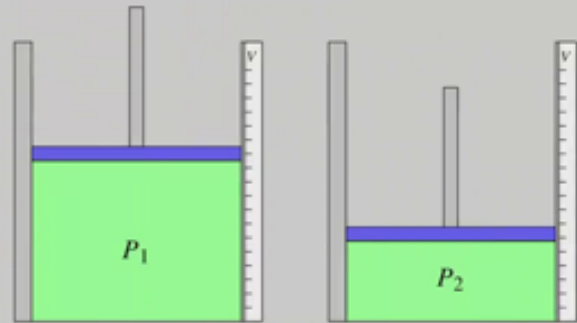
15m 13s



3.3.2 Première expérience

De l'hélium est contenu dans un cylindre. On diminue son volume de moitié. Comment varie la pression

- 1 Elle diminue de moitié
- 2 Elle double
- 3 Elle quadruple
- 4 On ne peut pas répondre



matière. Donc avec ça, on va pouvoir avoir accès, on va pouvoir faire changer haine, avec ça on va pouvoir faire variété, on va amener de la chaleur, on verra ensuite dans le chapitre suivant, la chaleur, la température et ces choses-là. Et puis avec le poids, la charge, on va pouvoir faire changer la pression du système. Voilà, système expérimental qui a l'air très simple, mais ça a mis quand même pas mal d'années pour pouvoir faire des choses. Donc vous avez ça dans ce système qui est ici. Donc j'ai un cylindre si vous voulez, c'est un petit tube avec un bouchon. Je peux faire différentes choses, je peux bloquer le système et puis je peux amener de la chaleur. Alors là, j'ai de l'eau chaude ou j'ai de l'eau froide. Donc si le système est bloqué, au moment où je vais amener du chaud, ça va faire normalement augmenter la pression à l'intérieur du cylindre. Je peux refroidir, ça va faire baisser. Maintenant, si au lieu de bloquer le volume, le volume est libre, quand je vais refroidir, ça va faire diminuer le volume. Quand je vais réchauffer, ça va faire augmenter le volume. Et là, vous voyez que le piston est en train de monter. Donc là, la pression est constante parce que quand j'ai libéré, c'est la pression extérieure qui joue le rôle de contrainte. Enfin, voilà, un système. La réalité et puis la modélisation qu'on peut avoir du système. Quand on tient un problème, essayez de vous représenter une situation concrète, ça va vous aider.

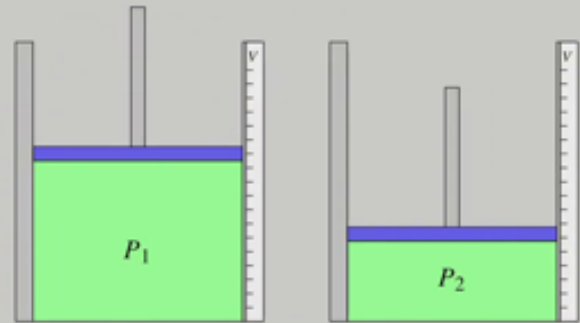
notes

résumé

3.3.2 Première expérience

De l'hélium est contenu dans un cylindre. On diminue son volume de moitié. Comment varie la pression

- ① Elle diminue de moitié
- ② Elle double
- ③ Elle quadruple
- ④ On ne peut pas répondre



Donc là, c'est une petite question, mais maintenant vous savez tout.

notes

résumé

19m 13s

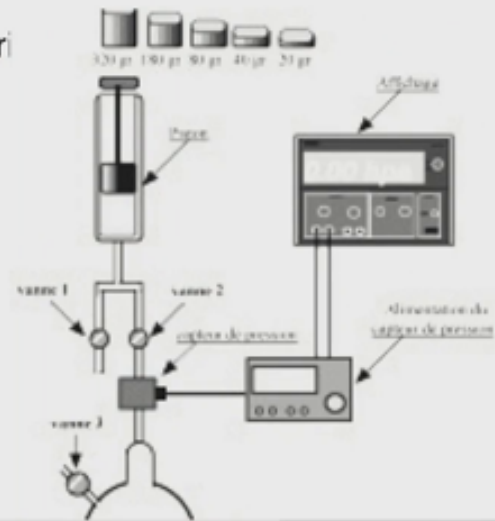


Démo 1: Relation volume-pression

AudiWeb: [Loi de Boyle-Mariotte \(Exp 657\)](#)

Qu'est-ce qu'on observe ?

Qu'est-ce qui doit être contrôlé pendant l'expéri



Jean-Marie Fürbringer - EPFL

Physique Générale II

April 14, 2025

50 / 58

Donc j'ai de l'hélium qui est contenu à l'intérieur du cylindre. On diminue le volume de moitié, simplement mécaniquement. On diminue le volume de moitié. Comment varie la pression ? Est-ce que la pression diminue de moitié ? Est-ce qu'elle double ? Est-ce qu'elle quadruple ou on ne peut pas répondre ? C'était la même question que la question 1 dans le test.

notes

résumé

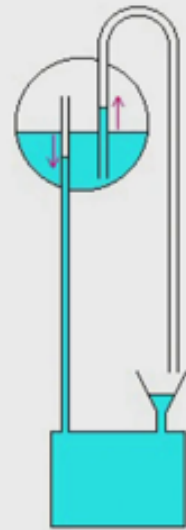
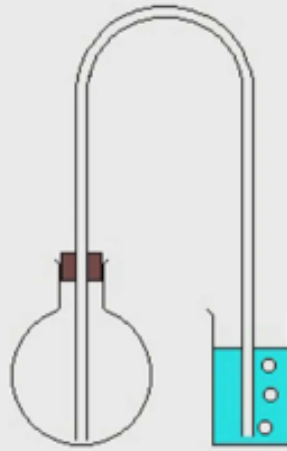
19m 14s



Note: Thermoscopes de Philon et de Héron

Permet de mettre en évidence des changements de température

- 1 Philon de Bizance, III^e s. av. J.C.
- 2 Héron d'Alexandrie, I^{er} s. av. J.C.



Là, on va passer parce que je l'ai montré, j'ai démarré. Je reviens peut-être après si jamais, c'est facile.

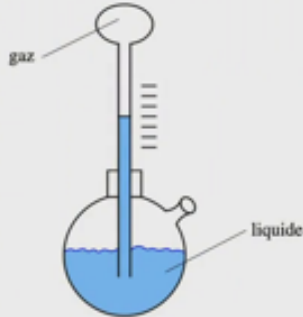
notes

résumé

20m 9s



Note: Thermomètre de Galilée



Attribuée à tort à Galilée. Le médecin Santorio de Padoue utilisa cet appareil comme thermomètre: ses malades plaçaient la boule dans la bouche ou la main. Le niveau du liquide dans le tube indiquait le "degré de chaleur" de ses malades.

Principe de fonctionnement basé sur la dilatation du gaz avec la température:

$$PV \propto T$$



Je voulais vous présenter un certain nombre de systèmes de mesures, comment ça s'est développé, comment on a commencé à mesurer la température. La température, c'est vraiment quelque chose de pas si simple que ça à mesurer. On a mis pas mal de temps à stabiliser. Déjà le concept de température, je vous ai parlé un petit peu des échelles de température. Bien sûr que ça, c'est lié à la difficulté de mesurer. Si on remonte à l'antiquité, en tout cas, je n'étais pas dit que c'était les premiers, mais c'est le plus loin qu'on s'en souvienne. C'est les grecs qu'on commençait à avoir des systèmes comme ça. Donc on n'appelle pas ça des thermomètres, on appelle ça des thermoscopes. Ça ne permet pas de mesurer la température, ça permet d'observer si la température change. Donc vous voyez à quoi ça ressemble. En fait, c'est quasiment la même chose que ce que j'ai fait comme essai ici. Vous avez une sonde qui est constituée par une boule, donc je suis en train de parler de celui-là. Donc je pense que ça, c'est le 1 et puis ça, c'est le 2. Il s'appelle donc le thermoscope de Philon. Et quand vous allez chauffer... On pourrait dire que ça s'appelle une sonde. Et bien quand vous allez chauffer ça, ça va faire une expansion du gaz à l'intérieur de votre petite bouteille. Et puis le gaz va s'échapper et va venir mettre des bulles dans l'eau. Voilà, donc ça vous arrivez à observer quand vous avez la température qui augmente. Et puis si vous voulez vérifier si elle diminue, vous devriez pouvoir voir éventuellement l'eau qui va monter dans le tube. Parce que ça veut dire que si ça se refroidit, vous avez votre gaz qui va... Donc vous voyez que ce

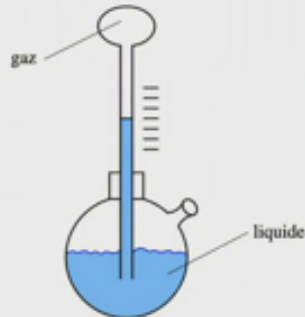
notes

résumé

20m 25s



Note: Thermomètre de Galilée



Attribuée à tort à Galilée. Le médecin Santorio de Padoue utilisa cet appareil comme thermomètre: ses malades plaçaient la boule dans la bouche ou la main. Le niveau du liquide dans le tube indiquait le "degré de chaleur" de ses malades.

Principe de fonctionnement basé sur la dilatation du gaz avec la température:

$$PV \propto T$$



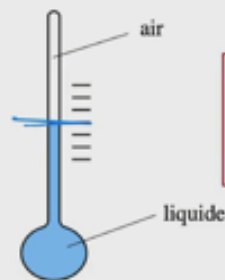
fait qu'il n'y avait un rapport entre la pression, le volume, la température, était déjà connu, mais on n'était pas capables de donner une loi précise. Celui de Philon, donc on a ici la sonde et puis il marche quasiment de la même manière. Donc vous avez un qui est troisième siècle avant Jésus-Christ, et puis l'autre est au premier siècle avant Jésus-Christ, on a un petit peu amélioré. Jésus-Christ, on l'a retrouvé, il y a peut-être eu des tas d'autres choses avant.

notes

résumé

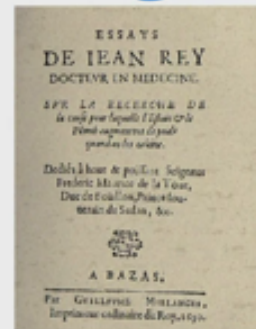
Note: Le thermomètre à alcool

dilatation d'un liquide



$$\frac{\Delta l}{l} = \alpha \Delta T$$

J. REY 1631



Le premier thermomètre à alcool en 1654 : 50 graduations En hiver, il descendait jusqu'à 7° et montait en été jusqu'à 40°. Il indiquait 13.5° dans la glace !

Après il y a ce qu'on appelle le thermomètre de Galilée. Donc on a amélioré, on commence à mesurer. Donc là, on va s'intéresser à faire. Bon, avant on avait vu que quand on chauffait un gaz, il se dilate la terre, on a utilisé ça. Après on a utilisé la mesure de la dilatation d'un liquide. On va prendre de l'alcool, l'esprit de vin, du cognac, la bricotine, je ne sais pas si Galilée avait accès à la bricotine. Et puis donc on a la sonde qui a un gaz et... Non, là je suis en train de me mélanger, pourquoi je pense à ça. Non, ça c'est encore lié, excusez-moi. Celui-là, on n'utilise pas la dilatation du liquide, on utilise toujours la dilatation du gaz. Vous avez votre sonde qui est ici. Et puis éventuellement, le médecin allait mettre ça dans la bouche de son malade, en espérant qu'il l'ait bien lavée avant de mettre le malade précédent. Et puis donc il pouvait observer qu'il y avait de la température, parce qu'il observait la dilatation du gaz. Et puis il pouvait mesurer de combien le liquide se déplaçait. Donc c'est un tout petit peu une amélioration technologique par rapport au précédent. On ne voit pas que le phénomène de la dilatation, on arrive à mesurer le phénomène de la dilatation et on commence à marquer. Donc là c'est un schéma, puis ça c'est une photographie d'un thermomètre réel. Vous voyez que le tube est relativement long, donc vous avez encore l'occasion de mesurer une certaine précision dans la mesure de température. Après on va inventer le thermomètre à alcool. On va s'intéresser non pas à la dilatation des gaz, on va s'intéresser à la dilatation des liquides. Et là on va mettre à l'intérieur de l'alcool de vin,

notes

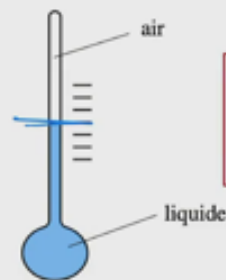
résumé

22m 59s



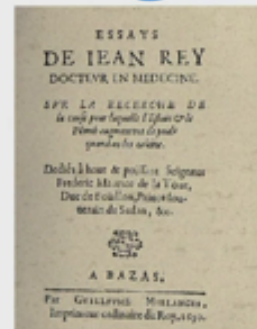
Note: Le thermomètre à alcool

dilatation d'un liquide



$$\frac{\Delta l}{l} = \alpha \Delta T$$

J. REY 1631



Le premier thermomètre à alcool en 1654 : 50 graduations En hiver, il descendait jusqu'à 7° et montait en été jusqu'à 40°. Il indiquait 13.5° dans la glace !

de l'alcool distillé. Et puis vous voyez la date, 1630 et puis là c'est la dilatation sur la chaleur du liquide qui va mesurer.

notes

résumé

Note: Thermomètre de Fahrenheit



Daniel Gabriel Fahrenheit
1686 – 1736

- **Fahrenheit** remplace l'alcool par du mercure
- Définition de l'échelle : 0°F la température la plus basse qu'il pouvait mesurer et à 100°F celle d'un cheval sain!
- En 1724, il fixa à 32°F la température de la glace fondante et à 96°F la température normale du sang.
- Il donne au thermomètre sa forme définitive.

Puis on va voir, là on va pouvoir lire la température par rapport à de combien le liquide s'est dilaté. Entre-temps il va y avoir une autre mesure qui n'est pas très précise, mais qui est assez rigolo. On l'appelle d'ailleurs le thermomètre de Galilée, mais ce n'est pas Galilée qui l'a inventé. D'ailleurs l'autre non plus ce n'est pas Galilée, on dit aussi des fois l'autre le thermomètre de Galilée, mais ce n'est quand même pas lui, il existait déjà par d'autres. En fait vous avez du travailler un problème avec ça, donc voilà le thermomètre de Galilée. Donc si vous restez assez longtemps et que vous chauffez, ça va changer la température du thermomètre et il va y avoir une dilatation de l'équipe à l'intérieur des billes, ça va changer la densité et puis donc à chaque fois j'ai une bille qui est en équilibre. Puis les choses sont faites, les billes ont été mises de manière à ce que c'est quand on atteint la température voulu que ça va arriver à la bonne mais j'arrive pas à le faire. Je ne suis pas encore assez... Je vois un tout petit peu bouger. Ok. Thermomètre à alcool.

notes

résumé

25m 25s

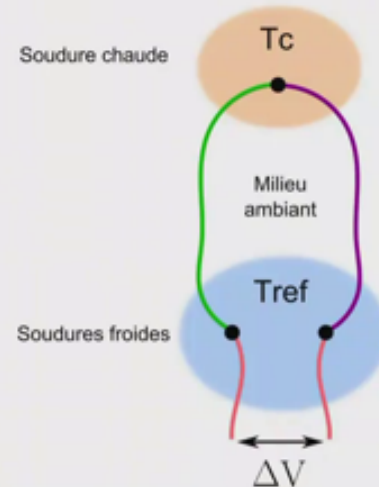


Note: Thermocouple

Lorsque deux métaux sont utilisés pour former une boucle ouverte, un potentiel électrique peut être généré entre les deux bornes non reliées de la boucle s'il existe un gradient de température dans la boucle: **l'effet Seebeck**.

Le potentiel électrique généré peut être calculé à partir de l'équation suivante : $\Delta V = S_{ab}(T) \cdot \Delta T$
 S_{ab} est nommé coefficient Seebeck ou coefficient de sensibilité.

Un **thermocouple** est un montage exploitant l'effet Seebeck pour la détermination de la température.



<https://www.youtube.com/watch?v=ynrpqtEdBmY>

Après on va commencer à réfléchir, il y a Fahrenheit qui va rentrer à l'indoonde, va imaginer utiliser du mercure, va commencer à faire une échelle de température entre la saumure et puis le sang du cheval sain. Donc au début il avait fait avec un cheval sain, puis après on a dit que c'était plus facile d'avoir des employés en bon état et puis donc on a commencé à mesurer la température des personnes mais alors il a fallu adapter donc c'était plus sang, c'était à 96.

notes

résumé

26m 37s



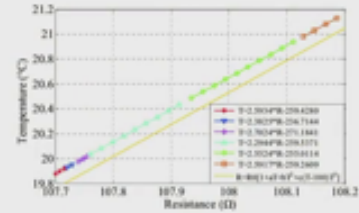
Note: Thermomètre à résistance

Un RTD (Resistance Temperature Detector) est un capteur de température basé sur la variation de la résistance électrique en fonction de la température.

$$R = R(T)$$

Thermomètre à résistance de platine

- basé sur la variation de la résistance électrique du platine avec la température
- développé en 1888
- Pt25, Pt100, Pt1000
- correspond à une résistance de 25 Ω , 100 Ω ou 1000 Ω à 0°C



Ensuite il y a d'autres types qui vont se développer, des fois les inventions sont bien antérieures à ce que vous croyez parce que j'ai une technologie, on dit oui ça c'est le 20e siècle mais le terme on coupe, je sais plus, il y a une date mais l'effet Seebeck qui est basé là-dessus il est relativement ancien je crois, 1814, même 1700 si les gens veulent regarder l'effet Seebeck c'est un effet assez ancien. On se rend compte que quand on met au sud, on met côte à côte ensemble deux métaux différents, on peut voir un phénomène à thermoélectrique, ça veut dire que vu que c'est deux métaux, on a des potentiels électriques différents, lorsque on va soumettre cette soudure à une situation de température, on va voir apparaître une tension. Donc ça s'appelle un effet thermoélectrique, c'est parce qu'on appelle ça un thermocouple et donc on avait déjà vu l'effet parce qu'on arrivait à voir cette électricité, cette tension se crée mais on n'avait pas encore des thermocouples au 19e siècle, il faudra attendre la technologie modélaine pour pouvoir les construire mais les phénomènes sur lesquels c'est basé ont été découverts il y a pas mal de temps. Donc la situation est la suivante, vous avez en fait deux soudures, on considère ça comme une soudure aussi, donc vous mettez les deux bouts soudés à l'endroit où vous voulez mesurer la température et puis vous mettez les deux autres bouts à un autre endroit où la température doit être la même, on appelle ça la référence froide, elle pourrait être en fait plus chaude que l'autre, on l'appelle la référence froide. Et cette situation là va provoquer une différence de tension entre les deux fils, donc si ils étaient soudés, donc on verrait un courant s'établir

notes

résumé

27m 16s



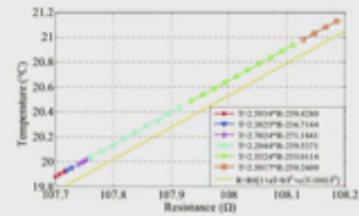
Note: Thermomètre à résistance

Un RTD (Resistance Temperature Detector) est un capteur de température basé sur la variation de la résistance électrique en fonction de la température.

$$R = R(T)$$

Thermomètre à résistance de platine

- basé sur la variation de la résistance électrique du platine avec la température
- développé en 1888
- Pt25, Pt100, Pt1000
- correspond à une résistance de 25 Ω , 100 Ω ou 1000 Ω à 0°C



et puis comme on veut pas un courant mais on veut une tension, on les sépare et on mesure avec un voltmètre la différence. Ça s'appelle un thermocouple, c'est utilisé dans cette école, dans énormément de laboratoires pour mesurer des températures, dans des expériences.

notes

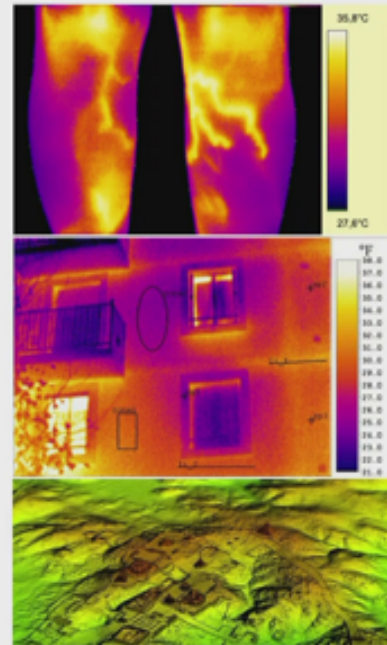
résumé

Note: Thermographie

Domaines dans lesquels est utilisée couramment la thermographie:

- Médecine
- Génie civil, physique du bâtiment
- Industrie électronique
- Industrie automobile, aéronautique, maintenance
- Météorologie, géographie, Archéologie
- Sécurité
- ...

Quelques photos de thermographie



Une autre possibilité, c'est quelque chose qu'on appelle, on espère que ça vous soit quand même connu, c'est un peu une résistance électrique, le fait que pour laisser passer un courant, tous les métaux, y compris les métaux conducteurs, très conducteurs comme le cuivre et l'or, mais il y a toujours une certaine résistance, donc ça veut dire que si vous soumettez un fil de métal à une différence de potentiel, vous aurez quand même la différence de potentiel qui va un petit peu diminuer, c'est pas exactement l'équivalent d'un court circuit. Cette relation-là de résistance, elle dépend de la température donc c'est nous la même chose, on va mettre un élément dont on connaît le comportement en fonction de la température dans un endroit chaud, dans un endroit froid, on va mesurer la résistance électrique, on va essayer de faire passer un courant et regarder la différence de tension que ça provoque et ça, ça va permettre de déterminer la température.

notes

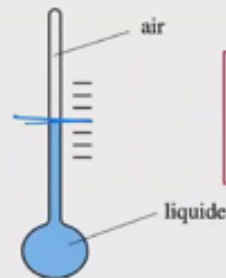
résumé

29m 30s



Note: Le thermomètre à alcool

dilatation d'un liquide



$$\frac{\Delta l}{l} = \alpha \Delta T$$

J. REY 1631



Le premier thermomètre à alcool en 1654 : 50 graduations En hiver, il descendait jusqu'à 7° et montait en été jusqu'à 40°. Il indiquait 13.5° dans la glace !

Et puis, en sciences criminelles, vous allez éventuellement utiliser des méthodes particulièrement modernes de mesure de température. Alors là, j'arriverai pas vraiment à faire fonctionner, mais où on mesure juste, je vais le laisser, mais ça ressemble à ça, pour avoir juste un point de température, mais on est même capable d'avoir une caméra où on fait chaque pixel de notre caméra et capable de réagir au rayonnement qui arrive à cet endroit-là et on pourra faire une image qui va représenter. Donc vous voyez dans les images une photographie médicale du molène quelqu'un qui a un problème de varicelle et si on arrive à voir où les veines sont le plus proches de la peau, vous avez une situation peut-être plus proche des sciences criminelles, vous avez la chaleur, on pourrait imaginer une histoire d'incendie, on pourrait imaginer des photos comme ça. On contrôle aussi par exemple les fautes foraires avec des photos comme ça à infrarouge. En fait, ce qu'on analyse, c'est le rayonnement infrarouge, donc ça fait référence plutôt la première partie du cours et on va réussir avec ce rayonnement, comme on est capable de faire une image avec du rayonnement dans le visible, on est capable de faire une image dans le rayonnement infrarouge et d'avoir une image et d'avoir aussi la numéro de température, les pompiers aussi pour être sûr de ce qu'ils vont découvrir derrière une porte, avant de l'ouvrir, ils sont là, franchement invités à vérifier un peu à quoi ça peut ressembler la température de l'autre côté de la porte. Et puis, j'ai mis aussi, mais je ne suis pas sûr, après on m'a dit que peut-être cette image n'était pas correcte, j'avais aussi mis des recherches qu'on peut faire archéologiques pour découvrir des sites, sans l'outil on fait plutôt avec

notes

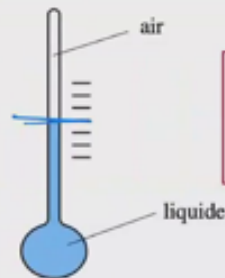
résumé

30m 37s



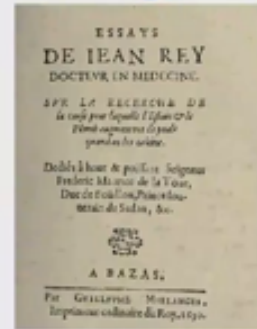
Note: Le thermomètre à alcool

dilatation d'un liquide



$$\frac{\Delta l}{l} = \alpha \Delta T$$

J. REY 1631



Le premier thermomètre à alcool en 1654 : 50 graduations En hiver, il descendait jusqu'à 7° et montait en été jusqu'à 40°. Il indiquait 13.5° dans la glace !

des radars qu'avec de l'infrarouge, donc peut-être que cette image n'est pas la meilleure à présenter dans ce slide. Si ça vous intéresse d'aller voir, on fait des photos de thermographie dans des tas de domaines, du génie civil, science criminelle, médecine, astronomie, dans tous les domaines, on est capable de faire des images comme ça. Juste distinguer, la différence est de faire une mesure ponctuelle, on peut faire une mesure ponctuelle en infrarouge et autrement de faire une image. Mais en fait, c'est le même élément, c'est la même technologie, mais dans un des cas on fait une image, mais dans un des cas on ne fait pas une image. Je me souviens, pendant cette auditoire, parce que j'étais à votre place il y a quelques années, d'une démonstration, on peut mesurer la température, par exemple on veut mesurer une température d'un four dans lequel, de métallurgie, on est en train de faire fondre, de l'aluminium à sierre, je ne sais pas où, puis qu'on veut savoir la température du four, on ne peut pas, cette technique-là, elle ne marche pas tellement. Donc en fait, devant le four ouvert, on va amener une pièce métallique, par exemple de l'acier, qu'on va mettre sous une tension, qu'on va faire chauffer, et puis quand la pièce d'acier aura la même couleur que le fond du four, alors on connaîtra parce que, je ne sais pas comment j'en ai parlé quand on a regardé un petit peu le rayonnement, mais en fait le rayonnement dépend de la température, donc ça veut dire que s'il y a la même lumière qui vient du fond du four, qui vient de la partie d'acier qui a été chauffée, ça veut dire que ça a la même température.

notes

résumé

3.3.3 Exemple de calcul avec la loi des gaz parfaits

Quelle est la masse (hors récipient) de 1 m^3 d'hydrogène à la pression de 3 bar à température ambiante?

$$P V = n R T$$

Voilà les éléments, donc maintenant je n'ai pas le choix, je voulais éviter de faire le calcul parce que j'étais fâché, j'étais soufflé marre quoi. Donc voilà, il nous reste juste le temps de faire ce calcul-là. Alors quelle est la masse, hors du récipient, d'un mètre cube d'hydrogène à la pression de trois barres à température ambiante ? Comment vous me proposer de résoudre ça ? Avec tout ce que je vous ai raconté aujourd'hui. Une proposition. Alors, c'est une très bonne idée. Ok, donc qu'est-ce qu'on connaît, qu'est-ce qu'on ne connaît pas ? Alors, la température, on la connaît, on nous dit que c'est la température ambiante. Donc, température ambiante, vous pensez qu'on va mettre ça en degré.

notes

résumé

34m 19s



on volumique

olaire x_i du constituant dans un mélange est égale à la fraction du constituant dans le mélange.

relation isotherme suivante :

$$\frac{V_i}{V_{tot}} = \frac{p_i}{p_{tot}} = \frac{n_i}{n_{tot}} \quad (3.15)$$

e occupé par un constituant i
on partielle du gaz i
té du gaz i

Dans la loi des gaz parfaits, la température en considération c'est les kelvins. Donc ça va faire 293 kelvins. Souvenez-vous, les kelvins, on ne met pas de le signe degré parce que c'est une mesure absolue. R, qu'est-ce que ça vaut R ?

notes

résumé

35m 37s



(3.15)

Jean-Marie Fürbringer - EPFL

Physique Générale II

notes

36m 22s



3.3.3 Exemple de calcul avec la loi des gaz parfaits

Quelle est la masse (hors récipient) de 1 m^3 d'hydrogène à la pression de 3 bar à température ambiante?

$$P V = n R T$$

$\uparrow \quad \uparrow \quad 293 \text{ [K]}$
 8.31 J/K

100 000. Donc ça fait $3 \cdot 10^5$ si je me trompe pas, 100 000 c'est 10^5 , même à $5 \cdot 10^5$.

notes

résumé

36m 35s



3.3.3 Exemple de calcul avec la loi des gaz parfaits

Quelle est la masse (hors récipient) de 1 m^3 d'hydrogène à la pression de 3 bar à température ambiante?

$$P V = n R T$$

\nearrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow
 3 bar 1 m^3 n 8.31 J/K mol 293 [K]

Et puis, alors comment je continue ? Alors qu'est ce que je sais ?

notes

résumé

36m 38s



3.3.3 Exemple de calcul avec la loi des gaz parfaits

Quelle est la masse (hors récipient) de 1 m^3 d'hydrogène à la pression de 3 bar à température ambiante?

$$P V = n R T$$

$P = 3 \cdot 10^5$
 $V = 1 \text{ m}^3$
 $n = ?$
 $R = 8.31 \text{ J/K mol}$
 $T = 293 \text{ [K]}$

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

Je sais que c'est de l'hydrogène. Donc maintenant j'ai besoin d'avoir un lien, entre le lien qui manque, c'est entre le volume, enfin entre le nombre de moles et puis la masse. Quelle est la masse ? Or récipient à 3 bars etc. Donc avec ça je peux obtenir n, la seule chose que

notes

résumé

36m 55s



3.3.3 Exemple de calcul avec la loi des gaz parfaits

Quelle est la masse (hors récipient) de 1 m^3 d'hydrogène à la pression de 3 bar à température ambiante?

$$P V = n R T$$

Handwritten calculation for the number of moles n :

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

Values substituted:

- $P = 3 \times 10^5$
- $V = 1 \text{ m}^3$
- $R = 8.31 \text{ J/K mol}$
- $T = 293 \text{ [K]}$

The final result for n is indicated as 1.

j'ai pas là c'est n . Donc j'ai n qui est égal à $p \cdot v \cdot r$. Mais ce que je voulais c'est la masse. Comment est-ce que je fais le lien entre la masse et le nombre de moles ? Alors qu'est-ce que ça vaut la masse molaire de l'hydrogène ? Alors si vous allez dans une table, dans une table périodique, vous trouverez une information c'est n , c'est le premier. Puis en fait, comment est-ce qu'on l'appelle ? Sur la table, on l'appelle n . Donc ça va vous donner le nombre de grammes par mole, mais ça va aussi vous donner la masse atomique, c'est la masse atomique. Unité UMA, unité de masse atomique. Et puis en fait on peut passer des grammes, donc il vous a donné combien de unités de masse atomique par atomes et puis si vous automatiquement vous pouvez passer c'est le même nombre, c'est pour ça que c'est le fondement qui est derrière le nombre d'avogadro, c'est toute la même histoire, ça vous donne le nombre de grammes par mole. Donc maintenant vous avez tout ce qu'il faut, vous êtes capable de calculer n . Et puis une fois que vous avez n , vous avez la masse en multipliant. Ça en général, ça arrive assez souvent qu'on l'appelle m , faut juste petit m , faut savoir jusqu'où l'a. Donc la masse totale que vous aurez c'est n fois m . Vous avez plus qu'à faire le calcul. Et une minute avant que le gong sonne, je vous libère.

notes

résumé

38m 38s



3.3.3 Exemple de calcul avec la loi des gaz parfaits

Quelle est la masse (hors récipient) de 1 m^3 d'hydrogène à la pression de 3 bar à température ambiante?

$$P V = n R T$$

$P = 3 \cdot 10^5$
 $V = 1 \text{ m}^3$
 $n = ?$
 $R = 8.31 \text{ J/K mol}$
 $T = 293 \text{ [K]}$

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

T Mais ce que je voulais c'est la masse Comment est-ce que je fais le lien entre la masse et le nombre de moles ? Alors qu'est-ce que ça vaut la masse molaire de l'hydrogène ? Alors si vous allez dans une table dans une table périodique vous trouverez une information c'est 1 c'est le premier puis en fait comment est-ce qu'on l'appelle ? sur la table on l'appelle A et là vous donnez le nombre de grammes par molaire mais ça va aussi vous donner la masse atomique ce cher 100 c'est la masse atomique unité UMA unité de masse atomique et puis en fait on peut passer des grammes donc il vous a donné combien de masses atomiques par atomes et puis si vous automatiquement vous pouvez passer c'est le même nombre c'est pour ça que c'est le fondement qui est derrière le nombre d'avogados et toute la même histoire ça vous donne le nombre de grammes par molaire donc maintenant vous avez tout ce qu'il faut vous êtes capable de calculer N et puis une fois que vous avez N vous avez la masse en multipliant euh ça en général ça arrive assez souvent qu'on l'appelle M faut juste petit M donc la masse totale que vous aurez c'est FOI M vous avez plus qu'à faire le calcul et une minute avant que le gong sonne je vous le libère

notes

résumé

38m 38s

