

**But de l'activité : Découvrir le modèle des gaz parfaits**

Le volume d'un ballon de baudruche est d'autant plus élevé que la quantité d'air introduite est importante. Si on laisse un ballon très gonflé en plein soleil, il se peut qu'il explose. Dans cette activité, nous allons étudier la relation reliant volume, pression, température et quantité de matière pour un gaz.

Rappel : Pression et loi de Boyle-Mariotte

Les fluides (liquides ou gaz) sont faits de molécules qui s'agitent de façon désordonnée. Lorsque ces molécules viennent « se cogner » sur une paroi, elles « rebondissent ». Elles exercent une force sur la paroi lors des chocs, et c'est la somme (la résultante) des forces exercées par chacune des molécules qui est modélisée par la force pressante (perpendiculaire à la surface). Plus les chocs sont nombreux plus la force pressante est grande, donc plus il y a de molécules dans un volume donné, plus la pression augmente.

Ce phénomène est modélisé par la loi de Boyle-Mariotte, qui indique qu'à température constante,  $P \cdot V = K_1$  où  $K_1$  est une constante.

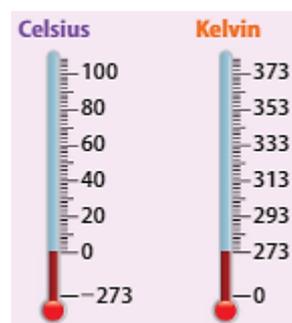
Document 1 : Température absolue

L'énergie thermique que reçoit un corps est transformée en énergie cinétique, ce qui fait vibrer les entités autour de leur position moyenne. L'amplitude de la vibration dépend de la température du solide : on appelle cela l'agitation thermique. L'immobilité totale n'est possible que lorsque la température atteint le « zéro absolu ».

C'est ce zéro absolu qui définit l'échelle de température Kelvin, aussi appelé température absolue.

La température absolue  $T$  en kelvin (K) se déduit de la température  $\theta$  en degré Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) par la relation :

$$T = \theta + 273,15$$

Données

Conversions de volume :  $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$

Volume molaire de l'air :  $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Conversion de pression :  $1 \text{ hPa} = 10^2 \text{ Pa}$

**Partie I : Les gaz parfaits**Document 2 : Etude de l'évolution de la pression

Le montage expérimental utilisé est composé d'une seringue de 60 mL au bout de laquelle un baromètre peut être attaché.

La seringue est initialement remplie de  $V_0 = 30 \text{ mL}$  d'air, à température ambiante  $\theta_0 = 25^{\circ}\text{C}$ , comme sur l'image ci-contre.

• Evolution en fonction du volume

On diminue le volume de la seringue jusqu'à  $V = 10 \text{ mL}$  puis on l'augmente de nouveau de 10 mL en 10 mL, en notant à chaque fois la valeur de la pression.

On obtient les résultats ci-dessous :

$V \text{ (mL)}$	10	20	30	40	50	60
$P \text{ (hPa)}$	3318	1659	1106	829	664	553

• Evolution en fonction de la température

En gardant le volume à  $V_0$ , on introduit la seringue dans une cuve d'eau à  $80^{\circ}\text{C}$ . On relève alors la température et la pression lors du refroidissement.

On obtient les résultats ci-dessous :

$\theta \text{ (}^{\circ}\text{C)}$	80	70	60	50	40	30
$P \text{ (hPa)}$	1310	1273	1236	1199	1162	1125



Attention, les unités S.I. des grandeurs thermodynamiques sont :  
 Pression en Pa                      Volume en m<sup>3</sup>                      Température en K

**Rappel :**

Une régression linéaire n'est possible que pour deux grandeur X et Y proportionnelles  
 (donc de la forme  $Y = k \cdot X$ )

1. D'après le modèle microscopique des gaz, expliquer pourquoi la température joue un rôle dans l'évolution de la pression.
2. A partir des données du document 2 converties dans les unités appropriées et d'une régression linéaire bien choisie, déterminer la valeur de la constante  $K_1$  de la loi de Boyle-Mariotte pour l'expérience étudiée.
3. La pression est proportionnelle à la température. A partir des données du document 2 converties dans les unités appropriées, déterminer à l'aide d'une régression linéaire le coefficient de proportionnalité  $K_2$ .
4. Vérifier numériquement que  $\frac{K_1}{T_0} = K_2 \cdot V_0 = K$  et montrer alors que  $\frac{P \cdot V}{T} = K$
5. L'équation des gaz parfait énoncé par le physicien français Joseph Louis Gay-Lussac en 1802 complète la relation de Boyle-Mariotte :  

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$
 A partir des données initiales de l'expérience données dans le document 2, montrer que la valeur de la constante des gaz parfait est  $R \approx 8,5 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ .  
 Note : la valeur exacte est  $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ .

**Partie II : Les gaz réels**

En 1910, le physicien Johannes Van der Waals a reçu le prix Nobel de physique pour ses travaux concernant l'étude du comportement des gaz. Il a notamment proposé une extension à l'équation d'état des gaz parfaits :

$$\left( P + \frac{a \cdot n^2}{V^2} \right) \cdot (V - n \cdot b \cdot N_A) = n \cdot R \cdot T$$

où  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  est la constante d'Avogadro et a et b sont des paramètres dépendant de l'élément gazeux observé.

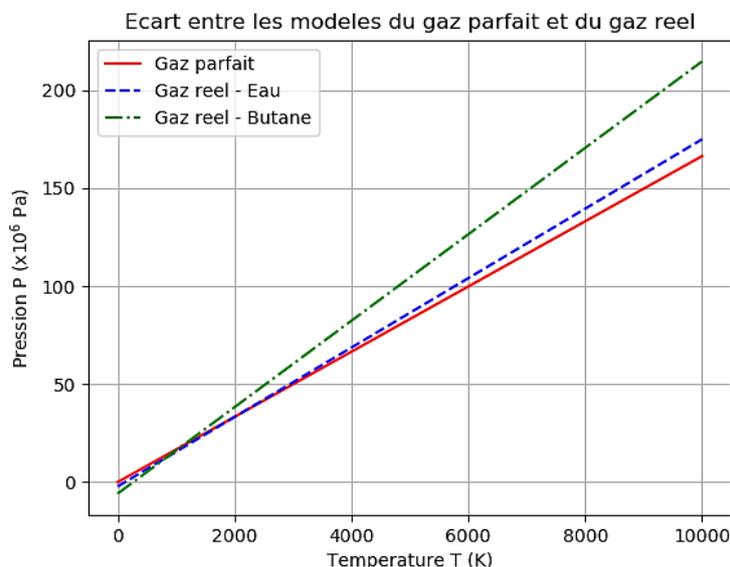
Document 4 : Volume dans une enceinte

Sans perturbation extérieure, les entités constitutives d'un gaz tendent à se répartir de manière homogène à l'intérieur d'un volume pour en occuper tout l'espace. Pour autant, les entités chimiques prennent de la place : cela signifie qu'une entité ponctuelle occupe un volume non nul. Cette occupation se traduit alors par une diminution du volume accessible pour le mouvement des entités.

Document 5 : Interactions entre entités

Les interactions électrostatiques de Van der Waals entre les entités jouent un rôle fondamental dans la cohésion de la matière à l'état solide et liquide. Mais elles ne sont pas non plus toujours négligeables dans le cas des gaz : elles peuvent influencer sur la pression, en limitant les déplacements des entités, en particulier à basse température.

Le graphique ci-dessous illustre la comparaison entre le modèle du gaz parfait et le modèle de Van der Waals pour deux entités sous forme gazeuses : l'eau et le butane.



6. Expliquer pourquoi les interactions de Van der Waals peuvent limiter les déplacements des entités d'un gaz, en particulier à basse température.
7. Expliquer à quoi correspondent le terme  $(V - n \cdot b \cdot N_a)$  et donc le paramètre  $b$  dans l'équation des gaz réels de Van der Waals.
8. Dessiner les formules développées des molécules d'eau et de butane.
9. Le modèle du gaz réel de l'un des gaz est plus proche du modèle des gaz parfait que l'autre. Lequel ? Proposer une explication à cette différence.  
*Note : Que la molécule soit polaire ou non, les interactions de Van der Waals sont d'intensités comparables.*
10. Dégager une ou plusieurs conditions permettant d'appliquer le modèle du gaz parfait.

### **Partie III : Application - Gaz à effet de serre**

Les hydrates de méthane sont de formidables réserves d'énergie tapies dans les océans ou certains lacs profonds. Le laboratoire national américain des technologies énergétique (NETL) a estimé en 2011 à plus de 400 milliards de  $\text{km}^3$  le volume de méthane pouvant être libéré dans l'atmosphère à partir des réserves d'hydrates de méthane des fonds marins et des sols gelés arctiques.

#### **Document 3 : Modèle simplifié de l'atmosphère**

La couche atmosphérique peut être considérée comme une couche de gaz de volume  $V_0 = 4,03 \cdot 10^{18} \text{ m}^3$  à une pression constante  $P_0 = 1013 \text{ hPa}$  et une température moyenne  $\theta = 20^\circ\text{C}$  (appelées Condition Normale de Température et de Pression, CNPT).

Les gaz composant l'atmosphère sont, en pourcentage de quantité de matière :

$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	Ar	$\text{CO}_2$
78,084	20,946	0,9340	0,0408

11. A l'aide de la loi des gaz parfaits, calculer la quantité de matière de dioxyde de carbone présent dans l'atmosphère. On utilisera  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
12. Si seulement 0,0001% des réserves mondiales d'hydrates de méthane (pourcentage correspondant à la fonte d'une partie des sols arctique) était libéré dans l'atmosphère sous CNPT, calculer la quantité de matière de méthane correspondante.
13. Tout comme le dioxyde de carbone, le méthane contribue à l'effet de serre, mais son pouvoir absorbant dans l'infrarouge est 25 fois supérieur à celui du  $\text{CO}_2$ . On peut donc considérer que chaque mole de méthane est équivalente à 25 mol de dioxyde de carbone. Déterminer alors le pourcentage équivalent en dioxyde de carbone dans l'atmosphère suite à la libération de la quantité de méthane calculée précédemment.
14. Expliquer alors l'effet de cercle vicieux du changement climatique.

❖ **Modèle microscopique du gaz**

Les fluides sont faits de molécules qui s'agitent de façon désordonnée. On différencie les fluides gazeux des fluides liquides grâce ....., qui renseigne sur la distance entre les particules microscopiques.

La pression  $P$ , exprimée en pascal (Pa), permet de mesurer l'intensité des chocs des molécules de gaz avec la paroi du récipient qui les contient.

❖ **Température absolue**

En thermodynamique, la température est proportionnelle à l'énergie cinétique microscopique moyenne des entités et reflète l'agitation des entités à l'échelle microscopique, appelée .....

La température  $T$  absolue en kelvin (K) se déduit de la température  $\theta$  en degré Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) par la relation :

Note : Les graduations des échelles Celsius et Kelvin étant les mêmes, pour les différences de températures on a  $\Delta\theta = \Delta T$

❖ **Loi des gaz parfaits**

Pour étudier un système à l'état gazeux, on peut se placer dans le cadre du modèle des gaz parfaits, qui

..... On a alors :

où  $P$  est la pression en Pa,  $V$  est le volume en  $\text{m}^3$ ,  $n$  est la quantité de matière en mol,  $T$  la température en K et  $R$  la constante des gaz parfaits ( $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ )

Le modèle des gaz parfait a ses limites : à haute pression, le volume des molécules ne peut plus être négligé et à basse température, l'énergie cinétique devient trop faible et les interactions entre les molécules ne peuvent plus être négligées.