

# PARFAIT COMME UN GAZ

## 1. PARFAIT COMM UN GAZ

Les variables d'état pression, volume, température et quantité de matière d'un gaz parfait au repos et en équilibre sont liées par la relation suivante, appelée équation d'état des gaz parfaits:

$$P \times V = n \times R \times T$$

P représente la pression du gaz exprimée en pascals (Pa)

V représente le volume du gaz exprimé en m<sup>3</sup>

T représente la température absolue du gaz exprimée en kelvins (K)

n représente la quantité de matière du gaz en moles (mol)

R est une constante appelée constante des gaz parfaits: R = 8,31 S.I.

Cette relation résume le comportement des gaz. Par exemple:

- A température constante et une pour une quantité de gaz donnée, diminuer le volume revient à augmenter la pression.
- A pression et température de gaz constantes, une élévation de température se traduit par une augmentation de volume.
- A volume constant, une élévation de température se traduit par une augmentation de pression.

A la question posée, "Comment décrire à notre échelle le comportement des milliards de milliards de microscopiques molécules qui constituent les gaz ?", la relation des gaz parfaits apporte une réponse claire: pour décrire ce gaz, il faut définir trois grandeurs, la pression, le volume et la température, qui sont les effets macroscopiques de milliards d'événements microscopiques.

### Remarque 1. Les hypothèses du modèle des gaz parfaits.

On construit un modèle simplifié des gaz appelé gaz parfait en faisant les hypothèses suivantes:

- les molécules sont assimilées à des points matériels (on néglige leur volume propre devant le volume occupé par le gaz).
- on néglige toutes les interactions entre les molécules autres que celles ayant lieu au moment des chocs.

### Remarque 2.

La pesanteur est négligée. D'après le principe d'inertie, chaque molécule a donc un mouvement rectiligne uniforme entre deux chocs. Il n'existe pas de gaz parfait. Inutile d'aller au laboratoire demander un flacon de gaz parfait !

### Pourquoi le gaz parfait ???

Le gaz parfait se prête à des calculs simples et les résultats que l'on obtient s'appliquent avec une bonne approximation aux gaz réels.

## 2. GAZ REEL ET MODELE DU GAZ PARFAIT.

### 2.1. GENERALISATION A TOUT GAZ REEL.

A température constante, plus la pression d'une quantité de matière donnée d'un gaz diminue, plus son volume augmente; cela se traduit au niveau microscopique par le fait que les molécules sont de plus en plus éloignées les unes des autres:

- La distance entre les molécules devenant très grande, les interactions entre elles deviennent négligeables en dehors des chocs;
- le volume propre des molécules devient de plus en plus négligeable devant celui du gaz. On peut alors assimiler les molécules à des points matériels.

Les deux hypothèses du modèle parfait sont d'autant mieux vérifiées que le gaz est à plus faible pression. ***A faible pression, un gaz réel peut être modélisé par le gaz parfait.***

### 2.2. VOLUME MOLAIRE DES GAZ DANS LES CONDITIONS NORMALES.

On dit qu'un gaz est dans les conditions normales de température et de pression quand sa température et sa pression valent respectivement:

$$T_0 = 273 \text{ K et } P_0 = 1,0135 \times 10^5 \text{ Pa.}$$

Le volume molaire  $V_m$  d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz. Sa valeur dépend des conditions de température et de pression dans lesquelles se trouvent le gaz.

Par le calcul, on trouve

$$V_m = \frac{R \times T_0}{P_0} = \frac{8,31 \times 273}{1,0135 \times 10^5} = 2,24 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}, \text{ soit } 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

On admettra que, quelle que soit sa nature, une mole de gaz réel occupe le même volume qu'une mole de gaz parfait dans les mêmes conditions de température et de pression.

Le volume molaire est le même pour tous les gaz (dans les mêmes conditions).

Dans les conditions normales de température et de pression vaut 22,4 l.mol<sup>-1</sup>

### 3. APPLICATIONS PRATIQUES.

#### 3.1. POURQUOI NE FAUT-IL JAMAIS CHAUFFER UN RECIPIENT FERME ?

Considérons un gaz contenu dans un récipient fermé et rigide; la quantité de matière  $n$  et le volume  $V$  du gaz emprisonné sont constants. Si on chauffe le récipient, la température, et donc la pression du gaz emprisonné, augmentent.

En conséquence, la valeur des forces pressantes exercées par le gaz emprisonné sur un élément de surface de la paroi intérieure du récipient augmente. Une augmentation trop importante de la pression du gaz emprisonné peut alors entraîner la rupture du récipient et causer des projections dangereuses.



#### 3.2. POURQUOI LA SOUPAPE DE L'AUTO-CUISEUR TOURNE-T-ELLE ?

Pour la cuisson des légumes à vapeur, le chauffage de l'eau versée dans le fond de l'autocuiseur vaporise celle-ci.

L'augmentation de la quantité de vapeur d'eau entraîne, dans un volume déterminé, une augmentation de la pression qui, au-delà d'une certaine valeur, provoque l'ouverture de la soupape.

La vapeur s'échappe alors avec un sifflement caractéristique et met en rotation la soupape.

#### 3.3. COMMENT ENTRAINE-T-ON LES TURBINES D'UNE CENTRALE ELECTRIQUE ?

Dans un réacteur de centrale nucléaire, un générateur de vapeur produit de la vapeur d'eau à la pression de 70 bars et à la température de 286°C.

Le flux de vapeur provoque la rotation des turbines; celles-ci entraînent un alternateur qui produit de l'électricité.

La vapeur sort de la turbine à une pression de quelques millibars et à une température de quelques dizaines de degrés Celsius.



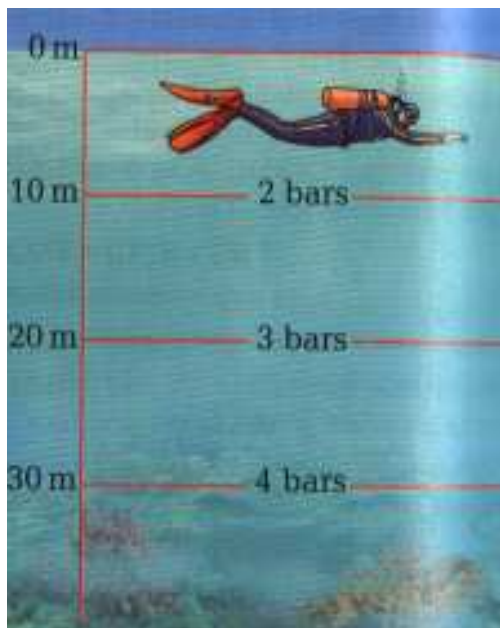
#### 3.4. LA PLONGEE SUBAQUATIQUE.

La pression varie avec la profondeur. En effet, plus le plongeur descend, plus la hauteur d'eau au-dessus de lui est importante. La pression augmente d'un bar pour dix mètres d'eau.

Lors d'une plongée, la température à laquelle est soumise un plongeur ne varie pas suffisamment pour avoir une influence sur la compressibilité des gaz.

D'après la loi des gaz parfaits, le produit  $P \times V$  est constant.

Donc un gaz qui occupe un volume  $V$  à la surface ( $p = 1$  bar), occupe un volume  $\frac{V}{2}$  à 10 m ( $p = 2$  bars) et un volume  $\frac{V}{4}$  à 30 m de profondeur ( $p = 4$  bars).



##### Conséquences ?

- En plongée, lors de la phase de descente, le plongeur doit de temps en temps insuffler de l'air par le nez à l'intérieur de son masque pour éviter que ce dernier ne se plaque contre le visage.
- Un plongeur autonome a besoin de maintenir en permanence la pression de l'air de ses poumons à la même valeur que celle de l'eau qui l'entoure. C'est le rôle du détendeur d'adapter la pression de l'air à la profondeur. Un plongeur à 30 m de profondeur inspire donc de l'air à 4 bars.

Il est très important de ne jamais bloquer sa respiration lors de la remontée. En effet, un volume  $V$  d'air à 30 m de profondeur, donc à 4 bars, occupera à la surface un volume  $4V$  ( $p = 1$  bar). Il y a donc risque très grave de détérioration des poumons si le plongeur bloque sa respiration lorsqu'il remonte ("surpression pulmonaire").



#### Pourquoi cracher dans un masque de plongée empêche-t-il la formation de buée ?

Cette buée est de la vapeur d'eau qui au contact de la vitre froide devient liquide. Or, devenir liquide implique pour les molécules d'eau de se regrouper. Mais où ? Elles ne le font pas uniformément sur le masque mais forment de nombreuses minuscules gouttelettes au niveau des imperfections du matériau. Ces microgouttelettes dispersent la lumière dans tous les sens et l'empêchent d'aller directement vers les yeux du plongeur. Le pauvre bougre ne voit rien à travers son masque. Que peut un gros crachat contre cela ? La salive, une fois étalée, forme une pellicule sur la vitre. Une pellicule qui adhère mieux que de l'eau seule. Les molécules de vapeur d'eau viennent se condenser sur ce film, qui grossit. L'avantage d'une pellicule par rapport à des gouttes ? Elle ne renvoie pas la lumière dans tous les sens. Au contraire, elle se laisse traverser. L'ensemble formé par la vitre et le film est transparent. La vision du plongeur n'est pas gênée.

