

Théorie cinétique

<https://parlonssciences.ca/ressources-pedagogiques/documents-dinformation/la-theorie-cinetique-des-gaz>

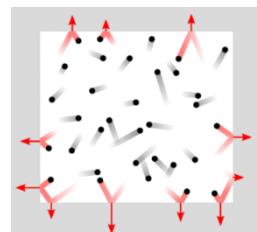
La théorie cinétique des gaz. Les gaz se comportent suivant ce qu'on appelle des « **lois des gaz** ». En sciences, la notion de loi n'est pas la même qu'on a l'habitude d'entendre dans d'autres domaines. **Les lois scientifiques ne fournissent pas d'explications ; elles ne font que décrire un comportement. Pour donner une explication et les causes des comportements, nous avons besoin de théories.** Celle qui explique comment les gaz se comportent est appelée la **théorie cinétique des gaz**. Cette théorie nous aide à comprendre le comportement des gaz. Elle se fonde sur quatre **suppositions** (propositions considérées comme étant vraies)*.

1. Les particules (atomes ou molécules) se déplacent toujours en ligne droite jusqu'à ce qu'elles entrent en collision avec d'autres particules ou avec les parois de leur contenant.
2. Il n'y a aucune perte d'énergie quand des particules subissent de telles collisions. C'est le phénomène qu'on nomme « **collision élastique** » dans le domaine moléculaire. Dans le monde qui nous entoure, les collisions sont qualifiées d'**inelastiques**, puisqu'elles entraînent toujours des pertes d'énergie dues à la friction.
3. Le volume des particules elles-mêmes est si petit par rapport à celui de l'espace qu'elles occupent qu'on le considère comme étant **négligeable** (on peut ne pas en tenir compte).
4. Il n'y a pas de **forces d'attraction** entre les particules (parce qu'elles sont très éloignées les unes des autres).

Mais qu'explique donc cette théorie ? Elle éclaire d'abord la notion de **pression**.

Il s'agit de la force exercée par les nombreuses molécules qui entrent en collision avec les parois de leur contenant. [...]

* Ces suppositions correspondent en fait à une idéalisation dite du « **gaz parfait** ».



https://fr.wikipedia.org/wiki/Théorie_cinétique_des_gaz

La **théorie cinétique des gaz** a pour objet d'expliquer le comportement macroscopique d'un gaz à partir des caractéristiques des mouvements des particules qui le composent. Elle permet notamment de donner une interprétation microscopique aux notions de :

- température : c'est une mesure de l'agitation des particules, plus précisément de leur énergie cinétique* ;
- pression : la pression exercée par un gaz sur une paroi résulte des chocs des particules sur cette dernière. Elle est liée à leur quantité de mouvement**.

* énergie cinétique $E_c = \frac{1}{2} m v^2$

** quantité de mouvement : $p = m v$

Température thermodynamique (ou absolue). C'est une mesure macroscopique de l'agitation thermique donc de l'énergie cinétique moyenne des particules $\frac{1}{2} m v_m^2$, v_m étant la vitesse statistique moyenne des particules. La théorie cinétique propose l' « équpartition » de l'énergie selon les degrés de liberté des particules. Pour chaque degré de liberté elle introduit la relation avec la température absolue sous la forme $\varepsilon = \frac{1}{2} K_B T$, où K_B est la constante de Boltzmann : $K_B = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$.

Le zéro de l'échelle Celsius usuelle correspond à $T = 273,15$ kelvin. Donc $T = \theta + 273,15$ en kelvin, θ étant la température en degré Celsius.

https://fr.wikipedia.org/wiki/Équation_d%27État_de_van_der_Waals

En pratique, les gaz ne se comportent pas exactement comme le décrit la loi des gaz parfaits, car ils sont composés de molécules ayant un certain volume. Le volume accessible à une particule est alors inférieur au volume de l'enceinte. [...] Les forces attractives entre les molécules font que la pression d'un gaz réel est inférieure à la pression d'un gaz idéal. L'équation de Van der Waals s'obtient, contrairement à l'équation des gaz parfaits, à partir d'un modèle de gaz composé de sphères dures* soumises à des interactions dipolaires attractives appelées forces de Van der Waals.

* Les collisions entre particules sont supposées élastiques.

** Les forces de Van der Waals sont dues à l'interaction entre dipôles, qu'il s'agisse des dipôles permanents des molécules ou des dipôles induits par l'interaction.