

# Théorie cinétique

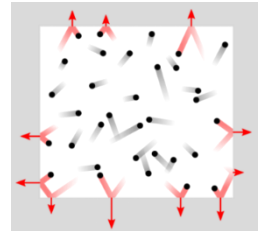
<https://parlonssciences.ca/ressources-pedagogiques/documents-dinformation/la-theorie-cinetique-des-gaz>

**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'**inélastiques**, 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/Th%C3%A9orie\\_cin%C3%A9tique\\_des\\_gaz](https://fr.wikipedia.org/wiki/Th%C3%A9orie_cin%C3%A9tique_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'« équipartition » 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  $\epsilon = \frac{1}{2} K_B T$ , 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,  $\theta$  étant la température en degré Celsius.

[https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89quation\\_d%27%C3%A9tat\\_de\\_van\\_der\\_Waals](https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89quation_d%27%C3%A9tat_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.