

À la fin avril, Sakharov transmet cet essai radical au samizdat, le système de presse clandestine ; puis, deux mois plus tard, il l'envoie à Leonid Brejnev (qui en avait déjà connaissance grâce au KGB). En juillet, l'article est diffusé par la BBC et publié dans le *New York Times*. Sakharov se souvient avoir écouté l'émission de la BBC avec satisfaction : «Les jeux étaient faits».

Sakharov est alors assigné à résidence à Moscou et empêché de se rendre à Arzamas-16, où il a pourtant passé 18 ans de sa vie. Il reste un triple Héros du travail socialiste, qui, de surcroît, connaît les secrets les plus sensibles de la nation : il n'est limogé du programme de recherches sur la bombe que l'année suivante. Peu après, sa femme meurt d'un cancer, le laissant avec ses trois enfants, dont le plus jeune a 11 ans. Sakharov fait don de toutes ses économies à un centre anticancéreux et à la Croix-Rouge soviétique.

Il lui reste toutefois 20 ans à vivre, pendant lesquels il rencontre Elena Bonner, dont il tombe éperdument amoureux ; il reçoit le prix Nobel de la paix en 1975, passe sept années en exil à Gorki, et, paradoxalement, est élu au parlement soviétique sept mois avant sa mort.

«Si je me sens libre, affirme-t-il, c'est uniquement parce que seule mon analyse morale concrète fonde mon action.» Au cours des années 1970, l'un de ses collègues, Vladimir Ritus, lui demande pourquoi il s'était tant exposé. Sakharov répond : «Qui d'autre que moi aurait pu le faire?» Son destin et son travail sur la bombe à hydrogène lui avaient imposé des choix, il avait choisi.

---

Gennady GORELIK est chercheur au Centre de philosophie et d'histoire des sciences de l'Université de Boston.

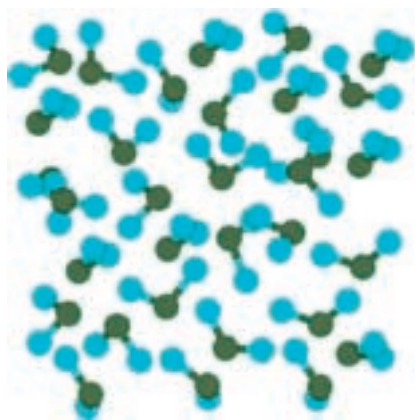
S. DRELL et L. OKUN, *Andreï Dmitrievich Sakharov*, in *Physics Today*, vol. 43, pp. 26-36, août 1990.

Alfred A. KNOPE, *Andreï Sakharov : Mémoires*, traduit du russe par Richard Lourie.

*Sakharov Remembered : A Tribute by Friends and Colleagues*, sous la direction de Sidney D. Drell et Sergei P. Kapitza, American Institute of Physics, 1991.

*New Light on Early Soviet Bomb Secrets*, numéro spécial de *Physics Today*, vol. 49, n° 11, novembre 1996.

---



# La taille des molécules

ROLAND LEHOUCQ

*Les liquides sont peu compressibles, forment des gouttes et s'évaporent. De ces observations, le physicien déduit la taille d'une molécule.*

Les gaz sont compressibles, pas les liquides, répète-t-on au collège. Si les liquides sont si peu compressibles, c'est que leurs molécules sont presque jointives : en supposant que les molécules sont des sphères dures, deux molécules sont séparées par une distance environ égale à leur taille. Pour connaître la taille d'une telle molécule, il suffit ainsi de déterminer la distance entre deux molécules voisines.

Nous allons estimer cette distance de façon indirecte en tenant compte du fait que si deux molécules sont jointives, c'est qu'elles s'attirent.

## SURFACES MINIMALES

Les molécules d'un liquide s'attirent pour former des gouttes, formes qui résultent de la tension de surface du liquide, dont on observe les effets par une expérience facile à imaginer. Tirons sur un film d'eau étendu dans un cadre métallique dont un côté est mobile (voir la figure 1). À cette traction, qui tend à augmenter la

surface du film, s'oppose la tension superficielle. Pour un cadre de un centimètre de largeur, on équilibre la tension superficielle ( $T$ ) par un poids dont la masse est égale à 0,145 gramme (dans la pratique, le montage est différent, mais le principe est identique).

Pourquoi les liquides répugnent-ils à ce que leur surface augmente ? Une molécule située à l'intérieur du liquide est attirée par toutes ses voisines de la même façon, de sorte que la force résultante qui s'exerce sur elle est nulle en moyenne (voir la figure 2a). En revanche, une molécule située en surface est frustrée : elle est attirée par les molécules de l'intérieur, mais comme il n'y a pas de molécules au-dessus de la surface, une force attire cette molécule vers l'intérieur du liquide (voir la figure 2b). Il s'ensuit que l'énergie de liaison d'une molécule de surface est inférieure à celle d'une molécule de l'intérieur. Pour amener une molécule en surface il faut donc dépenser de l'énergie. La création d'une interface requiert ainsi une énergie proportionnelle à l'augmentation de l'aire. Le quotient de l'énergie dépensée par l'aire créée est la tension superficielle (notée  $T$ , c'est une énergie par unité de surface ou une force par unité de longueur).

Ainsi, en l'absence de forces extérieures, un volume de liquide adoptera spontanément la forme qui minimisera son énergie, donc sa surface. De ce point de vue, la forme sphérique est la meilleure : à volume constant, c'est celle qui a la surface minimale. C'est la forme que prend le whisky du Capitaine Haddock lorsqu'il se trouve en impesanteur dans la bande dessinée *On a marché sur la Lune* ou celle que prennent des petites gouttes de mercure par exemple, pour lesquelles la gravité est négligeable.

Quelle énergie a-t-on dépensé pour augmenter de un centimètre carré la surface du film d'eau ? Cette énergie, ou travail, est mesurée par la descente du poids qui équilibre la tension superficielle quand la surface augmente de un centimètre carré. Le travail d'une masse  $m$  quand on la déplace d'une hauteur  $h$  est  $mgh$ , où  $g$  est l'accélération de la pesanteur. Ici, le travail est égal à 0,145 gramme multiplié par  $g$  multiplié par un centimètre, soit  $1,42 \times 10^{-5}$  joule par centimètre carré. Attention, nous avons mesuré par cette expérience le double de la tension superficielle, car le film d'eau a deux interfaces avec l'air, il exerce donc une tension superficielle double.

## L'ÉVAPORATION

Une dernière observation nous permettra d'évaluer la taille d'une molécule : les liquides s'évaporent. Les molécules d'un liquide s'agitent frénétiquement et la vitesse d'agitation moyenne augmente avec la température du liquide. Les molécules qui ont une énergie cinétique (caractéristique de l'agitation) supérieure à l'énergie qui les lie à leur voisines (énergie de liaison) peuvent s'échapper : le liquide s'évapore et il se transforme en gaz.

Habituellement, pour évaporer un liquide, on le chauffe, ce qui revient à augmenter la vitesse des molécules, donc leur énergie cinétique. On pourrait, par la pensée, séparer les molécules avec un couteau bien affûté : on découperait un volume du liquide en tranches d'épaisseur égale à la distance  $d$  entre les molécules. Pour un cube de un centimètre de côté il y a  $1/d$  tranches (où  $d$  est en centimètre). Pour isoler toutes les molécules, il faut aussi effectuer  $1/d$  découpes dans les deux directions perpendiculaires



Dessins de Bruno Vacaro

à la première, soit au total  $3/d$  découpes (voir la figure 3).

Pour ce travail de séparation, on dépense une énergie  $E$  égale à l'énergie de liaison de toutes les molécules contenues dans ce centimètre cube de liquide. Comme chaque découpe crée deux surfaces de un centimètre carré, elle consomme la même énergie que celle que nous avons déployée précédemment pour augmenter de un centimètre carré l'aire de l'interface séparant le liquide et l'air, soit  $2T$  (puisque la tension superficielle est une énergie par unité de surface). Ainsi, ces  $3/d$  découpes nécessitent une dépense d'énergie égale à  $2T \times 3/d$ , égale à l'énergie  $E$  de liaison d'un centimètre cube. Finalement, la distance  $d$  entre les molécules d'un liquide est donc égale à  $6T/E$ .

### L'ÉNERGIE DE LIAISON

Reste à déterminer l'énergie de liaison. Pour cela il suffit d'éloigner les molécules en les évaporant et de calculer l'énergie nécessaire à cette évaporation, c'est-à-dire la variation d'énergie interne entre la température ambiante et l'ébullition. Tout d'abord, il faut amener l'eau à température ambiante ( $20^\circ\text{C}$ ) jusqu'à la température d'ébullition ( $100^\circ\text{C}$ ), c'est-à-dire augmenter sa température de  $80^\circ\text{C}$ . La dépense d'énergie requise est alors égale au produit de sa capacité calorifique par l'élévation de température, soit  $4,18$  joules par centimètre cube et par degré que multiplie  $80^\circ\text{C}$ .

Puis, l'évaporation requiert une énergie supplémentaire, égale la chaleur latente d'évaporation, soit  $2\,260$  joules par centimètre cube. Toutefois, pour calculer l'énergie de liaison, il faudrait soustraire le travail fourni par la détente de la vapeur d'eau sur l'air ambiant, mais sa valeur relative est faible : l'essentiel de la variation d'énergie interne est due à l'évaporation.

Ainsi, le changement d'état du liquide au gaz requiert une grande quantité d'énergie. C'est pour cette raison que le refroidissement par évaporation est si efficace. Par exemple, quand on veut refroidir un objet qui est à une température supérieure à  $100^\circ\text{C}$ , il suffit d'y verser de l'eau : en s'évaporant, l'eau pompe de



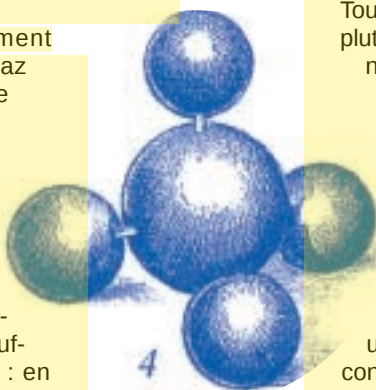
l'énergie à l'objet qui est refroidi efficacement. Finalement, l'énergie de liaison est égale à  $2\,420$  joules par centimètre cube.

Pour l'eau, la valeur de  $6T/E$  donne  $0,18$  nanomètre. L'ordre de grandeur est bon, mais la valeur est inférieure à la valeur expérimentale de  $0,32$  nanomètre. Pourquoi cette différence ? Parce que la molécule d'eau n'est pas une sphère (ses deux atomes d'hydrogène reliés à l'oxygène forment un angle de  $104,5$  degrés) et que des liaisons hydrogène imposent une orientation aux molécules d'eau, de sorte que les molécules sont plus écartées que si elles étaient des sphères (l'assemblage des molécules dans l'eau liquide est représenté dans le cartouche, à côté du titre de l'article).

Examinons une molécule plus proche d'une sphère, telle le tétrachlorure de carbone ( $\text{CCl}_4$ ). Dans cette molécule, les atomes de chlore sont disposés au sommet d'un tétraèdre, symétriquement autour de l'atome central de carbone (voir la figure 4). Notre calcul donne  $2T = 5,4 \times 10^{-6}$  joule par centimètre carré, et  $E = 280$  joules par centimètre cube. La distance calculée est alors égale à  $0,58$  nanomètre alors que la valeur expérimentale est de  $0,54$  nanomètre.

Remarquons que l'on peut déduire cette distance à partir de la densité d'un liquide et du nombre d'Avogadro (le nombre de molécules dans une mole, soit  $6,02 \times 10^{23}$ ) : la distance entre deux atomes est la racine cubique du quotient du volume occupé par une mole de molécules par le nombre d'Avogadro. La densité de l'eau liquide étant de un gramme par centimètre cube et sa masse molaire de  $18$  grammes par mole, la distance intermoléculaire trouvée est égale à  $0,31$  nanomètre.

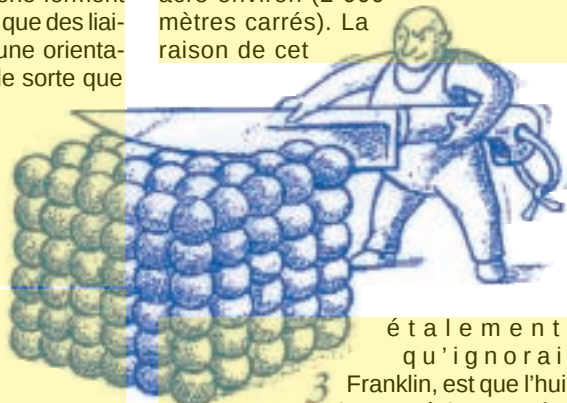
Toutefois, cette méthode est plutôt un moyen d'estimer le nombre d'Avogadro : on mesure la taille des molécules et, avec le volume molaire, on déduit le nombre d'Avogadro. En 1913, dans son livre *Les atomes*, le physicien français Jean Perrin avait d'ailleurs donné une dizaine de méthodes convergentes pour calculer le nombre d'Avogadro et



convaincre ses contemporains de la réalité des atomes et des molécules.

### FILM MONOMOLÉCULAIRE

Finalement, mentionnons une observation due à Benjamin Franklin, le père du paratonnerre, qui visait à mettre en évidence l'existence d'un film monomoléculaire. En 1762, lors d'un voyage à Londres, Franklin avait remarqué qu'en versant une cuillère à café d'huile à la surface d'un étang, celle-ci s'étalait sur l'eau d'une surface d'un demi-acre environ ( $2\,000$  mètres carrés). La raison de cet



étalement, qu'ignorait Franklin, est que l'huile possède une tête hydrophile, qui pénètre dans l'eau, et une chaîne hydrophobe qui reste dans l'air : l'huile forme un film dont l'épaisseur est égale à la taille d'une molécule. Dans ce cas, le volume versé est le produit de la surface d'huile par l'épaisseur du film.

À partir des observations de Franklin, on déduit que la taille d'une molécule d'huile est de  $2,4$  nanomètres, un ordre de grandeur inférieur à la valeur réelle. La principale erreur réside dans la supposition que la couche formée est unique : en fait l'huile s'étale en plusieurs couches monomoléculaires superposées. Des expériences fondées sur le même principe permettent des mesures de la taille de molécules organiques variées. Ainsi, l'évaluation de la taille des molécules n'est qu'une question d'observations.

**Roland LEHOUCQ est astrophysicien au Service d'astrophysique du CEA.**

**J. PERRIN, *Les atomes*, Flammarion, 1991 (réédition de 1913).**

**W.F. WEISSKOPF, *Search for Simplicity*, in *American Journal of Physics*, vol. 53, p. 19, 1985.**

**P.-G. DE GENNES, *Comment s'étale une goutte ?*, in *Pour la Science*, p. 88, mai 1984.**

**J. BIGELOW (éditeur), *The Complete Quorks of Benjamin Franklin*, vol. V, J.P. Putman's Sons, New York, 1887, p. 253.**