

Vapeurs sous pression

La température d'ébullition d'un liquide dépend de la pression.

Une propriété à l'œuvre tant dans les autocuiseurs que dans les geysers.

Dans un autocuiseur, l'eau sous pression bout à plus de 120 °C. Pourquoi n'atteint-on pas une telle température à la pression atmosphérique ? Comme nous le verrons, les effets de la pression sur la température d'ébullition de l'eau expliquent l'intérêt des autocuiseurs, mais aussi le beau spectacle des geysers. Cela suppose d'abord de comprendre l'équilibre entre un liquide et sa vapeur.

Pour ce faire, il faut se placer à l'échelle microscopique. Considérons de l'eau liquide placée en petite quantité dans un récipient où l'on a fait le vide. En raison des forces de cohésion entre les molécules d'eau, le liquide garde son volume et l'essentiel du récipient est vide. Au sein du liquide, les molécules d'eau sont agitées de mouvements d'autant plus rapides que la température est élevée. Même à basse température, certaines molécules ont des vitesses suffisantes pour vaincre les forces intermoléculaires. Lorsque ces molécules sont au voisinage de la surface, elles s'extraient du liquide. Peu à peu, le récipient s'empli ainsi de vapeur.

Lorsque les molécules évaporées viennent frapper le liquide, il arrive qu'elles cèdent à ce dernier une partie de leur énergie : elles ne sont alors plus assez rapides pour s'éloigner de la surface et retournent dans le liquide. C'est la condensation, le processus inverse de l'évaporation. À température donnée, le nombre moyen de molécules qui quittent le liquide à chaque instant est toujours le même ;

en revanche, le nombre de molécules qui se condensent est proportionnel au nombre de molécules qui viennent frapper la surface, et donc à la pression de la vapeur.

Pour une valeur bien précise de la pression, la « pression de vapeur saturante », évaporation et condensation se compensent. Le nombre de molécules dans chaque phase est en moyenne constant. Quand la pression de la vapeur est inférieure à la pression de vapeur saturante, du liquide s'évapore ; quand elle lui est supérieure, de la vapeur se condense. Le nombre de molécules susceptibles de quitter le liquide augmente rapidement avec la température. Il en est donc de même de la pression de vapeur saturante. Celle-ci vaut une atmosphère pour de l'eau à 100 °C, mais dépasse 15 atmosphères pour 200 °C et ne vaut qu'un quarantième d'atmosphère à 21 °C. C'est pourquoi de l'eau chauffée dans une casserole non couverte bout à 100 °C, c'est-à-dire juste quand la pression de vapeur saturante est égale à la pression atmosphérique.

Ébullition : 100 °C à l'air libre...

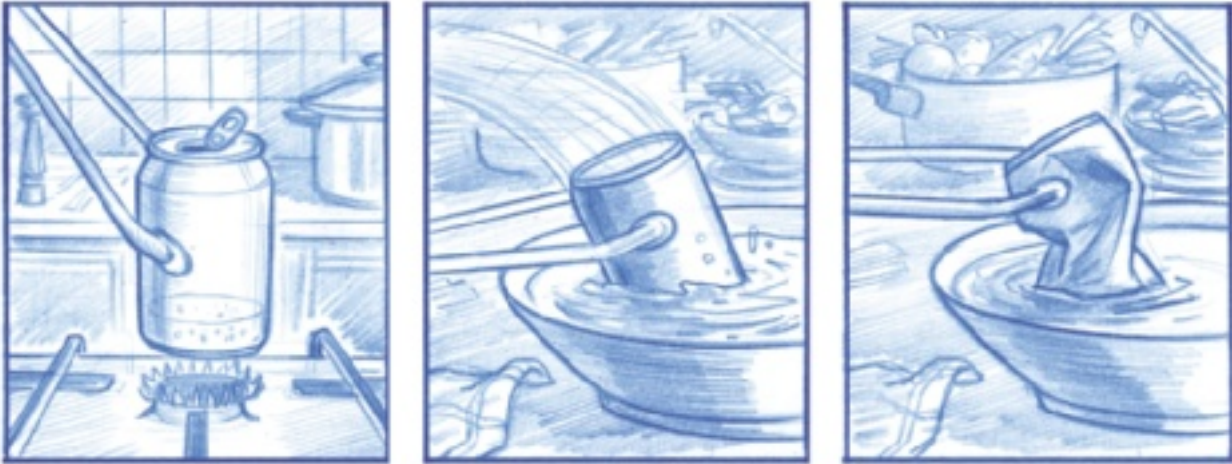
Dans un récipient d'eau qu'on chauffe, que se passe-t-il lorsque naît, sur une paroi en général, une petite bulle de vapeur ? La pression dans cette bulle est égale à la pression de vapeur saturante. Par conséquent, si la température est inférieure à 100 °C, cette pression est inférieure à une atmosphère, la pression de l'eau. La bulle se contracte et disparaît. À 100 °C, un équilibre est possible et la petite bulle, devenue stable, s'élève jusqu'à crever en surface en libérant toute sa vapeur : c'est l'ébullition.

En revanche, à plus de 100 °C, la bulle grossit vite, car sa pression interne dépasse celle de l'eau. Cette situation se produit parfois dans un four à micro-ondes, où le chauffage a lieu dans tout le volume du liquide. Au centre du récipient, l'eau ne trouve pas le germe ou l'impureté qui lui permettrait de former une bulle, et la température peut y dépasser 100 °C de plusieurs degrés. Mais le moindre choc apporte l'énergie nécessaire à la naissance d'une bulle, qui enfle alors rapidement et entraîne des projections d'eau bouillante.

1. Dans un autocuiseur, la soupape maintient la pression de la vapeur d'eau, donc celle du liquide, à moins de deux atmosphères. Cette valeur correspond à la « pression de vapeur saturante » de l'eau à 121 °C. Au-dessous de cette température, les éventuelles bulles de vapeur d'eau disparaissent, car leur pression interne est inférieure aux deux atmosphères qu'elles subissent. À 121 °C, la pression interne des bulles atteint deux atmosphères et les bulles subsistent : c'est l'ébullition.



Dessins de Bruno Vaccaro



2. Un peu d'eau chauffée dans une canette jusqu'à ébullition permet de chasser l'air et de le remplacer par de la vapeur. Si l'on reverse rapidement la canette sur une bassine d'eau froide, la vapeur se

condense. Cela provoque une dépression, et la canette s'écrase. Le même effet de dépression explique pourquoi on ne peut pas ouvrir un autocuiseur refroidi sans avoir d'abord libéré la soupape.

Une illustration spectaculaire de l'ébullition est le geyser qui, comme l'*Old Faithful*, l'une des principales attractions du parc américain de Yellowstone, souffle un jet de vapeur à intervalles réguliers. Dans ces terres volcaniques, l'eau des profondeurs se rassemble dans des puits où elle s'échauffe. Au fond de ces puits, la pression hydrostatique, due à la colonne d'eau qui les surmonte, est bien supérieure à une atmosphère. Il ne s'y forme donc pas de bulles à 100 °C, et l'eau peut atteindre les 300 °C.

Régulièrement, quelques bulles de gaz carbonique apparaissent dans la colonne d'eau. En remontant, ces bulles gonflent et finissent par occuper un volume important. Le conduit est alors partiellement vidé de son liquide, et la pression au fond devient inférieure à ce qu'elle était lorsque le conduit était plein. Dans ce cas, les bulles naissantes de vapeur d'eau peuvent grossir et une réaction en chaîne s'enclenche : l'eau des profondeurs bout, libère plus de bulles, ce qui diminue encore la pression, etc. En surface, il ne reste plus qu'à admirer l'éruption de vapeur et de gouttelettes qui s'ensuit... et à attendre un nouveau cycle de remplissage des puits et d'échauffement-ébullition de leurs eaux.

... mais 121 °C en autocuiseur

Puisqu'il est difficile de dépasser les 100 °C à la pression atmosphérique, il faut davantage de pression si l'on veut de l'eau plus chaude. C'est le rôle d'un autocuiseur. Dans un tel récipient, la vapeur s'accumule grâce au couvercle hermétique et la pression à l'intérieur augmente. Lorsqu'elle atteint deux atmosphères, une soupape laisse s'échapper un peu de vapeur, afin que la pression reste constante. Très vite, l'autocuiseur ne contient plus (en sus des aliments !) que de la vapeur d'eau en équilibre avec le liquide, à 121 °C – la température pour laquelle la pression de vapeur saturante est égale à deux atmosphères. Comme

la vitesse des réactions chimiques de cuisson double à peu près tous les dix degrés au-delà de 100 °C, on divise ainsi par quatre les temps de cuisson !

La cuisson achevée, pour faire baisser la pression dans l'autocuiseur, on laisse celui-ci refroidir. On peut même accélérer son refroidissement en le plaçant sous un filet d'eau froide. Or si l'on pouvait regarder à l'intérieur, on constaterait que ce refroidissement active l'ébullition de l'eau ! Pourquoi ? Comme la vapeur se condense sur les parois froides, la pression chute brutalement à l'intérieur, ce qui permet aux bulles de vapeur de se former.

Une fois la température ambiante atteinte, il est difficile de retirer le couvercle sans ouvrir la soupape. Pourquoi ? À 21 °C, la pression à l'intérieur ne vaut plus qu'un quarantième d'atmosphère. Autrement dit, les forces atmosphériques qui appuient sur l'extérieur des parois ne sont pas contrebalancées par les forces de pression internes. C'est grâce à ses parois robustes que l'autocuiseur ne s'effondre pas sur lui-même. Une expérience simple montre ce qui se passerait si l'autocuiseur était moins résistant. On place un fond d'eau dans une canette de soda. On chauffe pour porter le liquide à ébullition et on attend quelques dizaines de secondes, le temps que la vapeur d'eau formée ait chassé tout l'air contenu dans la canette. On retourne alors celle-ci sur une bassine d'eau froide. Avant même que le liquide ait le temps de pénétrer, la vapeur d'eau se condense, la pression dans le récipient chute brutalement et la canette s'écrase sur elle-même.

Jean-Michel COURTY et Édouard KIERLIK sont professeurs de physique à l'Université Pierre et Marie Curie, à Paris.

E. HECHT, *Physique*, De Boek, 1998.

P. PAPON et J. LEBLOND, *Thermodynamique des états de la matière*, Hermann, 1997.