

N° 42. — THÉORIE DES GAZ.

XXXVI. — Compressibilité de l'hélium,

par JACQUES DUCLAUX.

[École pratique des Hautes Études, 13, rue Pierre-Curie, Paris, 5^e.]

(Manuscrit reçu le 25.11.65.)

SOMMAIRE

L'étude de l'hélium présente un intérêt particulier parmi celles des autres gaz, des mesures ayant été faites dans un très grand intervalle de températures. Les difficultés qui se présentent, si l'on veut interpréter ces mesures du point de vue de Van der WAALS, disparaissent avec la théorie de la condensation progressive, qui est remarquablement en accord avec l'expérience, notamment aux hautes températures. L'équation d'état limite prévue par cette théorie est parfaitement vérifiée. Les isothermes limites de l'hélium sont superposables à celles de l'azote, de l'argon, de l'oxygène; elles ne dépendent d'aucun paramètre caractéristique du gaz, mais seulement d'une fonction mathématique simple, et traduisent une loi générale d'interaction moléculaire insensible à la constitution des molécules et dont toute théorie devra donner l'explication.

1. — Pour toute théorie fondée sur l'expérience, l'étude de l'hélium est particulièrement utile. Toute déduction doit être basée sur des mesures faites dans un intervalle de températures aussi grand que possible, si l'on ne veut pas courir le risque de la voir remise en question par une extension de ces mesures. Or pour l'hélium elles ont été faites entre 3 °K et 1 473 °K, c'est-à-dire, en fonction de la température critique T_c , entre 0,6 T_c et 280 T_c tandis que pour l'azote par exemple elles n'ont été faites qu'entre T_c et 8 T_c .

De plus l'hélium est très différent des autres gaz par sa température critique extrêmement basse et sa pression critique faible. Il est donc très important de montrer qu'il obéit aux mêmes lois.

Comme nous le verrons, l'extension de la théorie de condensation progressive conduit à des résultats nouveaux. Ces résultats ne sont malheureusement pas immédiatement applicables aux autres gaz, parce que les chiffres expérimentaux manquent.

2. — La compressibilité de l'hélium a été notamment étudiée, du point de vue de la théorie de Van der WAALS, par P. WEISS (1) qui a calculé par

une méthode indirecte les valeurs des coefficients a et b en fonction de la température, d'après les mesures de HOLBORN et OTTO. Il conclut que ces valeurs diminuent quand la température augmente; mais tandis que b reste toujours positif, passant de 0,000 663 à -255° à 0,000 35 à $+350^\circ$, la valeur de a , positive aux basses températures, s'annule vers -100° et devient négative au-dessus. La pression interne devient ainsi négative et WEISS en donne une explication qui n'est pas très convaincante :

« La pression interne qu'éprouve une molécule provient pour une part des molécules relativement éloignées qui se trouvent dans la région d'attraction, et pour une autre des molécules rapprochées qui se trouvent dans la région de répulsion. Quand la température s'élève, les chocs de plus en plus violents font pénétrer les molécules de plus en plus profondément dans la zone répulsive et, quelle que soit la densité à une température suffisamment élevée, le terme répulsif doit devenir prépondérant. »

Un raisonnement analogue a été fait par HIRSCHFELDER (2) mais il en conclut seulement qu'à haute température le second terme du viriel peut passer par un maximum. Cette question sera examinée plus loin.

D'autre part, en essayant de calculer directement a et b à partir des mesures faites à chaque température, par une méthode beaucoup plus sûre que celle de WEISS, j'ai trouvé qu'à 20° par exemple il fallait, pour retrouver au mieux les chiffres expérimentaux, donner simultanément à a et à b des valeurs négatives, ce qui semble inadmissible.

La possibilité d'effets quantiques a été signalée (H.C.B.; 164, 174, 195, 429, 430) (3). En général ils ne deviennent notables qu'en dessous de 20° K. Certains, aux températures inférieures à la température critique, sont définis par la théorie sans correspondre à un phénomène expérimental, et leur existence ne peut être admise sans réserve.