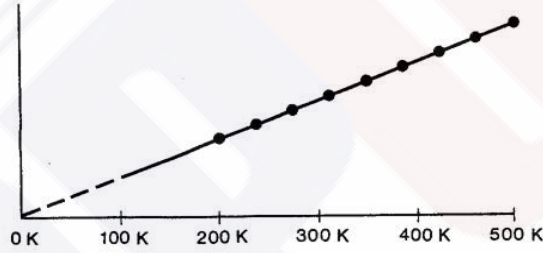


الشكل (3-1-أ) تابعة حجم الغاز لدرجة الحرارة حسب السلم المئوي



الشكل (3-1-ب) تابعة حجم الغاز لدرجة الحرارة حسب سلم كلفن

تشهد كافة النتائج التجريبية الحديثة على حقيقة هذا الأمر وتسمى درجة الحرارة هذه بدرجة حرارة الصفر المطلق ودلت القياسات على أن هذه الدرجة تساوي تقريباً $(273,15^{\circ}\text{C})$.

تعتبر درجة حرارة الصفر المطلق أساساً لتدرجات درجة الحرارة وتسمى التدرجات المطلقة (تدرجات كلفن) وتستخدم هذه التدرجات بصورة واسعة في الأبحاث العلمية وتقاس درجة الحرارة بهذه التدرجات بدرجة كلفن والتي يرمز لها بحرف K بدون $(^{\circ})$.

إن تقسيم التدرجات على الشكل (3-1-ب) متساوي أي أن قيمة الدرجة المئوية ودرجة كلفن متساوية غير أن الصفر على تدرجات كلفن 0K أخير مساوياً للصفر المطلق لدرجة الحرارة، على هذه الصورة فإن نقطة تجمد الماء 0°C تساوي $(273,15\text{ K})$ أما درجة غليان



الماء ($373,15\text{ K}$) أي أن كل درجة حرارة حسب تدريجاتسيلسيوس أو المئوي يمكن تحويلها إلى الكلفن بإضافة العدد ($273,15$) أي:

وسناقش هذهالتدريجات بصورة مفصلة فيما بعد.

لندرس المنحني على الشكل (3-1-7) فنجد تابعة حجم الغاز لدرجة الحرارة المطلقة وهي عبارة عن خط مستقيم أيضاً على هذه الصورة يمكن أن نتحقق العلاقة بصورة جيدة تقريباً والتي تنص:(عند ثبات الضغط فإن حجم الغاز المعطى سيتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة) ويسمى هذا القانون بقانون "شارل" ويمكن كتابته على الشكل التالي:

إن قانون الغازات الثالث والمعروف بقانون غايولوساكنسبة للعالم جوزيف غاي لوساك(1778-1850) وهو ينص: عند ثبات حجم غاز فإن ضغط الغاز يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة:

والمثال الذي يوضح هذا القانون:

إذا وضعنا وعاء أو اسطوانة مليئة بالغاز في النار فإنها ستفجر لأن ضغط الغاز بداخلها سيزداد. وعلى هذا المبدأ تم بناء الترمومتر الغازي ذي الحجم الثابت.

تتحقق قوانين بويل وشارل وغاي لوساكفي الغازات الحقيقية فقط عندما يكون ضغط وكثافة الغاز غير كبيرين وحرارة الغاز ليست قريبة من حرارة استبخاره.

3-1-10- قانون الغاز المثالي The law of ideal gas:

تم الحصول على قوانين الغازات لبويل وشارل وغاي لوساك باستخدام الطريقة العلمية التي تعتمد على تثبيت بعض المتحولات لمراقبة تغيرات متحولات أخرى والآن يمكن توحيد هذه

القوانين في علاقة عامة بين الضغط والحجم ودرجة الحرارة والتي تكون محققة من أجل كمية معينة من الغاز:

$$P.V \sim T$$

تبين هذه العلاقة كيف تتغير أي من القيم P أو V أو T عندما تتغير القيم الأخرى فهي تتحول إلى قوانين بويل وشارل وغازي لوساك في تلك الحالة عندما تثبت على التابع درجة الحرارة أو الضغط والحجم.

وأخيراً يجب الأخذ بالحسبان تأثير الكمية أو كتلة الغاز إن كل من حاول نفخ بالوناً يعرف أنه كلما أدخلنا هواء إلى البالون كلما زاد حجمه أو أبعاده.

تبين التجارب الدقيقة أنه عند درجة حرارة ثابتة وضغطاً ثابتاً فإن الحجم المغلق V يزداد متناسباً طردياً مع كتلة الغاز:

$$P.V \sim mT$$

إن علاقة التناسب هذه تربط بين كافة القيم الأساسية للغاز وإذا أدخلنا عامل التناسب سنحصل على معادلة معينة.

دلت التجارب على أن هذا المعامل يختلف في غازات مختلفة غير أن معامل التناسب يصبح نفسه لكل الغازات إذا استخدمنا بدلاً عن الكتلة m عدد المولات.

ويعين المول الواحد بكمية المادة التي تحوي عدداً من الذرات أو الجزيئات بنفس العدد الذي يحويه 0.012kg من الكربون 12 أي الكربون الذي كتلته بدقة 12.0000u وطبقاً للتعين الثابت للمول فإن عدد غرامات المادة الموجودة في 1 مول تساوي الكتلة الجزيئية للمادة.

على سبيل المثال الكتلة الجزيئية للهيدروجين H_2 هي 2u (لأن كل جزيء هيدروجين يحتوي على ذرتي هيدروجين وكل ذرة لها الكتلة الذرية 1u).

على هذه الصورة فإن كتلة مولاً واحداً من الهيدروجين H_2 يساوي 0.002kg وبالمشابهة فإن كتلة 1 مول من غاز النيون تساوي $0,01\text{kg}$ وكتلة 1 مول من Co_2

تساوي $0,044\text{kg}=10^{-3}\text{kg}(16\times 2+12)$ ويعتبر المول إحدى أهم وحدات الجمل الدولية وتستخدم أحياناً وحدة الكيلو مول:

وعندئذ يعبر عن علاقة التناسب الطردي بالشكل التالي :

$$P.V = r$$

حيث أن:

n : عدد المولات, R : ثابت التناسب والذي يسمى ثابت الغازات العام أو الشامل والذي تعطى قيمته كما يلي:

$$R = \epsilon$$

وأحياناً تقرب على الشكل التالي:

وفي الجملة الغير دولية (cgs):

I

وتسمى العلاقة (3-1-5) بقانون الغازات المثالية أو معادلة حالة الغاز المثالي وتستخدم كلمة مثالي هنا لأن الغاز الحقيقي لا يخضع لهذا القانون بصورة تامة وخاصة عند ضغوط عالية أو في تلك الحالة عندما يكون الغاز قريباً من نقطة تحوله إلى الحالة السائلة غير أنه عند ضغط من مرتبة 1 atm أو أقل وعند درجات حرارة بعيدة عن درجات غليان المواد يمكن اعتبار العلاقة (3-1-5) محققة بدقة كافية (وسندرس معادلة الغازات الحقيقية بصورة أدق فيما بعد).

يلعب قانون الغاز المثالي دوراً هاماً في الفيزياء ويعتبر مفيداً في الأبحاث المختلفة ولندرس بعض الأمثلة على استخدام هذا القانون.

سنستخدم غالباً تعبير الشروط النظامية أو العادية أي درجة الحرارة والضغط التاليين:

$$1 \text{ atm} = 1 \text{ Pa} = 1,01 \times 10^5 \text{ N/m}^2 \text{ والضغط } (273\text{K}) \text{ أو } (0^\circ\text{C})$$

مثال (3-1-5) :

عين حجم 1 mol من أي غاز في الشروط النظامية معتبراً أن الغاز يسلك سلوكاً نظامياً.

الحل :

نجد قيمة V من المعادلة (3-1-5) :

$$V = \frac{nRT}{P} =$$

وبما أن كل 1l يساوي 1000 cm^3 ويساوي 10^{-3} m^3 هذا يعني إن حجم 1mol ليتراً 22,4l .

ومن الضروري حفظ أن حجم واحد مول من أي غاز في الشروط النظامية يساوي 22,4 l لأن هذه الثابتة تدخل في حل كثير من المسائل.

مسألة (3-1-1) :

وعاء ذي جدران مرنة يحوي على الأكسجين O_2 في الشروط النظامية وحجمه 10 m^3 . ما هي كتلة الغاز المحتواة في الوعاء ؟

بما أن حجم 1 mol من O_2 يساوي $22,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3$

بما أن حجم $X \text{ mol}$ من O_2 يساوي 10 m^3

$$X = \frac{10}{22,4 \times 10^{-3}}$$

وبما أن كتلة 1 mol من الأوكسجين = 0,032kg

كتلة الأوكسجين = عدد المولات x كتلة المول الواحد

الأوكسجين

يقاس الحجم في كثير من الحالات باللترات أما الضغط فيقاس بالضغط الجوي فبدلاً من تحويل هذه الوحدات إلى وحدات دولية يمكن استخدام قيمة ثابتة R بوحدات تغيير دولية مثلاً $R=0,082 \text{ atm/mol.k}$. وفي كثير من الحالات فإن استخدام قيمة R ليس ضرورياً وهذه الأحوال نصادفها في المسائل التي ندرس فيها تغير الضغط ودرجة الحرارة والحجم عند كمية ثابتة من الغاز.

وفي هذه الحالة $(P.V)/T = nR = \text{const}$ حيث أن قيمتا nR تبقى ثابتتان والآن لو رمزنا للثوابت التي تصف الحالة البدائية للغاز ب T_1, V_1, P_1 والثوابت التي تصف حالة الغاز بعد حصول تغير ما T_2, V_2, P_2 هذا يعني أننا يمكن أن نكتب العلاقة التالية :

تسمى بعلاقة كليرون فإذا عرفنا أي من القيم الخمسة يمكن معرفة القيمة السادسة.

مسألة (3-1-2) :

تم نفخ دولاب سيارة عند درجة الحرارة 10°C حتى ضغط زائد (يزيد عن الضغط الجوي) 200kpa وبعد أن قطعت السيارة 100km ارتفعت حرارة الدولاب إلى 40°C .

احسب الضغط داخل الدولاب عندئذ؟

الحل :

بما أن حجم الدولاب يبقى ثابتاً هذا يعني $V_2 = V_1$ ويصبح قانون كليرون على الشكل التالي:

وبما أن الضغط المقاس في الدولاب يمثل ضغطاً إضافياً فيجب إضافة الضغط الجوي أي 101 kpa للحصول على قيمة الضغط المطلقة :

$$P_1 = 200 + 101$$

$$P_1 = 301 \text{ kpa}$$

وعندئذ يكون :

$$P_2 = P$$

$$P_2 = 3,33 \times 10^2 \text{ pa}$$

ويطرح الضغط الجوي فإننا نحصل على قيمة جديدة للضغط الزائد والتي تساوي 232kpa أي بزيادة 15% عن الضغط البدائي وهذا المثال يبين لماذا ينصح بقياس ضغط الدواليب في درجات حرارة منخفضة .

3-1-11- قانون الغاز المثالي على المستوى الجزيئي (عدد أفوغادرو) :

The law of ideal gas at a molecular level, Avogadro's number:

تمتلك كافة الغازات نفس القيمة ل R وهذا ما يعكس الطبيعة البسيطة لهذه الغازات وهذا ما أدركه أولاً العالم أميدو أفوغادرو (1776-1856).

بين أفوغادرو أن الحجم المتساوية من الغازات عند ضغوط ودرجات حرارة متساوية تحتوي على أعداد متساوية من الجزيئات. وتسمى هذه الفرضية بمسلمة أفوغادرو وترتبط هذه الفرضية بثبات R كما سنبين فيما يلي:

1- تبيين العلاقة (3-1-5): $P.V = nRT$ أنه إذا احتوت غازات مختلفة على نفس عدد المولات n وكان لها نفس الضغط ودرجة الحرارة فعند ثبات قيمة R ستشغل هذه الغازات نفس الحجم.

2- إن عدد الجزيئات في المول الواحد لكل الغازات هو نفسه وهذا واضح مباشرة من تعيين المول (تحديد قيمة المول). على هذه الصورة فإن مسلمة أفوغادرو تؤكد أن قيمة الثابتة R ثابتة لكل الغازات.

3- إن عدد الجزيئات في مول واحد يسمى عدد أفوغادرو ورمزه N_A مع أن أفوغادرو اقترح هذه الفرضية لكنه لم يحدد قيمة N_A ومن أجل قياس N_A استخدم طرائق متعددة وتعطى قيمة N_A في الوقت الحالي :

$$N_A = (6,0$$

أو بصورة تقريبية:

بما أن عدد جزيئات الغاز $N =$ عدد الجزيئات في 1 مول مضروباً بعدد المولات أي أن:

فإن قانون الغاز المثالي أي العلاقة (3-1-5) يمكن إعادة كتابتها باستخدام عدد جزيئات الغاز على الشكل التالي:

حيث $k = \frac{R}{N_A}$ يسمى ثابت بولتزمان ويأخذ القيمة:

$$k = \frac{R}{N_A} =$$

أو بصورة تقريبية :

مسألة (3-1-3) :

اعتماداً على قيمة عدد أفوغادرو أوجد كتلة ذرة الهيدروجين ؟

الحل :

يمتلك المول الواحد من الهيدروجين ، الكتلة الذرية للمهيدروجين والمساوية $1,008 \times 10^{-3} \text{ kg}$.

ويحتوي المول الواحد على عدد أفوغادرو والمساوي لـ ذرة $6,02 \times 10^{23}$.

لذلك فإن كتلة ذرة واحدة من الهيدروجين $= \frac{\text{كتلة المول الواحد من الهيدروجين}}{\text{أفوغادرو عدد}}$ أي :

$m_{H_2} =$

وتاريخياً تم تعيين قيمة عدد أفوغادرو من معرفة كتلة ذرة الهيدروجين .

مسألة (4-1-3) :

ما هو عدد الجزيئات التي تستنشقها إذا حصلت عند كل استنشاق على 1 ليتر من الهواء؟

الحل :

إن حجم 1 مول من الهواء في الشروط النظامية يساوي 22.4

إن حجم x مول يساوي 1 l

وبالتالي:

0,045 mo

عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوغادرو

1

3-1-12- Partial pressure الضغط الجزئي

إذا شغل غازان أو أكثر نفس الحجم فإن الضغط الكليساوي مجموع الضغوط الجزئية لهذه الغازات.

يعين الضغط الجزئي للغاز كضغط هذا الغاز فيما لو أنه شغل كامل الحجم لوحده حصل على هذا القانون تجريبياً العالم دالتون وسمي "قانون دالتون" للضغوط الجزئية وطبقاً لهذا القانون كل غاز في المزيج يشكل ضغطاً جزئياً يتناسب مع تركيزه الجزئي وهذه الموضوعات تتطابق مع قانون الغاز المثالي.

$$P.V = N.k.T \quad \text{العلاقة:}$$

لنفرض أن لدينا مزيج من ثلاثة غازات والحاوية على عدد من الجزيئات N_1 , N_2 , N_3 لكل منها على الترتيب يكتب الضغط الكلي على الشكل التالي:

$$\text{حيث } (N) : \text{عدد الجزيئات الكلي} = N_1 + N_2 + N_3$$

عند ذلك سيكون:

P =

و

حيث : P_1, P_2, P_3 : الضغوط الجزئية لكل من الغازات الثلاثة.

ويكون :

$$P_3 = \frac{N_3}{V}$$

وتسمى النسب : $N_1/V, N_2/V, N_3/V$ التراكيز الجزئية لهذه الغازات.

على هذه الصورة فإن الضغط الكلي يساوي مجموع الضغوط الجزئية وكل ضغط جزئي يتناسب طرماً مع تركيزه الجزئي.

على سبيل المثال : يتألف الهواء الجاف حسب حجمه من 78% آزوت و 21% أوكسجينوكمية قليلة من الأرجون وغازات أخرى ,وعندما يكون الضغط الكلي يساوي 1atm فإن الضغط الجزئي يساوي 21% للأوكسجين و 78% آزوت.

3-1-13- السلم الحراري للغاز المثالي , الترمومتر المعياري :

The temperature scale of ideal gas, the standard thermometer:

من الهام جداً الحصول على سلم حراري معين وذلك من أجل قياس درجة الحرارة في مختبرات مختلفة على أن تعطي نتائج متماثلة يمكن مقارنتها.

لندرس هذا السلم المعتمد من قبل علماء دول مختلفة.

يعتبر الترمومتر الغازي ذي الحجم الثابت الترمومتر المعياري لتعيين هذهالتدرجات والذي درسناه سابقاً وتسمى التدرجات هذه بتدرجات الغاز المثاليذلك لأنها تعتمد على خواص

الغاز المثالي والذي فيه ضغط الغاز يتناسب طردياً مع حرارته المطلقة (قانون غاي لوساك) وعند كثافات منخفضة للغاز الحقيقي وإذا استخدم هذا الغاز في أي من الترمومترات الغازية ذات الحجم الثابت فإن هذا الغاز يقترب عندئذٍ بخواصه من خواص الغاز المثالي وبكلمات أخرى تتعين درجة الحرارة في أي نقطة من الفراغ كقيمة تتناسب مع ضغط الغاز المثالي المستخدم في الترمومتر الغازي ومن أجل إنشاء (بناء) التدريجات نحتاج إلى نقطتين محددتين.

النقطة الأولى: تتطابق الضغط (0 atm) ودرجة حرارة (0k) أما النقطة الثانية الأخرى فهي (النقطة الثلاثية للماء Triple point of water) والتي يمكن قياسها في مختبرات مختلفة وبدقة عالية. تمثل النقطة الثلاثية للماء تلك النقطة التي يكون فيها الماء في الحالات الصلبة والسائلة والغازية واقعاً في حالة توازن حراري، وهذا يكون محققاً فقط عند درجة حرارة وضغط معينين وتساوي قيمة الضغط عند هذه النقطة (P = 4,58mmHg) ، أما درجة الحرارة فتساوي تقريباً (273,16k=0.01°C) ، حيث أن الصفر المطلق يساوي (-273,15°C) وفي الحقيقة تعيين النقطة الثلاثية للماء كدرجة حرارة التي تساوي وبدقة (273,16k)، وتعين درجة الحرارة المطلقة أو درجة الحرارة حسب سلم كلفن في أي نقطة بواسطة الترمومتر الغازي ذي الحجم الثابت كما يلي :

$$T = (273,16) \left(\right.$$

حيث: P_{TRT} : الضغط في الترمومتر عند درجة حرارة الماء الثلاثية.

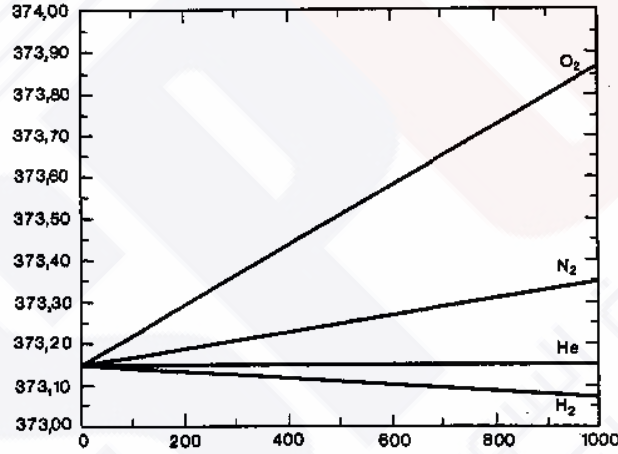
P: الضغط في الترمومتر عند درجة الحرارة التي نقيسها.

نلاحظ في العلاقة (3-1-6) أنه لو وضعنا $P = P_{TRT}$ لوجدنا أن $T = 273,16 K$.

لو عينا درجة الحرارة حسب المعادلة (3-1-6) وقسنا درجة الحرارة بترمومتر غازي ذي حجم ثابت والمملوء بغاز حقيقي (حيث أنه لا يوجد في الطبيعة غاز مثالي).

سنجد أنه طبقاً لنوع الغاز المستخدم في الترمومتر سنحصل على قيم مختلفة لدرجة الحرارة.

إن درجة الحرارة المعينة بهذه الطريقة تتعلق أيضا بكمية الغاز الموجودة في دورق الترمومتر على سبيل المثال : لو استخدمنا ترمومتر غازي مملوء بالأوكسجين O_2 هذا يعني باستخدام العلاقة (3-1-6) سنجد أن درجة غليان الماء عند الضغط الجوي 1atm تساوي $373,87\text{K}$ هذا إذا كانت $P_{\text{TRT}} = 1000\text{ mmHg}$ إذا أنقصنا كمية الأوكسجين في الدورق حتى النقطة الثلاثية تصبح $P_{\text{TRT}} = 500\text{mmHg}$ هذا يعني أن إجراء الحسابات وفق العلاقة (3-1-6) يعطي درجة غليان الماء تساوي $373,15\text{K}$ فإذا استخدمنا بدلاً عن الأوكسجين غاز الهيدروجين H_2 فإن درجات الحرارة المرافقة لغليان الماء ستساوي $373,07\text{K}$ أو $373,11\text{K}$ عندما $P_{\text{TRT}} = 1000\text{ mmHg}$ و $P_{\text{TRT}} = 500\text{mmHg}$ على الترتيب.



الشكل (3-1-8) تعيين درجة غليان الماء باستخدام غازات مختلفة في الترمومتر الغازي ذي الحجم الثابت وتبين المنحنيات تابعة درجة الحرارة للضغط ونلاحظ أنه عندما $P_{\text{TRT}} \rightarrow 0$ تعطي كل الغازات نفس القيمة

لنفرض الآن أننا نستخدم غاز حقيقي معين ونقوم بجملة من القياسات بحيث ننقص كمية الغاز في الدورق بالتدريج ليتناقص بدوره P_{TRT} بالتدريج.

دلت التجارب أنه بتمديد نتائج القياس (المستقيمات) حتى ضغط $P_{\text{TRT}} = 0$ عند ذلك سنحصل دائماً على درجة حرارة معينة للجملة المعطاة على سبيل المثال :

$$T=373.15 \text{ k}$$

من أجل نقطة غليان الماء عند الضغط الجوي 1 atm أو كما هو واضح من الشكل (3-1-8) فإن درجة الحرارة في أية نقطة من الفراغ تقاس بمساعدة ترمومتر غازي ذي الحجم الثابت والحاوي على غاز حقيقي وتتعين درجة الحرارة بالعلاقة التالية:

T =

وهكذا يتم تحديد التدرجات الحرارية للغاز المثالي .

تتعين أفضلية هذه التدرجات بأن قيمة درجة الحرارة T لا تتعلق بنوع الغاز المستعمل في دورق الترمومتر غير أن هذه التدرجات تتعلق بخواص الغاز فيمتلك غاز الهليوم أدنى درجة حرارة تكاثف عند ضغوط منخفضة جداً ويصبح سائلاً وذلك عند درجة حرارة 1 K لذلك لا يمكن قياس درجات الحرارة بالترمومتر الغازي الأقل من 1 K وهناك ترمومترات يمكن استخدامها لأقل من 1 K .

3-1-14- النظرية الحركية Kinetic theory:

تدرس النظرية الحركية خواص المواد على أنها تتألف من ذرات تتحرك بصورة عشوائية مستمرة وفي هذا الفصل سندرس خواص الغازات من وجهة نظر النظرية الحركية والمبنية على قوانين الميكانيك الكلاسيكي غير أن استخدام قانون نيوتن على كل جزيء من جزيئات الغاز يجعلنا نكتب حوالي 10^{25} معادلة من أجل 1 m^3 من غاز في الشروط النظامية.

ولا يستطيع أحدث الحواسيب حل هذه المعادلات ولذلك سنختار الطريقة الإحصائية لتحديد القيم الوسطي لبعض المقادير وهذه القيم الوسطى توافق المتحولات الماكروسكوبية بالأخذ بعين الاعتبار أن الوصف الميكروسكوبي لخواص الغازات يجب أن يتوافق مع الوصف الماكروسكوبي وإذا لم يتحقق ذلك فإن نظريتنا تبقى بلا معنى.

لنحسب في البداية ضغط الغاز من خلال خواصه الجزيئية وسنتوصل إلى الارتباطات (العلاقات) بين الطاقة الحركية الوسطى لجزيئات الغاز والحرارة المطلقة ومن ثم سنتابع دراسة خواص أخرى للغازات من وجهة نظر النظرية الحركية.

3-1-15- قانون الغاز المثالي والحرارة من وجهة النظر الميكروسكوبية :

The microscopic theory of ideal gas and temperature:

لنقترح المسألة التالية بالنسبة لجزيئات الغاز مع أنها تطابق التصور البسيط لخواص الغاز، فهي تصف الغازات ذات الضغوط المنخفضة والبعيدة عن نقطة تكاثفها، عند هذه الشروط فإن كافة الغازات يمكن وصفها بقانون الغاز المثالي، وسندرس مثل هذا الغاز كغاز مثالي، وسنفترض على أساس النظرية الحركية ما يلي:

1- يوجد عدد كبير من الجزيئات N ذات الكتلة m وتتحرك جميعها في اتجاهات عشوائية وبسرعات مختلفة، وتطابق هذه الافتراضية أن جزيئات الغاز تشغل كامل حجم الوعاء الذي يحويها، وكذلك يبقى الهواء في الغلاف الجوي أو (atm) حول الأرض تحت تأثير قوة الثقالة.

2- تبقى الجزيئات بعيدة بعضها عن بعض وهذا يعني أن المسافة الفاصلة بين الجزيئين أكبر من قطر كل منها.

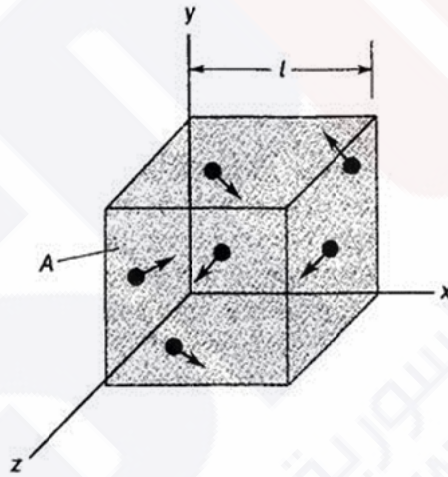
3- نفترض أن الجزيئات تخضع لقانون الميكانيك الكلاسيكي وتدخل في التفاعلات عند تصادمها، مع أنه في الفاصل بين تصادم الجزيئات فيما بينها تؤثر قوى تدافع ويتأثر قوى التدافع هذه تكون الطاقة الكامنة قليلة بالمقارنة مع الطاقة الحركية .

4- إن تصادم الجزيئات فيما بينها أو مع جدار الوعاء هو تصادم تام المرنة (كتصادم كرات البلياردو) وسنعتبر أن التصادم يحصل في فاصل زمني صغير بالمقارنة مع الزمن بين تصادمين حيث أن الطاقة الكامنة التصادمية يمكن إهمالها بالمقارنة بالطاقة الحركية للجزيئات بين تصادمين.

يمكن فهم أن الدراسة الحركية للغاز تسمح بشرح قانون بويل: إن ضغط الغاز على جدار الوعاء يمكن تفسيره بالتصادم المستمر للجزيئات مع جدار الوعاء. على سبيل المثال: لو قل حجم الوعاء مرتين هذا يعني أن الجزيئات ستكون على مسافة أقرب من بعضها بعضاً وسيزداد عدد تصادمات الجزيئات مع جدار الوعاء في الثانية الواحدة.

وبمثالنا هذا يعني أن الضغط سيزداد مرتين وهذا هو قانون بويل.

لنحسب الآن ضغط الغاز على أساس النظرية الحركية، من أجل ذلك لنفترض أن الجزيئات الموجودة في وعاء على شكل مكعب وأن مساحة جداره (A) وطول ضلعه (l) كما هو موضح في الشكل (9-1-3):



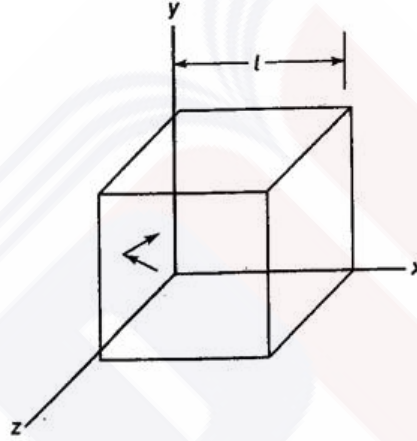
الشكل (9-1-3) حركة الجزيئات في وعاء مكعب الشكل

طبقاً لهذا النموذج فإن ضغط الغاز على جدران الوعاء تسببها تصادمات الجزيئات معه. لندرس الجدار اليساري ذي المساحة A، ماذا يحدث عندما تصدمه جزيئة واحدة كما في الشكل (9-1-3-10).

إن هذه الجزيئة تؤثر على الجدار، والجدار يؤثر على الجزيئة بقوتين متساويتين ومتعاكستين بالإشارة أو الاتجاه.

ولنحسب هذه القوة حسب قانون نيوتن الثاني ستكون القوة :

حيث : $\frac{dP}{dt}$ سرعة تغير اندفاع الجزيئة.



الشكل (10-1-3) أندفاع الجزيء لحظة تصادمه مع جدار الوعاء

وبما أننا افترضنا أن التصادم تام المرونة فإن تغير المركبة x لاندفاع الجزيء, فنتغير فقط المركبة x لاندفاع الجزيء من $-mv_x$ (لأن الجزيئة تتحرك بجهة معاكسة للمحور x) حتى يصبح اندفاعها $+mv_x$ على هذه الصور فإن تغير الاندفاع $\Delta(m \cdot v)$ والذي يساوي الفرق بين الاندفاع البدائي والنهائي من أجل تصادم واحد ويكتب كمايلي:

حيث : v_x سرعة الجزيئة على المحور x .

ستصدم هذه الجزيئة الجدار مرات متعددة وبفاصل زمني (Δt) , وهو الزمن الذي تتطلبه الجزيئة للوصول إلى جدار الوعاء والعودة إلى الخلف أي لقطع مسافة قدرها $2l$ على هذه الصورة نكتب:

حيث Δt : الزمن بين تصادمين متتالين.

إن الفاصل الزمني Δt بين تصادمين سيكون صغيراً جداً خلال ثانية واحدة لذلك سيقوم الجزيء بعدة تصادمات عند ذلك القوة الوسطى (القوة المأخوذة وسطياً لكل التصادمات) ستساوي القوة عند تصادم واحد مقسوماً على الزمن المنقضي بين تصادمين أي:

حد جزيء أجل من

لكن عند حركة الجزيء في الوعاء ذهاباً وإياباً يمكن للجزيء أن يصدم سقف الوعاء أو يصدم أرضه ونجد أن المركبة x لا تتغير والنتائج التي نحصل عليها تبقى ثابتة، أضف إلى ذلك يمكن للجزيء أن يصطدم مع جزيء آخر وهذا يمكن أن يغير مركبة سرعته v_x . غير أن أي تناقص في الإندفاع يعطى لجزيئات أخرى وفي النهاية سيجمع لكل الجزيئات، لذا فإن تأثير التصادم لا يغير شيئاً على النتيجة النهائية.

بالطبع إن القوى المؤثرة من جزيء واحد لها خواص متدرجة وبما أنه في واحدة الزمن سيصطدم الجدار بعدد هائل من الجزيئات فالقوة الوسطية تكون ثابتة.

قبل حساب القوة المؤثرة من كل الجزيئات من الضروري حساب تأثير كل واحدة من هذه الجزيئات وعلى هذه الصورة نكتب مركبات القوة المؤثرة من كل الجزيئات على الجدار بالشكل التالي:

$$F = \frac{m}{L}$$

حيث v_{x1} : سرعة الجزيء ذي الرقم واحد، v_{x2} : سرعة الجزيء ذي الرقم اثنان، v_{xN} : سرعة الجزيء ذي الرقم N . وهكذا فإن عملية الجمع تتم على كل الجزيئات N .

لنكتب الآن القيمة التربيعية الوسطية لمركبة السرعة x :

$$\overline{v_x^2} = \frac{(v_{x1}^2 + v_{x2}^2 + \dots + v_{xN}^2)}{N}$$

على هذه الصورة فإن القوة الوسطية:

وكما هو معروف فإن مربع أي متجهة أو شعاع حسب فيثاغورث تساوي مجموع مربعات مركباته.

من أجل السرعة يكون:

وبأخذ القيمة الوسطى لهذه المربعات نجد:

وبما أننا نفترض أن سرعة الجزيئات للغاز المدروس تتوزع بصورة عشوائية أي لا يوجد اتجاه محدد أو مفضل للحركة فيكون لدينا:

لذلك يمكن أن نكتب:

وبتعويض هذه القيمة في معادلة القوة الوسطية نجد أن:

حيث : $V=A.l$ حجم الوعاء. وهذه المعادلة هي معادلة الضغط من خلال خواص الجزيئات.
يمكن كتابة المعادلة فيما لو ضربنا طرفيها بالحجم V سيكون لدينا:

نضرب الطرف اليميني بـ 2 ونقسم على 2 فيكون :

$$P.V = \frac{2}{3}. N$$

هو عبارة عن الطاقة الحركية الوسطى لجزيئات الغاز.

لو قارنا المعادلة (3-1-9) مع قانون الغاز المثالي ($P.V = N.k.T$) :

فيمكن لهاتين المعادلتين أن تتطابقا إذا كان:

أو يجب أن يكون :

$$\frac{1}{2}. m. \bar{v}^2 =$$

أو

حيث k ثابت بولتزمان ويساوي :

ينتج من العلاقة (3-1-10) أن الطاقة الحركية الوسطى لحركة جزيئات الغاز تتناسب طردياً مع الحرارة المطلقة وطبقاً للنظرية الحركية كلما ازدادت حركة الغاز كلما ازدادت السرعة الوسطى لحركة الجزيئات. وتعتبر هذه العلاقة إحدى أهم العلاقات في النظرية الحركية.

مسألة (3-1-5) :

أحسب الطاقة الحركية الوسطى لحركة جزيئات الغاز البدائية (الأولية) عند درجة حرارة 37°C .

الحل:

$$= \frac{3}{2}(1,38)$$

تبين العلاقة السابقة أنه كلما اقتربت درجة الحرارة من درجة الصفر المطلق فالطاقة الحركية للجزيئات تسعى إلى الصفر.

غير أن النظرية الكوانتية الحديثة تؤكد أن هذا غير صحيح، فعندما تسعى درجة الحرارة المطلقة إلى الصفر فإن الطاقة الحركية للجزيئات تسعى إلى قيمة صغرى قريبة جداً من الصفر.

بغض النظر عن أن كل الغازات الحقيقية تصبح سائلة أو صلبة عند درجة حرارة أكبر من الصفر المطلق فالحركة الجزيئية تبقى مستمرة حتى عند درجة الصفر المطلق.

إن العلاقة (3-1-10) يمكن استخدامها لحساب سرعة حركة الجزيئات الوسطى ونلاحظ أنه في العلاقتين (3-1-1) و (3-1-10) تؤخذ القيم الوسطى للسرعة التربيعية ويسمى الجذر التربيعي من \bar{v}^2 بالجذر التربيعي للسرعة التربيعية الوسطى v_{rms} : root-mean-square (rms) speed

حيث أننا نأخذ الجذر التربيعي من السرعة التربيعية الوسطى أي :