

## قوانين الغازات العامة وتطبيقاتها

ولد علم المواد في العصور القديمة، ودرس مواضيعه باحثون كثر من شعوب الكرة الأرضية، إلى أن استقر في أيادي علماء العصور الحديثة والمعاصرة، التي وضحت هذا العلم، ورسخت قواعده.

ترتبط صفات المادة بعوامل كثيرة، أهمها: بناء المادة، والعناصر المتشكلة منها جزيئاتها، والشروط المؤثرة على هذه الجزيئات. ترتبط جزيئات المواد بدورها بالذرات العنصرية التي شكلتها، والتي تتواجد فيها بنسب، وبتركيب ثابت، وتعد الكتلة من أهم صفات المادة.

تعرف المادة بأنها المزيج العنصري ذو الكتلة المحددة التي تشغل فراغا ما، والتميز بخواص معينة. يتضح من ذلك، أن المادة تتصف بصفات فيزيائية ثابتة في شروط معينة، لذلك ولتحديد خواص المادة، يجب أن يتم الحصول عليها بشكل نقي.

تقسم المواد من الناحية الكيميائية، نسبة إلى صفاتها، إلى:

مواد متجانسة: تتصف بأنها المواد المتشكلة من جزيئات واحدة، المتميزة بالصفات نفسها في جميع أجزاء كتلتها، لذلك تعد المادة النقية بأنها مادة متجانسة.

مواد غير متجانسة: المتميزة بأنها المواد المتشكلة من جزيئات متنوعة، لها صفات مختلفة في أجزاء كتلتها، ويمكن تفرقتها بالعين المجردة، لذلك تعد المادة الحاوية على شوائب بأنها مادة غير متجانسة.

تتواجد المادة تبعا لصفاتها، والعوامل المؤثرة عليها، مثل: الضغط، والحجم، ودرجة الحرارة، في ثلاث حالات فيزيائية، تدعى الأطوار، وهي: الغازية، والسائلة، والصلبة. تختلف هذه الأطوار عن بعضها بعضاً بدرجة انتظام الجزيئات فيها، أي بعشوائية جزيئاتها، وكمية طاقاتها، وكمية القوى المؤثرة بين جزيئاتها، المتعلقة بدورها بطبيعتها، وبعد الجزيئات عن بعضها. تتعرض المادة لتحولات طورية مختلفة مرتبطة بتأثير العوامل الخارجية عليها، لذلك تدعى:

عملية انتقال المادة من الطور الصلب إلى الطور السائل بعملية الانصهار.

عملية انتقال المادة من الطور السائل إلى الطور الغازي بعملية التبخر.

تتميز هاتان العمليتان، بأن المادة تنتج في أثناء التحولات فيها نحو الحالة العشوائية، التي تعبر عن عدم الانتظام الجزيئي في المادة، علماً أن العملية التي يتم فيها انتقال المادة من الطور الصلب إلى الطور

الغازي مباشرة، دون المرور بالحالة السائلة، تدعى بعملية التصعد، أما عملية انتقال المادة من الطور الغازي إلى الطور السائل فتدعى بعملية الإسالة، في حين تدعى عملية انتقال المادة من الطور السائل إلى الطور الصلب بعملية التصلب أو التجمد. تتميز هاتان العمليتان الأخيرتان بأن المادة تتجه في أثناء التحولات فيها نحو الحالة الأكثر انتظاماً.

تفسر، استناداً لما سبق، حالة المادة بالاعتماد على:

توضع الجزيئات في البنية من الحالة العشوائية إلى الحالة المنتظمة، والتي تتوضح عن طريق الانضغاط أو الانتشار.

شدة قوى التجاذب بين الجزيئات التي تتوضح عن طريق الأشكال، والحجوم، إلى جانب التبخر، والتجمد، والتوتر السطحي.

## 9.1 الحالة الغازية Gaseous State

تعد الحالة الغازية للمادة، بأنها الحالة العشوائية في صفات المادة، إذ تتواجد جزيئاتها بعيدة عن بعضها بعضاً، نظراً لقوى التجاذب الضعيفة جداً بينها (قوى فان در فالس)، الذي يعطيها إمكانية التمدد، بحيث تنتشر دقائقها لتتغل حجم، وشكل الوعاء التي تحتله. تتحرك جزيئات الحالة الغازية بشكل عشوائي غير منتظم، إذ تصطدم مع بعضها بعضاً، وتتبادل الطاقات، وتصطدم مع جدران الوعاء الذي تحتله، لتؤثر عليه بشكل مستمر، وتدعى هذه القوى المؤثرة على واحدة السطح، بضغط الغاز، لذلك يمارس الغاز ضغطاً متساوياً على جدران الوعاء الموجود فيه.

تتصف الحالة الغازية للمادة – أيضاً – بطاقة حركية كبيرة، معتمدة على البعد الكبير بين جزيئاتها، المؤدي إلى التخفيف، أو انعدام قوى التجاذب بينها، وتعطي علاقة واضحة بين الضغط، والحجم، ودرجة الحرارة. تعطي هذه الحركة الدائمة لجزيئات الغاز الناتجة عن الطاقة الحركية الكبيرة صفة النفوذية، إذ تتميز الغازات بأنها تمتزج مع بعضها بعضاً بأي نسبة، ويدعى المزيج الناتج مزيجاً متجانساً أو محلولاً غازياً.

## 9.2 الغازات المثالية Ideal Gases

يطلق اسم الغاز المثالي (الكامل)، على حالة تتجه نحوها المادة الغازية، عندما يقترب ضغطها من الصفر (0)، أو عندما تزداد درجة حرارتها إلى اللانهاية. يعبر هذا المفهوم عن حالة مثالية لغاز غير متواجد فعلياً، ولكن يمكن الاقتراب منها، إذ تبين أنه مع ازدياد درجة الحرارة، يتم هدم البناء المنتظم بين الجزيئات، ويتجه بناء المادة نحو حالة عدم الانتظام، أو العشوائية، كذلك الحال، عندما يقترب ضغط الغاز من الصفر (0)، أي ينعدم. أظهرت الدراسات أن معظم الغازات الحقيقية قريبة من الغازات المثالية في شروط معينة لدرجة الحرارة، والضغط، لذلك يمكن استعمال قوانين الغازات المثالية في حسابات الغازات الحقيقية غير الدقيقة.

تحدد النظرية الحركية للغازات (وهي النظرية التي توضح كميًا على عالم الجزيئات وسلوكها)، الشروط التي يجب أن تتوافر في الغازات المثالية، وهي:

تتألف جزيئات الغاز المثالي من دقائق، كريات مرنة صغيرة جدا، بحيث أن حجمها النوعي مهمل بالنسبة للفراغ الذي يحتله الغاز، أي عمليا يساوي الصفر.

تتميز دقائق الغاز المثالي أنها لا تتأثر ببعضها بعضاً، بسبب البعد الذي يفصل فيما بينها، وانعدام القوى المؤثرة التجاذبية بينها.

تتحرك دقائق الغاز المثالي بحركة سريعة في جميع الاتجاهات، بخط مستقيم، وبشكل عشوائي ودائم، فتصطدم ببعضها بعضاً، وبجدران الوعاء الذي توجد فيه، وتغير مدارها، دون أن تفقد شيئاً من مرونتها، أو طاقتها الحركية.

تمتلك دقائق الغاز المثالي في لحظة معينة طاقة حركية مختلفة، مؤدية لإعطائها سرعات متفاوتة.

تناسب الطاقة الحركية الوسطية لدقائق الغاز المثالي طردا مع درجة حرارته المطلقة.

تعد – عمليا – الغازات المثالية أنها تلك الغازات التي تسلك سلوك الغازات المثالية وتخضع لقوانينها.

تتبع قوانين الغازات المثالية، علاقات رياضية بسيطة، تعبر عن الارتباط الوثيق بين الضغط والحجم ودرجة الحرارة وعدد الجزيئات الغرامية (المولات).

### 9.2.1 قانون بويل – ماريوت Boyle's – Mariotte Law

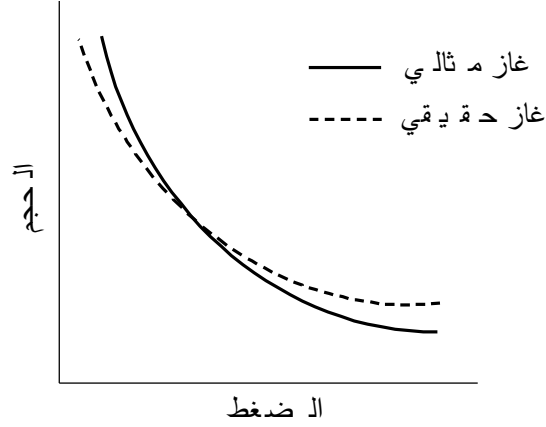
وجد العالم بويل، عام 1660، والعالم ماريوت عام (1679)، بالاعتماد على التجربة، وباستعمال غازات مختلفة، أن حجم كمية معينة ( $m = const.$ ) من غاز متواجد في حيز ما، يتناقص بزيادة الضغط عليه في درجة حرارة معينة، وقد صيغت نتائج التجارب بقانون، عرف بقانون بويل – ماريوت، وهو ينص: يتناسب حجم ( $V$ ) كمية معينة من غاز ما عكسا مع ضغطه ( $P$ ) الممارس في درجة حرارة ثابتة. يعبر عن هذا النص رياضيا بالعلاقة التالية:

$$V = \frac{\text{const.}}{P} \quad m, t = \text{const.} \quad (1.9) \text{ ثابت}$$

يعبر عن قانون بويل – ماريوت بنص آخر موافق للنص السابق، ويقول: يتميز ضرب جداء الضغط ( $P$ ) الممارس في الحجم ( $V$ ) لقيمة ثابتة لكمية معينة من غاز في درجة حرارة ثابتة، ويمثل ذلك رياضيا بالعلاقة التالية، التي تعد ترتيبا رياضيا للعلاقة (1.9):

$$PV = \text{const.} \quad m, t = \text{const.} \quad (2.9)$$

يمثل الشكل (1-9) العلاقة العكسية بين الضغط والحجم لكمية غاز ثابتة.



الشكل (1-9): مخطط العلاقة العكسية بين الضغط والحجم لكمية غاز ثابتة.

يعبر عن ارتباط الضغط ( $P$ ) بالحجم ( $V$ ) بالحادثة التالية: إذا تواجدت كمية معينة ( $m = \text{const.}$ ) من غاز في شروط أولية: ضغط ( $P_1$ ) وحجم ( $V_1$ )، وتغيرت هذه الشروط إلى: ضغط ( $P_2$ ) وحجم ( $V_2$ )، وذلك بثبات درجة الحرارة ( $t = \text{const.}$ )، فإنه وكننتيجة مباشرة لقانون بويل - ماريوت، يمكن كتابة ارتباط الضغط بالحجم بالعلاقة التالية، الناتجة عن العلاقة (2.2):

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad m, t = \text{const.} \quad (3.9)$$

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1} \quad m, t = \text{const.} \quad (4.9)$$

## 9.2.2 قانون غي لوساك Gay Lussac's Law

وجد العالم غاي لوساك، عام (1902)، تغيرات كبيرة في حجوم الغازات، لدى تسخينها تحت ضغط ثابت، وتوصل، بعد دراسات وتجارب حول هذه التغيرات، إلى القانون التالي الذي يعرف باسمه، وهو ينص: يزداد حجم معينة من غاز ما بمقدار ( $1/273$ ) عن حجمها في درجة الحرارة صفر مئوية، بازدياد درجة الحرارة درجة مئوية واحدة، تحت ضغط ثابت. يعبر عن هذا النص رياضياً بالعلاقة التالية:

$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{1}{273} \cdot t\right) \quad m, P = \text{const} \quad (5.9)$$

حيث  $V_t$  - حجم كمية الغاز في درجة الحرارة ( $t$  oC) مئوية،  
 $V_0$  - حجم كمية الغاز في درجة الحرارة ( $0$  oC) مئوية،

### 9.2.3 قانون شارل Charles law

وجد العالم شارل، عام (1787)، تغيرات كبيرة في ضغط الغازات لدى تسخينها في حجم ثابت، وتوصل، بعد دراسات وتجارب حول هذه التغيرات، إلى القانون التالي، الذي يعرف باسمه، وهو ينص: يزداد ضغط كمية معينة من غاز ما بمقدار  $(1/273)$  عن ضغطها في درجة الحرارة صفر مئوية بازدياد درجة الحرارة درجة مئوية واحدة، في شروط حجم ثابت. يعبر عن هذا النص - رياضياً - بالعلاقة التالية:

$$P_t = P_0 \left(1 + \frac{1}{273} \cdot t\right) \quad m, V = \text{const.} \quad (6.9)$$

حيث  $P_t$  - ضغط كمية الغاز في درجة الحرارة  $(t \text{ } ^\circ\text{C})$  مئوية،

$P_0$  - ضغط كمية الغاز في درجة الحرارة  $(0 \text{ } ^\circ\text{C})$  مئوية،

### 9.2.4 مقياس درجة الحرارة المطلقة Absolute Temperature Scale

تظهر العلاقة (5.9) الارتباط الواضح بين حجم كمية الغاز مع درجة الحرارة المئوية، ويفسر هذا الارتباط على النحو التالي: إن حجم كمية الغاز في درجة الحرارة المئوية  $(t \text{ } ^\circ\text{C})$ ،  $(V_t)$ ، يعادل حجم هذه الكمية لهذا الغاز في درجة الحرارة الصفر المئوية  $(0 \text{ } ^\circ\text{C})$ ،  $(V_0)$ ، مضافاً إليه التغير في الحجم الناتج عن ارتفاع درجة الحرارة المئوية من الصفر  $(0 \text{ } ^\circ\text{C})$  إلى  $(t)$ ، وذلك تحت ضغط ثابت. يعبر عن هذا المفهوم - رياضياً - بالعلاقة التالية:

$$V_t = V_0 + \left(\frac{\partial V}{\partial t}\right)_P (7.9)$$

تبين، بالاعتماد على التجربة، أن التغير النسبي في حجم الغازات (أو ضغطه)، عندما تزداد درجة الحرارة المئوية درجة واحدة، هو نفسه لكثير من الغازات، ومقداره  $(1/273)$ ، ويرمز له بالرمز  $(\alpha)$ ، ودعي بعامل التمدد الحجمي للغازات تحت ضغط ثابت (أو عامل التمدد الضغطي للغازات في حجم ثابت). يتضح من العلاقة (5.9) أنه:

إذا سخنت كمية من غاز ما في شروط ضغط ثابت، إلى درجة حرارة  $(273 \text{ } ^\circ\text{C})$  فإن حجمها سيتضاعف عن الحجم في درجة الحرارة صفر مئوية  $(0 \text{ } ^\circ\text{C})$ ، أي سيصبح  $(2V_0)$ ، وذلك من استبدال بعض الرموز بقيمها في العلاقة (5.9):

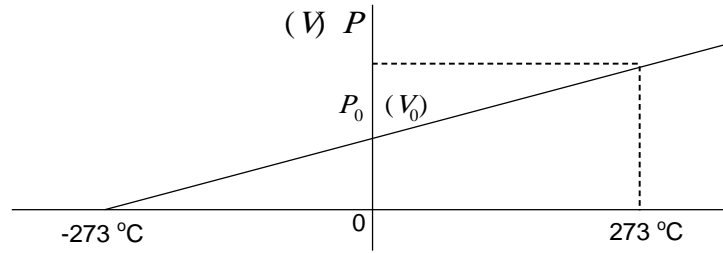
$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{1}{273} \cdot 273\right) = V_0(1+1) = 2V_0 \quad (8.9)$$

إذا بردت كمية هذا الغاز، في شروط ضغط ثابت، إلى درجة حرارة  $(-273\text{ }^{\circ}\text{C})$ ، فإن حجمها سيصبح صفراً  $(0)$ ، أي سينعدم، وذلك من استبدال بعض الرموز بقيمها في العلاقة (5.2):

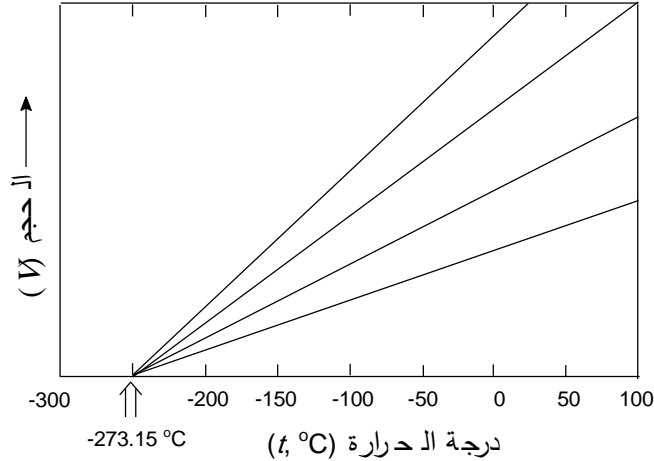
$$V_t = V_0 \left[ 1 + \frac{1}{273} \cdot (-273) \right] = V_0 \left( 1 - \frac{273}{273} \right) = 0 \quad (9.9)$$

يمثل هذا التفسير الخط البياني الممثل في الشكل (2-9).

أظهرت التجارب أنه إذا تم تسخين كميات مختلفة من غاز ما في شروط ضغط ثابت، وبردت إلى درجة حرارة  $(-273\text{ }^{\circ}\text{C})$ ، وجمعت النتائج على خط بياني، فإن جميع الخطوط البيانية تتقاطع في درجة الحرارة  $(-273\text{ }^{\circ}\text{C})$ ، الموافقة للحجم صفر  $(V_0)$ ، كما هو موضح في الشكل (3-9).



الشكل (2-9): مخطط ارتباط الحجم والضغط بتغيرات درجة الحرارة من  $(273\text{ }^{\circ}\text{C})$  إلى  $(-273\text{ }^{\circ}\text{C})$ .



الشكل (3-9): مخطط ارتباط الحجم مع درجة الحرارة بثبات الضغط، لكميات مختلفة من غاز ما.

ينطبق هذا التوضيح - أيضا - على علاقة ارتباط الضغط مع درجة الحرارة المثوية، بثبات الحجم، كما هو مبين في العلاقة السابقة (6.9)، وتعد درجة الحرارة المثوية  $(-273\text{ }^{\circ}\text{C})$ ، أخفض درجة حرارة يمكن الوصول إليها، وعندها لا يشغل الغاز أي حجم، ولا يؤثر على جدران الوعاء (الحيز) الموجود فيه

بأي ضغط، تعرف هذه الدرجة تحت اسم درجة حرارة الصفر المطلق، ولكن تبين - عمليا - أن جميع الغازات تتميع بتبريدها، وذلك قبل الوصول إلى درجة حرارة الصفر المطلق.

وضع بناء على هذه النتائج مقياس حراري دعي مقياس درجة الحرارة المطلقة، أو مقياس كيلفن - Kelvin، حيث تمثل درجة حرارة الصفر المطلق ( $-273^{\circ}\text{C}$ )، الصفر، ورمز لها ( $0\text{ K}$ )، ودعيت ( $K$ ) درجة حرارة كيلفين.

يعبر عن ارتباط درجة الحرارة المطلقة، التي يرمز لها بـ ( $T$ )، والتي تم اعتماد درجة كيلفين ( $K$ ) واحدها، مع درجة الحرارة المئوية، التي يرمز لها بـ ( $t$ )، والتي تم اعتماد الدرجة المئوية ( $^{\circ}\text{C}$ ) واحدها، بالعلاقة التالية:

$$T(K) = t(^{\circ}\text{C}) + 273 \quad (10.9)$$

حيث:  $T_0 = 373\text{ K}$ ، درجة الحرارة المطلقة في الدرجة ( $0^{\circ}\text{C}$ ).

ملاحظة: استخدم في هذا البحث الرقم التقريبي ( $273\text{ K}$ ) بدلا من الرقم الحقيقي ( $273.15\text{ K}$ ).

### 9.2.5 قانون غي لوساك بدلالة درجة الحرارة المطلقة

عبر - رياضيا - عن قانون غي لوساك بدلالة درجة الحرارة المئوية في العلاقة السابقة (5.2)، التالية:

$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{1}{273} \cdot t\right) \quad m, P = \text{const}$$

يعطي الترتيب الراضي لهذه العلاقة الشكل التالي:

$$V_t = V_0 \left(\frac{273+t}{273}\right) \quad (11.9)$$

تصبح هذه العلاقة، بعد استبدال القيم في العلاقة (11.9)، بما يوافقها، بحيث:

$$T = t + 273 \quad \text{- درجة الحرارة المطلقة في الدرجة } (t\text{ }^{\circ}\text{C}) \text{ مئوية.}$$

$$T_0 = 273 \quad \text{- درجة الحرارة المطلقة في الدرجة } (0\text{ }^{\circ}\text{C}) \text{ مئوية:}$$

بالشكل التالي:

$$V_t = V_0 \left( \frac{T}{T_0} \right) \Rightarrow \frac{V_t}{V_0} = \frac{T}{T_0} \Rightarrow \frac{V_t}{T} = \frac{V_0}{T_0} \Rightarrow$$

$$\frac{V}{T} = \text{const.} ; m, P = \text{const.}$$

(12.9)

تمثل العلاقة (12.9) الصيغة الرياضية لقانون غي لوساك بدلالة درجة الحرارة المطلقة، الذي يصبح نصه على النحو التالي: يتناسب حجم كمية معينة من غاز ما طردا مع درجة حرارته المطلقة في شروط ضغط ثابت.

يعطي الترتيب الرياضي للعلاقة (12.9) الصيغة التالية لهذا القانون:

$$\frac{V_t}{T} = \frac{V_0}{T_0} \Rightarrow V_t = \frac{V_0}{T_0} \cdot T ; m, P = \text{const.}$$

(13.9)

تستبدل القيم المعلومة في العلاقة (13.4) بما يوافقها من الأعداد، بحيث:

$$V_0 - \text{حجم الغاز في درجة الحرارة صفر مئوية} = 22.4 \text{ l}$$

$$T_0 - \text{درجة حرارة الغاز في درجة الحرارة صفر مئوية} = 273.15 \text{ K}$$

تصبح العلاقة السابقة بالشكل التالي:

$$V_t = \frac{22.4}{273.15} \cdot T = 0.082 \times T = K \cdot T$$

(14.9)

باعتبار أن  $K = 0.082 = \text{const}$ .

تمثل العلاقة (14.2) أحد أشكال الصيغة الرياضية لقانون غي لوساك بدلالة درجة الحرارة المطلقة.

## 9.2.6 قانون شارل بدلالة درجة الحرارة المطلقة

عبر – رياضيا – عن قانون شارل بدلالة درجة الحرارة المئوية، في العلاقة السابقة (6.9) التالية:

$$P_t = P_0 \left( 1 + \frac{1}{273} \cdot t \right) \quad m, V = \text{const.}$$



يعطي الترتيب الرياضي لهذه العلاقة الشكل التالي:

$$P_t = P_0 \left( \frac{273+t}{273} \right) \quad (15.9)$$

تصبح هذه العلاقة، بعد استبدال القيم في العلاقة (15.4)، بما يوافقها، بحيث:

$$T = t + 273 \text{ - درجة الحرارة المطلقة في الدرجة } (t \text{ } ^\circ\text{C}) \text{ مئوية.}$$

$$T_0 = 273 \text{ - درجة الحرارة المطلقة في الدرجة } (0 \text{ } ^\circ\text{C}) \text{ مئوية:}$$

بالشكل التالي:

$$P_t = P_0 \left( \frac{T}{T_0} \right) \Rightarrow \frac{P_t}{P_0} = \frac{T}{T_0} \Rightarrow \frac{P_t}{T} = \frac{P_0}{T_0} \Rightarrow$$

$$\frac{P}{T} = \text{const.} \quad ; \quad m, V = \text{const.} \quad (16.9)$$

تمثل العلاقة (16.9) الصيغة الرياضية لقانون شارل بدلالة درجة الحرارة المطلقة، الذي يصبح نصه على النحو التالي: يتناسب ضغط كمية معينة من غاز ما طردا مع درجة حرارته المطلقة في شروط حجم ثابت.

يعطي الترتيب الرياضي للعلاقة (16.9) الصيغة التالية لهذا القانون:

$$\frac{P_t}{T} = \frac{P_0}{T_0} \Rightarrow P_t = \frac{P_0}{T_0} \cdot T \quad ; \quad m, V = \text{const.} \quad (17.9)$$

تستبدل القيم المعلومة في العلاقة (17.9) بما يوافقها من الأعداد، بحيث:

$$P_0 \text{ - ضغط الغاز في درجة الحرارة صفر مئوية، وهو كمية ثابتة،}$$

$$T_0 \text{ - درجة حرارة الغاز في درجة الحرارة صفر مئوية، وهي كمية ثابتة،}$$

تصبح العلاقة السابقة بالشكل التالي:

$$P_t = \text{const.} \cdot T = K \cdot T \quad (18.9)$$

تمثل العلاقة (18.9) أحد أشكال الصيغة الرياضية لقانون شارل بدلالة درجة الحرارة المطلقة.

### 9.2.7 قانون أفوغادرو Avogadro Law

عبر العالم أفوغادرو، عام (1811)، عن علاقة تربط بين عدد الجزيئات وحجمها في الطور الغازي، بوساطة القانون الذي ينص: تحتوي الحجوم المتساوية لغازات مختلفة، في الشروط نفسها من الضغط ودرجة الحرارة، على عدد متساوٍ من الذرات أو الجزيئات. حدد عدد الذرات، أو الجزيئات الموجودة في وزن ذري غرامي، أو وزن جزيئي غرامي (مول)، ورمز له بالرمز ( $NA$ )، ودعي عدد أفوغادرو، وهو يساوي:

$$N_A = 6.023 \times 10^{23} \left( \frac{\text{جزيء}}{\text{جزيء غرامي}} \right) \left( \frac{\text{جزيء}}{\text{مول}} \right) \quad (9 - 19)$$

استخدم قانون أفوغادرو في حساب وزن ذرة أو وزن جزيء واحد، وذلك بتقسيم الوزن الذري للعنصر الكيميائي أو الوزن الجزيئي للمركب الكيميائي على عدد أفوغادرو، الذي يمثل على النحو التالي:

$$\text{وزن ذرة واحدة} = \text{عدد أفوغادرو} \quad (9 - 20)$$

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي لـ لـ لمركب}}{\text{عدد أفوغادرو}} = \text{وزن جزيء واحد} \quad (9 - 21)$$

تبين - أيضا - أن الحجم الذي يشغله مول واحد من الغازات المثالية (أي الحجم الجزيئي الغرامي للغازات المثالية) في الشروط النظامية (القياسية)، وهي في شروط درجة حرارة صفر مئوية ( $0^\circ C$ )، وضغط جوي واحد، يساوي (22.4) ليتر، ويمثل على النحو التالي:

$$V_0 = 22.4l \quad (22.9)$$

حيث:  $V_0$  - الحجم المولي للغازات المثالية في الشروط النظامية.

أجريت الكثير من التجارب لتحديد الحجم المولي (حجم الجزيء الغرامي) للعديد من الغازات في شروط قريبة من شروط الغازات المثالية، أي في درجات حرارة مرتفعة، وضغوط منخفضة، ونسبت إلى الشروط القياسية، وتبين أن الحجم المولية لهذه الغازات قريبة جدا من الحجم المولي للغاز المثالي، وقد وضعت بعض هذه النتائج في الجدول (1-9).

الجدول (1-9): قيم الحجم المولي لبعض الغازات.

تسلسل	اسم الغاز	رمز الغاز	الحجم المولي باللتر
1	الأوكسجين	$O_2$	22.39
2	الآزوت	$N_2$	22.40
3	الهيدروجين	$H_2$	22.43
4	ثنائي أكسيد الكربون	$CO_2$	22.26

### 9.2.8 قانون الغازات المثالية Ideal Gases Law

يعبر عن حالة الغاز المثالي بالاعتماد على ثلاثة متحولات، وهي: الضغط ( $P$ )، والحجم ( $V$ )، ودرجة الحرارة المطلقة ( $T$ )، وتدعى العلاقة التي تربط هذه العوامل الثلاثة مع بعضها بعضا بقانون الغازات المثالية، أو معادلة الحالة للغازات المثالية.

يستخرج قانون الغازات المثالية تبعا للخطوات التالية، إذ لتحويل حالة كمية معينة من غاز مثالي ما، من الشروط الأولية، حيث يكون حجمها ( $V_1$ )، وضغطها ( $P_1$ )، ودرجة حرارتها المطلقة ( $T_1$ )، إلى حالة أخرى، حيث يصبح حجمها ( $V_2$ )، وضغطها ( $P_2$ )، ودرجة حرارتها المطلقة ( $T_2$ )، يجب أن تتم العمليات التالية:

أولا: تتواجد كمية معينة من غاز مثالي ما في حجم ( $V_1$ )، ويتم تغيير ضغطها من الحالة الأولية ( $P_1$ ) إلى الحالة النهائية ( $P_2$ )، بثبات درجة الحرارة المطلقة ( $T_1$ )، ويحصل على حجم جديد لهذا الغاز ( $V_x$ )، ناتج عن هذا التغيير في الضغط، وعندها تكتب العلاقة بين الضغط والحجم لهذه الواقعة، بثبات درجة الحرارة المطلقة، والكتلة [علاقة بويل - ماريوت (3.9)]، على النحو التالي:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_x \quad ; \quad m, T_1 = \text{const.} \quad (23.9)$$

ثانيا: يتم تسخين هذا الغاز، الذي أصبح حجمه ( $V_x$ )، فترتفع درجة حرارته المطلقة من ( $T_1$ ) إلى ( $T_2$ )، ويتغير حجمه نتيجة لذلك من ( $V_x$ ) إلى ( $V_2$ )، تحت ضغط ثابت ( $P_2$ )، وعندها تكتب العلاقة

بين الحجم ودرجة الحرارة المطلقة، بثبات الضغط، والكتلة [علاقة غي لوساك (13.9)]، على النحو التالي:

$$(24.9) \quad \frac{V_2}{V_x} = \frac{T_2}{T_1} ; \quad m, P_2 = \text{const.}$$

تستبدل قيمة  $V_x$  من العلاقة (23.9) في العلاقة (24.9)، لنحصل على النتيجة التالية:

$$V_x = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2}$$

$$\frac{V_2 \cdot P_2}{P_1 \cdot V_1} = \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} \quad (25.9)$$

تكتب العلاقة (25.9) لكمية غاز مثالي ثابتة على النحو التالي:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{const.} ; \quad m = \text{const.} \quad (26.9)$$

يرمز لهذا الثابت ( $const.$ )، من أجل مول واحد، بالرمز ( $R$ )، ويدعى ثابت الغازات المثالية، وبذلك تصبح العلاقة (26.9) بالشكل التالي:

$$\frac{P \cdot V}{T} = R \Rightarrow P \cdot V = R \cdot T \quad (27.9)$$

تصبح العلاقة (27.9) من أجل  $n$  مول (جزيء غرامي) لغاز مثالي بالشكل التالي:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (28.9)$$

تدعى العلاقة (28.9) معادلة الحالة للغازات المثالية، أي قانون الغازات المثالية. تأخذ العلاقة (28.2) شكلاً آخرًا، إذا استبدلت  $n$  بقيمتها، بدلالة وزن الغاز ( $m$ )، ووزن الجزيء الغرامي ( $M$ )، حيث ( $n = m/M$ ):

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad (29.9)$$



