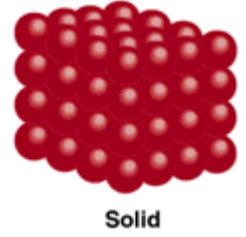


حالات المادة:

توجد المادة في ثلاث حالات: غاز - سائل - صلب، طبقاً للظروف الخارجية من ضغط ودرجة حرارة. ولكن هناك بعض المواد قد لا يمكن تواجدها في كل هذه الحالات، فمثلاً لا يمكن الحصول على كربونات الكالسيوم عملياً في الحالة الغازية أو السائلة عند الظروف العادية حيث أنها تتفكك بالتسخين إلى أكسيد الكالسيوم وثاني أكسيد الكربون قبل أن تتصهر أو تبدأ بالتبخر. وعند بعض الظروف قد توجد المادة على هيئة طورين أو ثلاثة، فمثلاً عند درجة حرارة الغرفة يوجد الماء في الحالة السائلة ولكن إذا رفعنا درجة الحرارة إلى درجة الغليان مع ثبات الضغط يتحول إلى الحالة الغازية وبالعكس إذا خفضنا درجة الحرارة إلى الصفر المئوي نجد أن الماء السائل يتحول إلى الحالة الصلبة. ويوجد عند درجة الحرارة 0.01°C والضغط 4.579 mmHg الماء بتوازن على هيئة ثلاث أطوار: جليد، ماء، بخار.



ليس للغاز حجم ثابت ولا شكل ثابت لأنه يملأ جميع الأوعية مع اختلاف حجمها وأشكالها. وللسائل حجم معين ولكن ليس له شكل معين لأنه يأخذ شكل الوعاء الذي يوضع فيه. وعلى خلاف ذلك فإن للجسم الصلب حجم وشكل معينين تماماً. والبلازما عبارة عن غاز متأين من أيونات والإلكترونات ومن جسيمات معتدلة، ويحتوي غاز البلازما على ذات العدد من الأيونات الموجبة والسالبة ويتمتع بناقلية كهربائية عالية.

تتميز الحالة الصلبة بالصلابة والحالة السائلة بالميوعة والحالة الغازية بالميوعة التامة. ومنه نجد أن الحالة السائلة تتوسط الحالتين الصلبة والغازية. ويصاحب بعض التغيرات لحالات المادة مثل التبخر، التصعيد، الانصهار امتصاص أو فقدان كمية من الحرارة، بحيث تكون إحدى حالات المادة أكثر ثباتاً عند درجة حرارة أعلى بثبوت الضغط ويكون التحول إليها مصحوباً بامتصاص كمية من الحرارة.

وبالعكس فإنه عند درجة حرارة منخفضة يكون التحول إلى الحالة الأكثر ثباتاً مصحوباً بانطلاق كمية من الحرارة.

إذا تصورنا مدى ضخامة عدد الذرات والجزيئات الموجودة في أي كمية ملموسة من مادة ما فإنه قد يبدو من المستحيل، للوهلة الأولى، أن نفسر خواص المادة من خلال ذراتها وجزيئاتها. وكذلك فإنه من غير الواقعي أن نسرد عدد الطرائق التي يمكن للجزيئات أن تؤثر بها على بعضها بعضاً بحركتها وبخواصها الكهربائية والمغناطيسية، إلا أننا نستطيع أن نلجأ إلى نظريات الرياضيات لنربط بين العديد من خواص المواد الصلبة والسائلة والغازية، وبين طبيعة الجزيئات والذرات.

لقد درست الحالة الغازية بصورة مستفيضة وذلك لبساطتها ولعلاقة كثير من الحوادث الطبيعية بها. وكذلك درست الحالة الصلبة منذ مطلع القرن العشرين، بعد اكتشاف أشعة اكس وعرف الكثير من خفاياه. أما الحالة السائلة فلا يزال فيها مجال كبير للبحث لتمييز بعض السوائل بخواص مختلفة عن الأخرى. ويكون على هيئة غاز (بخار) في درجات الحرارة العالية.

الحالة الغازية:

تتميز الحالة الغازية للمادة بأن جزيئات الغازات تكون بعيدة بعضها عن بعض مما يقلل من قوى التجاذب بينها، وهي شديدة الحساسية لكل تغير في الضغط أو في درجات الحرارة، وتتحرك جزيئاتها في حركة عشوائية وبسرعات عالية جداً بحيث تشغل أي حيز توضع فيه مهما كانت قلة عدد جزيئات الغاز، ويعتبر حجم الغاز هو حجم الإناء الموجود فيه. والماء من أشهر المواد على وجه الأرض وأعظمها نفعاً وفائدة وبدونها لا تكون هناك حياة، ويعرف في الحالة الصلبة بالتلج (ice) وفي الحالة السائلة بالماء (water) وفي الحالة الغازية بالبخار (steam) أو بخار الماء عند $T = 0.01 \text{ } ^\circ\text{C}$ ($273.01 \text{ } ^\circ\text{K}$) $P = 0.006 \text{ atm}$ (4.579 mmHg) وتسمى هذه النقطة بالنقطة الثلاثية (triple Point) وهي درجة الحرارة والضغط التي يوجد عندهما الماء بحالاته الثلاث بخار (g)، صلب (S)، سائل (L)، في حين أن درجة الحرارة التي يوجد عندها الماء بحالتيه الصلبة والسائلة هي عند (1 atm)، ($0 \text{ } ^\circ\text{C}$) وهي درجة انصهار أو تجمد الماء.

وتنقسم العناصر التي تتواجد كغازات تحت ظروف الضغط العادي وعددها 11 عنصراً إلى نوعين: غازات ثنائية الذرة وهي خمسة عناصر: الهيدروجين H_2 ، الأزوت N_2 الأكسجين O_2 ، الفلور F_2 ، الكلور Cl_2 . وغازات أحادية الذرة وهي الغازات الخاملة. التي تشمل الهيليوم He ، النيون Ne ، الأرجون Ar ، الكريبتون Kr ، الزينون Xe ، الرادون Ra .

وتنقسم الغازات الى نوعين، النوع الأول يسمى بالغازات المثالية (Ideal Gases) وهي الغازات التي تتبع مجموعة قوانين الغازات في ظروف واسعة المدى. ويعرف النوع الثاني من الغازات باسم الغازات الحقيقية (Real gases)، وهي الغازات التي تتبع قوانين الغازات في ظروف محددة من الضغط ودرجة الحرارة، وغالباً ما يكون ذلك عند الضغوط المنخفضة وعند درجات الحرارة العالية، وهي تحيد عن هذه القوانين تحت الضغوط العالية وعند درجات الحرارة المنخفضة. وتتشابه جميع الغازات في سلوكها، وفي عدم وجود شكل ثابت أو حجم معين لها، وهي تتصف بصغر كثافتها وقلة لزوجتها مما يؤدي الى سهولة انتشارها وقدرتها على ملء الفراغ أو الإناء الحاوي لها. وقوة التجاذب بين جزيئات الغازات تكاد لا تذكر، وتعتبر مهملة تقريباً، ويمكن لجميع الغازات أن يمتزج بعضها ببعض امتزاجاً تاماً ولا يكون بينها حدود فاصلة وهي لذلك تكون معاً مخاليط متجانسة.

قوانين الغازات:

تتميز الغازات بتأثر حجمها بالتغيرات التي تحدث بدرجة الحرارة أو بالضغوط الواقعة عليها، وتحكم هذه التغيرات قوانين خاصة تعرف باسم قوانين الغازات، وتنطبق هذه القوانين تماماً على ما يعرف بالغاز المثالي ولكنها تنطبق في حدود معينة على الغازات الحقيقية.

وبالنسبة للمتغيرات الثلاثة، وهي الضغط، ودرجة الحرارة، والحجم، فانه يلزم إبقاء واحد منها ثابتاً حتى يمكن استنتاج تأثير المتغير الثاني على المتغير الثالث، وفيما يلي وصف للقوانين التي تبين سلوك الغاز تجاه المتغيرات.

ملاحظات:

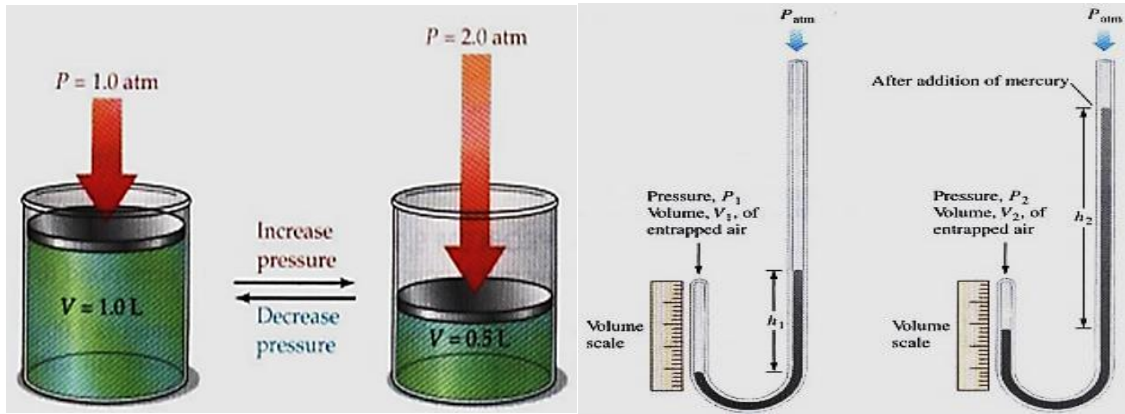
- جزيئات الغاز توجد على مسافات بعيدة نسبياً عن بعضها البعض.
- تكون قوى التجاذب بين جزيئات الغاز ضعيفة جداً حيث أن كل جزيء يتحرك بصورة مستقلة تقريباً عن الجزيئات الأخرى.
- الغازات قابلة للانضغاط بسهولة بسبب المسافات الكبيرة بين جزيئاتها مقارنة بحجوم جزيئاتها.
- تتمدد الغازات لئتملأ الحيز الموجودة فيه.
- يمكن تغيير حجم الغاز بتغيير درجة الحرارة أو الضغط أو الاثنين معاً.
- الغازات التي لا تتفاعل كيميائياً قابلة للانتشار والامتزاج مع بعضها البعض امتزاجاً تاماً. وتزداد سرعة الانتشار بزيادة درجة الحرارة وانخفاض الضغط.

- تمارس الغازات ضغطاً على جدران المكان الموجودة فيه.
- كثافة الغازات منخفضة جداً مقارنة مع نفس العناصر في الحالات السائلة أو الصلبة.
- لا يوجد حد أعلى لمدى درجات الحرارة التي يمكن للمادة أن توجد خلاله في الحالة الغازية.
- يوصف سلوك الغازات وفقاً لأربعة متغيرات هي درجة الحرارة والضغط والحجم وكمية الغاز.

قانون بويل: Boyle's Law

توصل العالم الإنكليزي روبرت بويل عام 1662 الى هذا القانون من بعض التجارب التي كان يجريها على الغازات، وهو يبين العلاقة بين حجم الغاز والضغط الواقع عليه عند ثبات درجة الحرارة. وينص قانون بويل على أنه: " عند ثبات درجة الحرارة، يتناسب حجم كمية معينة من غاز مع الضغط الواقع عليه تناسباً عكسياً "

الشكل 1.



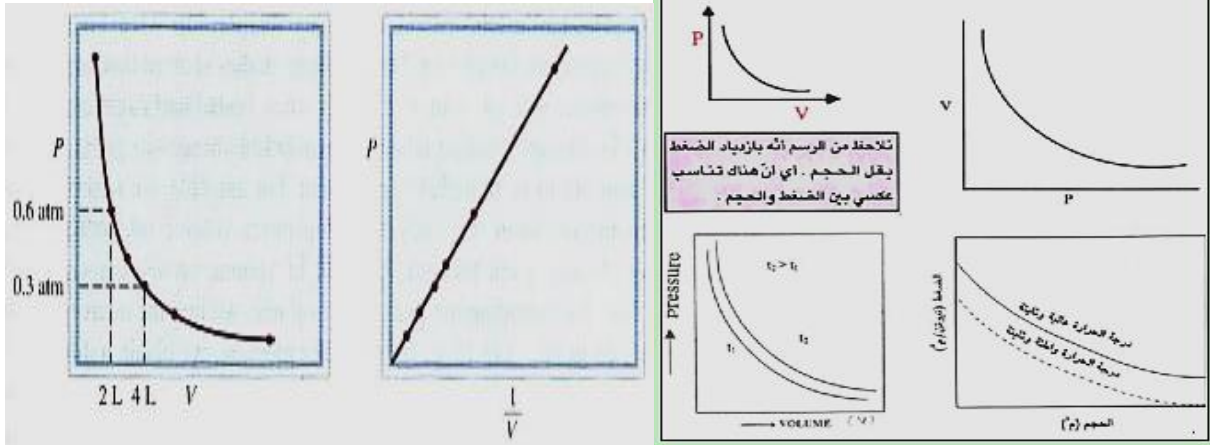
الشكل 1

ويمكن التعبير عنه رياضياً كما يلي:

$$V \propto \frac{1}{P} \Rightarrow V = k \times \frac{1}{P} \Rightarrow V \times P = k \quad \text{حسب القانون بثبوت درجة الحرارة}$$

حيث V حجم الغاز، و P ضغط الغاز، و k ثابت تناسب، تعتمد قيمته على كمية الغاز المستخدمة ودرجة الحرارة التي أجريت عندها التجربة.

ويمكن تمثيل قانون بويل بيانياً (الشكل 2)، ويمثل هذا المنحني التغير المثالي لحجم الغاز مع ضغطه عند ثبات درجة الحرارة. ويسمى الغاز الذي يخضع لهذه العلاقة اسم الغاز المثالي (الكامل).

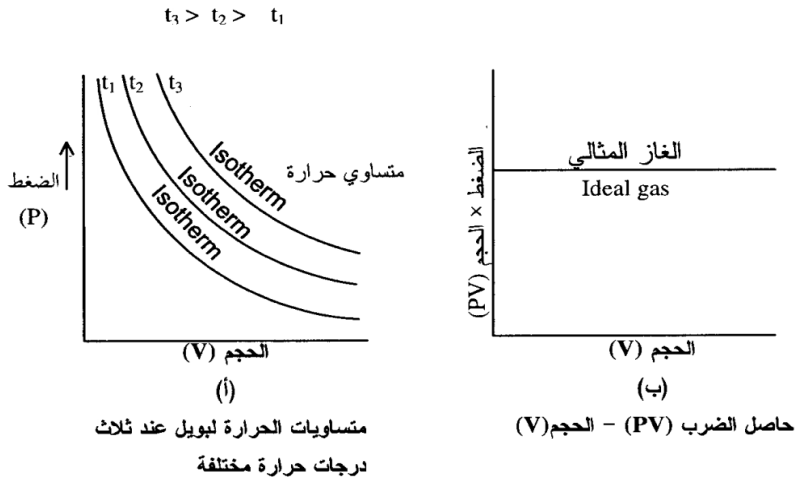


الشكل 2

وعندما يتحول الغاز بعملية ثبات درجة الحرارة (من شروط أولية) حالة محددة بالقيمتين الابتدائيتين (V_1, P_1) الى شروط نهائية حالة أخرى لها قيمتان جديدتان (V_2, P_2) ونظراً لثبات حاصل جداء $(P \times V)$ فإنه يمكن كتابة قانون بويل على الشكل التالي:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = k \quad \Rightarrow \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$$

وبما أن حاصل ضرب الضغط في الحجم يساوي كمية ثابتة عند درجة حرارة ثابتة، لذا فإنه عند رسم العلاقة بين PV على محور العينات و V على محور السينات فإنه يجب أن يكون الخط مستقيماً أفقياً، شكل (3) ب (وهذا الرسم البياني يمثل بوضوح سلوك الغاز الذي يتبع قانون بويل، والغاز الذي يخضع لقانون بويل بشكل كامل تحت جميع الظروف يدعى بالغاز المثالي، علماً بأن فكرة المثالية هذه هي فكرة نظرية بحتة.



الشكل 3

ويسمى المنحني الذي يمثل تغير حجم الغاز مع ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة بمنحني متساوي درجة الحرارة لبويل (Isotherm). ومن الواضح أننا نحصل للغاز الواحد على عدة متساويات درجة الحرارة حسب الدرجة التي تجري عندها التجربة وحسب كمية الغاز المستخدمة الشكل (3 أ).

قانون شارل: Char's Law

تتمدد جميع المواد عندما تتعرض للحرارة، ويختلف مستوى هذا التمدد من مادة الى أخرى، ولكن هذا التمدد يكون واضحاً بصفة خاصة في الغازات. ويمكن عملياً قياس الزيادة في الحجم بزيادة درجة الحرارة، وذلك بحبس كمية ثابتة لغاز في أسطوانة مزودة بمكبس منزلق، وحيث أن الكتلة فوق قمة المكبس ثابتة، فإن العينة من الغاز تبقى عند ضغط ثابت. ويلاحظ أنه كلما سخن الغاز، فإن المكبس يتحرك للخارج، ويزداد الحجم.

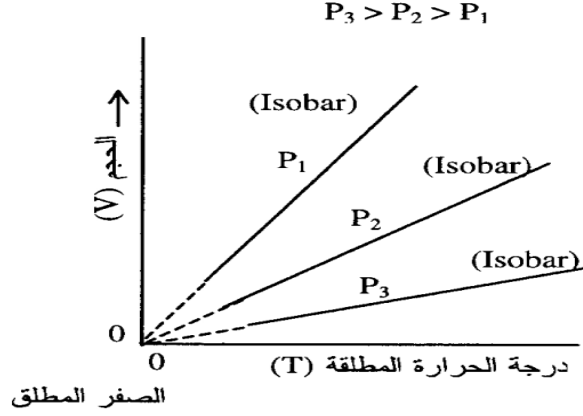
وفي عام 1787 م وضع العالم الفرنسي شارل قانوناً يعبر عن تغير حجم الغاز مع درجة الحرارة عند ثبوت الضغط وكمية الغاز. وهنا قام شارل بتثبيت الضغط وكمية الغاز، وأبقى المتغيران الحجم ودرجة الحرارة، فوجد أنه إذا تم تسخين غاز بحيث أن الضغط يبقى ثابتاً، يتمدد الغاز (يزيد حجمه) وأن معدل التمدد مع زيادة درجة الحرارة كان ثابتاً. وكان نفسه لجميع الغازات التي درسها مادام الضغط بقي ثابتاً. ونص هذا القانون: " عند ثبوت الضغط وكمية الغاز يتناسب حجم كتلة معينة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة ". ويعبر عن هذا القانون كما يلي:

$$V \propto T \Rightarrow V = k T \Rightarrow \frac{V}{T} = k$$

إن علاقة حجم الغاز (V) ودرجة الحرارة (T) التي تم دراستها من قبل العالم الفرنسي تشارل، وطورها (gay-Lussac) في عام 1802م، تبين العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة للغازات. وتتص هذه العلاقة على أنه: " عند ضغط ثابت، يزداد (أو ينخفض) حجم كمية معينة من أي غاز بمقدار ثابت $\frac{1}{273.15}$ من حجمها عند درجة الصفر المئوي كلما ازدادت (أو انخفضت) درجة حرارة الغاز بمقدار درجة مئوية واحدة. " وإذا تغيرت درجة الحرارة من T_1 الى T_2 فإن الحجم سيتغير من V_1 الى V_2 وعند ثبوت الضغط ستصبح العلاقة:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = k$$

وبرسم العلاقة بين حجم الغاز V ودرجة حرارته المطلقة T نحصل على خط مستقيم يمر بنقطة المبدأ كما هو موضح بالشكل 4 :



الشكل 4

وبما أن جميع النقاط المرسومة على هذا الخط قد تم الحصول عليها عند ضغط ثابت فإنه يطلق على مثل هذا الخط اسم متساوي الضغط لشارل (Isobar). ونلاحظ أن جميع الخطوط تكون منقطة عند درجات الحرارة المنخفضة بالقرب من الصفر المطلق حتى الوصول إلى نقطة المبدأ أي عند V و T يساويان الصفر، وذلك لأنه عند هذه الدرجة المنخفضة من الحرارة تتحول كل الغازات إلى الحالة السائلة أو الصلبة وعندئذ تخرج عن كونها غازات ولا ينطبق عليها قوانين الغازات.

قانون الحجم الثابت أمونتوس: Amontons's Law

إذا سخن حجم معين من الغاز في إناء محكم الإغلاق، فإن حجم هذا الغاز لن يتغير، ولكن جزيئات هذا الغاز سوف تزداد حركتها بارتفاع درجة الحرارة، وتزداد شدة صدماتها على جدار الإناء، وبالتالي فإن ضغط الغاز سوف يزداد بارتفاع درجة الحرارة ما دام حجم هذا الغاز بقي ثابتاً. وقد وجد أمونتوس أنه "عند حجم ثابت فإن ضغط كمية معينة من غاز يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة" ويكتب رياضياً بالشكل:

$$P \propto T \Rightarrow P = k T$$

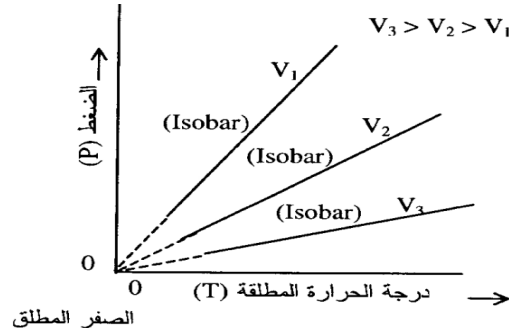
حيث k ثابت تناسب وتعتمد قيمته على كمية الغاز وعلى قيمة الحجم المثبت. ومنه:

$$\frac{P}{T} = k$$

وإذا تغيرت درجة الحرارة من T_1 إلى T_2 والضغط من P_1 إلى P_2 عند ثبوت الحجم فإن المعادلة تصبح:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = k$$

وبرسم العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة المطلقة عند ثبوت الحجم نحصل على خط مستقيم كما في الشكل 5 وكل خط في المنحني يسمى منحني متساوي الحجم Isochore.



قانون أفوكادرو: Avogadro's Law

ثبت أفوكادرو درجة الحرارة والضغط ويبقى المتغيران الوحيدان هما الحجم وعدد الجزيئات ولقد وجد أنه " عند نفس الشروط من الضغط ودرجة الحرارة تحتوي الحجم المتساوية (V) من الغازات المختلفة على نفس العدد من الجزيئات (N) أو الذرات في حالة الغازات وحيدة الذرة ".

وتقع أهمية هذا القانون في أنه يساعد على تتبع التغيرات في عدد الجزيئات التي تحدث أثناء تفاعل كيميائي، وذلك بقياس التغيرات في الحجم الكلي (أو الضغط). ولا تكون هذه العلاقة صحيحة إلا إذا قيست كمية الغاز بعدد المولات (n). ويمكن أن يصاغ قانون أفوكادرو بالشكل التالي: " إن حجم الغاز عند درجة حرارة وضغط ثابتين يتناسب طردياً مع عدد المولات للغازات ".

$$V \propto n \Rightarrow V = kn \Rightarrow \frac{V}{n} = k$$

وهذا يعني أن مضاعفة عدد المولات يضاعف حجم الغاز عند نفس الظروف من الحرارة والضغط. وقد وجد أفوكادرو أن الحجم المولي لأي غاز أو بخار يحتوي على عدد ثابت من الجزيئات وهو: 6.023×10^{23} جزيء حقيقي في كل مول، ويعرف هذا العدد بعدد أفوكادرو.