قوانين الغازات The Gas Laws

١ – قانون بويل

يمكن أن يعبر عن علاقة ضغط الغاز مع حجمه ودرجة حرارته لكمية معينة من الغاز بالمعادلة

$$P=f(T,V,n)\ldots \qquad (7-1)$$

وينص على إنه (يتناسب حجم كمية ثابتة من الغاز تناسبياً عكسياً مع الضغط عند ثبوت درجة الحرارة).

$$P \alpha 1/V \qquad (8-1)$$

$$PV= \text{كمية ثابتة} = K \qquad (9-1)$$

حيث يمثل P ضغط كتلة معينة من الغاز و V حجم الكتلة نفسها بثبوت درجة الحرارة.K_T ثابت بويل بثبوت درجة الحرارة يمكن كتابة العلاقة بدون الثابت K وكالأتي:

$$P_1V_2= P_2V_2 \qquad (10-1)$$

P_1 هو ضغط كمية محددة من الغاز حجمها V_1, P_2 ضغط نفس الكمية عندما يكون حجمها V_2 وبثبوت درجة الحرارة

لقد أوضحت التجارب التي أجريت على قانون بويل بأن هذا القانون يمكن تطبيقه على الغازات الحقيقة عند الضغوط الواطئة فقط، لذا يعد قانون بويل مثالاً لقانون يطبق بحالات محددة أو هو أحد القوانين المحددة Limiting laws. إن سبب خضوع جميع الغازات الحقيقية لقانون بويل بغض النظر عن تأثير طبيعتها الكيميائية (بشرط أن يكون الضغط واطئاً) يمكن تفسيره بأن معدل فصل دقائق الغاز عن بعضها البعض عند الضغوط الواطئة كبير جداً لذا يقل تأثير بعضها على البعض الآخر مما يجعلها تتصرف بشكل انفرادي ويتسبب هذا في عدم فقدان طاقة الغاز من جراء التمدد والتقلص وهذا ما يحدث في حالة الغاز المثالي والغاز الحقيقي تحت الضغوط الواطئة.

٢- قانون شارل أو قانون غايلوساك Charlese law or Gay- Lussacs' law

وينص على الأتي (يتناسب تغير حجم كتلة معينة من الغاز طردياً مع درجة حرارته عند ثبوت الضغط).

لقد وجد إن كل زيادة في الحرارة درجة مئوية واحدة، يزداد حجم الغاز بمقدار $\frac{1}{273.15}$ من حجم الغاز في درجة الصفر المئوي V_o و V_t الحجم في اي درجة الحرارة أخرى

$$V_t = V_o(1 + \frac{t}{273.15}) \qquad (11-1)$$

حيث إن V_o $(\propto= 1 + \frac{t}{273.15}$ هو معامل التمدد الحجمي بوحدات الحجم $\alpha=(\propto= 1 + \frac{t}{273.15}$ للدرجة الواحدة.

والصيغة الرياضية لقانون شارل

$\frac{V}{T}$= كمية ثابتة= k $\qquad (12-1)$

K ثابت قانون شارل بثبوت الضغط وعند تغير الغاز من حالة ابتدائية الى حالة نهائية تصبح العلاقة بالشكل

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \qquad (13-1)$$

إن الصيغة البديلة لقانون شارل هي علاقة ضغط الغاز بدرجة حرارته عند ثبوت الحجم (قانون غي لوساك)

$$P \propto T \qquad (14-1)$$

$$P= T\times \text{كمية ثابتة} \qquad (15-1)$$

وهكذا تكتب الصيغة النهائية لقانون غي لوساك بالشاكلة نفسها لقانون شارل:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \qquad (16-1)$$

إن التفسير المنطقي لزيادة الضغط بازدياد درجة الحرارة عند ثبوت الحجم يكمن في إن الزيادة في درجة الحرارة سيؤدي إلى زيادة معدل سرعة دقائق الغاز وان

هذه الدقائق ستصطدم بالجدار وان زيادة معدل الاصطدام بالجدار ستؤدي حتماً إلى زيادة ضغط الغاز على جدار الوعاء الذي يحتويه.

٤- قانون افوكادرو Avogadro's Law

ينص هذا القانون على (إن الحجوم المتساوية من الغازات تحتوي على العدد نفسه من الجزيئات إذا قيست تحت الظروف نفسها من ضغط ودرجة حرارة) والصيغة الأخرى (عند ثبوت درجة الحرارة والضغط يناسب حجم الغاز طردياً مع عدد مولات الغاز).

ويعبر رياضياً عن قانون افوكادرو ثبوت الضغط ودرجة الحرارة

$$n \propto v \qquad (17-1)$$

إن الكمية الثابتة هي نفسها لجميع الغازات عند درجة حرارة وضغط معين.

فإذا كان لدينا الغاز a وحجمه V_a وعدد مولاته n_a وغاز b حجمه V_b وعدد مولاته n_b وعند درجة حرارة ثابتة وضغط ثابت فإن مابين الغاز a و b تحدد بالعلاقة

$$\frac{V_1}{n_a} = \frac{V_b}{n_b} \qquad (18-1)$$

لقد وجد أوفوكادرو إن الحجم الذي يحتله مول واحد من أي غاز في الظروف القياسية (درجة حرارة وضغط 1bar) يساوي 22.4L ($22400cm^3$) ويحتوي هذا المول أيضاً على عدد ثابت من الجزيئات يساوي عدد أفوكادرو ويرمز له N_a ويساوي ($N_a = 6.023 * 10^{23}\ mol^{-1}$)