2- 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

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

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

والصيغة الرياضية لقانون شارل

$\frac{V}{T}$= كمية ثابتة= k

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

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

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

P α T

P= T× كمية ثابتة

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

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

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.

4- 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

$n \propto v$

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

$$\frac{V_a}{n_a} = \frac{V_b}{n_b}$$

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 ($N_a = 6.023 * 10^{23}\ mol^{-1}$)

قانون الغاز المثالي The perfect Gas law or the ideal Gas law

عندما نحاول إيجاد علاقة مابين المتغيرات المذكورة في القوانين السابقة قانون بويل وقانون شارل وقانون غايلوساك وقانون افوكادرو نجد بأنه بإمكاننا الحصول على المعادلة الآتية:

$PV \propto nT$

إن ثابت التناسب الذي يمكن وضعه في المعادلة السابقة ثم إيجاد تجريبياً ووجد بإنه ثابت لكل الغازات لذا فقد سمي بثابت الغازات (Gas Constant) ويرمز له بالرمز (R).

∴ Pv= nRT

تمثل المعادلة بمعادلة الغاز المثالي perfect gas or Ideal gas equation وهي من المعادلات المهمة جداً في الكيمياء الفيزياوية وتستخدم في اشتقاق الكثير من المعادلات الثرموديناميكية للغازات كما إنها تستخدم لتحديد خواص الغازات عند ظروف معينة وممكن أن تعطي نتائج عند تغيير الظروف وكما يأتي:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

الغاز المثالي وثابت الغاز Ideal Gas and Gas constnt

يعد الغاز مثالياً أو تاماً (Ideal or perfect gas) إذا وافق الشروط:

أ. تخضع العلاقة بين ضغطه وحجمه ودرجة حرارته المعادلة العام للغازات او ما تعرف بمعادلة الحالة State equation

PV= nRT

ب. تعتمد طاقة الغاز على درجة حرارته فقط ولا تعتمد على ضغطه أو حجمه.

ج. السعة الحرارية للغاز المثالي يجب أن تكون ثابتة.

توجد حالة الغاز المثالي عندما تسلك الجزيئات سلوكاً أشبه بنقاط كتلة لا تتداخل فيما بينها أي إنها لا تتنافر ولا تتجاذب مع بعضها البعض وان الطاقة الكلية لهذا الغاز تتمثل بالطاقة الحركية وتتناسب مباشرة مع درجة الحرارة المطلقة وبسبب عدم وجود طاقة كامنة والتي تنشأ من القوى الداخلية بين جزيئات الغاز المثالي، فإن طاقة الغاز لا تتغير عند تغير حجمه أو تغير المسافة بين جزيئاته.

نحسب قيمة R بسهولة باستخدام القانون العام للغازات ويحتل مول واحد من أي غاز حجم (22.4 L) في الظروف القياسية (standard temperature and pressure) (STP) وعندها تكون درجة الحرارة مساوية إلى الصفر المئوي وضغط واحد جو

$$R = \frac{PV}{nT} \dots\dots (21-1)$$

$$R = \frac{(1\ atm)(22.4L)}{(1\ mole)(273.15k)} = 0.082\ atm\ L\ mol^{-1}k^{-1}$$

والجدول التالي يبين قيم ثابت الغاز بالوحدات المختلفة.

القيمة العددية والوحدات للثابت R
8.31441 J K^{-1} mol^{-1}
0.082067 atm L K^{-1} mol^{-1}
1.98719 cal K^{-1} mol^{-1}
8.31441 m^3 pa K^{-1} mol^{-1}
0.0831441 L Bar K^{-1} mol^{-1}

بعض الصيغ الأخرى للمعادلة العامة للغازات المثالية

يمكن الاستفادة من المعادلة العامة للغازات لحساب بعض الخواص الأخرى للغازات مثلاً وزن الغاز (w) ووزنه الجزيئي والكثافة وكالآتي:

$$PV = nRT \dots\dots (1)$$

$$PV = \frac{W}{M}RT \dots\dots (2)$$

M الوزن الجزيئي للغاز

$$\therefore M = \frac{WRT}{PV} \dots\dots . (3)$$

ملاحظة: أي كمية مقسومة على عدد المولات n فتعرف بالكمية المولارية مثلاً الحجم المولي V_m

$$V_m = \frac{V}{n}$$

M الكتلة المولية (الوزن الجزيئي)

$$M = \frac{W}{n}$$

مثال: اناء تفاعل حجمه لتران يحتوي على n من مولات الهيدروجين تحت ضغط ٠,٠٥ atm ودرجة حرارة T عند اضافة ٠,٠١ mol من الاوكسجين وجب تبريد هذا الاناء الى درجة ١٠ °C لاجل الابقاء على الضغط نفسه. احسب عدد المولات ودرجة الحرارة؟

الجواب:

المعلومات

$$P = 0.5 \quad , \quad V = 2 \quad , \quad R = 0.082 \quad , \quad T = 273 + 10 = 283$$

عدد المولات = $n + ٠,٠١$

لحساب عدد المولات نطبق

$$n = \frac{PV}{RT} \rightarrow n + 0.01 = \frac{0.5*2}{0.082*283} = 0.0333 \text{ mol}$$

لحساب درجة الحرارة

$$T = \frac{PV}{nR} \rightarrow T = \frac{0.5*2}{0.0333*0.082} = 367\ K°$$

واجب: احسب الوزن الجزيئي لغاز اذا علمت ان وزن ١ لتر منه يساوي (١,٥٥)gm في الظروف القياسية؟ ج/ ٣٤,٧٥ مول

واجب: اذا علمت ان كتلة غاز احادي اوكسيد الكاربون تساوي ٣,١٧ غم عند درجة ٢٠ م° وضغط ٢,٣٥ جو و ١ لتر ، احسب الوزن الجزيئي لهذا الغاز؟ ج/ ٣٢,٤١ مول

مثال/ غاز مثالي عند ٢٥درجة مئوية وضغط ٠,٩٣١ يشغل حجما مقداره ٥,٠١ لتر. احسب عدد المولات.

الجواب: $T = 25 + 273 = 298K$

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0.931\ \text{جو})(5.01\ \text{لتر})}{(8.314\ \text{كلفن.جول}^{-1}\text{.مول}^{-1})(298\ \text{كلفن})}$$

قانون دالتون للضغوط الجزيئية :

الضغط الكلي لمزيج مؤلف من عدة غازاته مجموع ضغوط الغازات المكونة للمزيج فيما لو اشغل كل غاز حجم الاناء بمفرده عند نفس درجة الحرارة .