

الغازات المثالية

Ideal Gas

تُستخدم الهندسة الغازات الموجودة في الطبيعة كأجسام عاملة، وتسمى هذه الغازات بالغازات الحقيقية (Real Gases).

تتكون الغازات الحقيقية من جزيئات لها حجوم وكتل معينة يوجد بينها قوى تأثير تبادلي تتناسب عكساً مع المسافة بين الجزيئات. عندما تصبح المسافة بين الجزيئات كبيرة جداً فإن هذه القوى ستنتهي إلى الصفر، وبالتالي سوف ينعقد تأثيرها على مواصفات الغاز ونحصل على الغازات المثالية.

الغازات المثالية (Ideal Gas): هي الغازات التي تنعدم فيها قوى اللزوجة، وقوى التجاذب، والتنافر بين الجزيئات. ويكون حجم وكتلة جزيئات الغاز المثالي صغيرين جداً بالمقارنة مع حجم الغاز مما يسمح بإهمالهما، وتُعتبر جزيئاتها كروية ومرنة. حيث تلغي صفة المرونة تأثير التصادم فتبقى طاقتها الحركية ثابتة. يمكن أن نعتبر أن جميع الغازات الحقيقية غازات مثالية عند درجات الحرارة العالية والضغط المنخفضة.

قوانين الغازات المثالية (Ideal gas laws)

إنّ تسخين الغاز يؤدي إلى تغيير حجمه V و ضغطه P ودرجة حرارته T .

قانون بويل . ماريوت (Boyle- Mariotte)

وجد كلٌّ من العالمين الانكليزي بويل (Robert Boyle, 1627-1691) والفرنسي ماريوت (Edme Mariotte, 1620-1684) تجريبياً العلاقة التي تربط الحجم مع الضغوط المطلقة عند ثبات درجة الحرارة، حيث أنّ:

العلاقة بين الحجم والضغط المطلق للغاز عند ثبات درجة الحرارة هي علاقة عكسية:

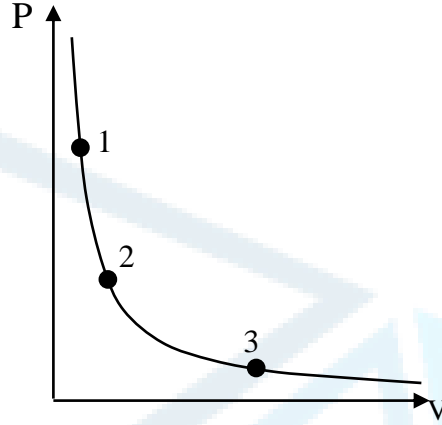
$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Rightarrow P \cdot V = \text{constant} \Leftrightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

أي أنّه إذا أخذنا كمية معينة من غاز مثالي، وجعلنا مثلاً عند درجة حرارة ثابتة $P_2 = 2 \cdot P_1$ فإنّه سيكون $V_2 = 0.5 \cdot V_1$.



جامعة
المنارة
MANARA UNIVERSITY

يمكن تمثيل هذا القانون في الإحداثيات (V-P) بقطع زائد متساوي الساقين كما في الشكل.

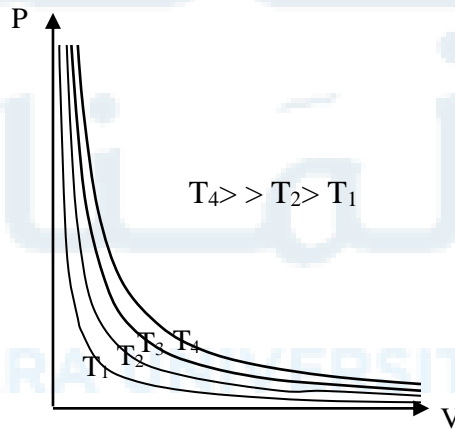


قانون بويل . ماريوت.

ويمكن أن نكتب:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3 = \text{const}$$

عندما نغيّر درجة الحرارة T_1 إلى T_2 حيث $T_2 > T_1$ فإننا نحصل على قطع زائد آخر، وكذلك الأمر من أجل T_3 نحصل على قطع زائد آخر، وهكذا نحصل على المنحنيات الممثلة للقانون:



علاقة الضغط مع الحجم عند درجة حرارة ثابتة.

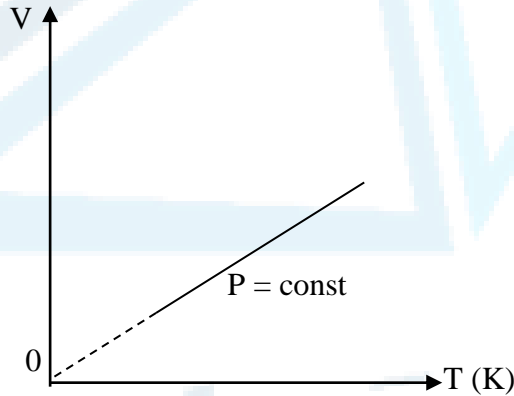
قانون شارل (Charles's law)

وجد العالم الفرنسي شارل في عام 1780 تجريبياً العلاقة بين الحجم ودرجات الحرارة المطلقة عندما يبقى الضغط ثابت عام 1802، حيث أنه:

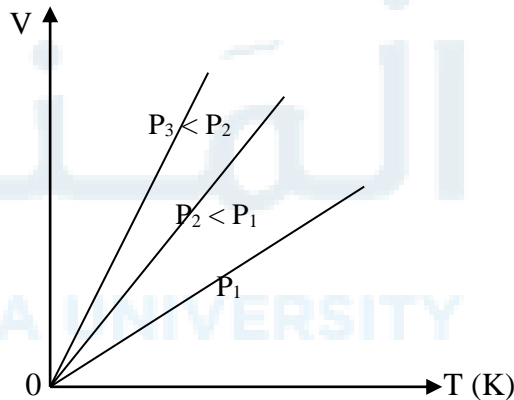
تناسب حجوم الغازات المثالية عند ضغط ثابت طرداً مع درجات الحرارة المطلقة.

$$\boxed{\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} = \text{constant}} \Rightarrow \boxed{\frac{V}{T} = \text{constant}}$$

برسم العلاقة بين V ودرجة الحرارة المطلقة T نحصل على خط مستقيم كما يلي:



عموماً يمكن تمثيل العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة بمجموعة من المستقيمات التي تلتقي جميعها عند درجة الصفر المطلق



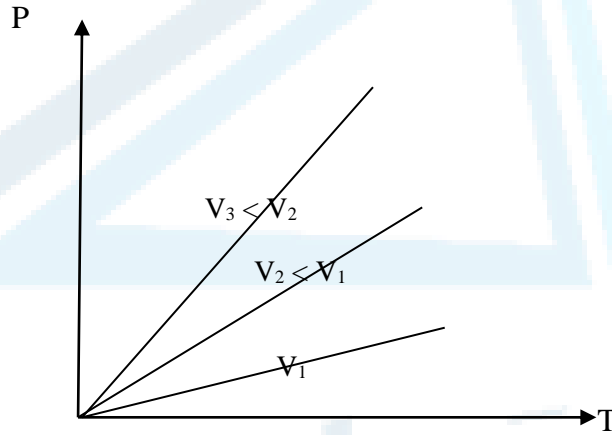
قانون غي لوساك (Gay-Lussac's law)

وجد العالم الفرنسي غي لوساك (Louis-Joseph Gay-Lussac, 1778-1850) عام 1802 تجريبياً أن:

العلاقة بين الضغوط المطلقة للغازات ودرجات الحرارة عند حجم ثابت علاقة طردية.

$$\frac{P_2}{P_1} = \frac{T_2}{T_1} = \text{constant} \quad \text{أو} \quad \frac{P_2}{T_1} = \frac{P_1}{T_1} \Rightarrow \frac{P}{T} = \text{constant}$$

برسم العلاقة $P=f(T)$ من أجل $V=\text{constant}$ نحصل على:



قانون أفوغادرو (Avogadro's law)

ينص على أن: الحجم المتساوية لجميع الغازات المثالية عند نفس درجة الحرارة و نفس الضغط تحتوي على عدد متساو من الجزيئات (أو الذرات). أي أن:

الحجوم المولية لجميع الغازات المثالية عند نفس الضغط وعند نفس درجة الحرارة تكون متساوية.

$$\frac{M_1}{M_2} = \frac{v_2}{v_1} \Rightarrow v_1 \cdot M_1 = v_2 \cdot M_2 \Rightarrow M \cdot v = \text{constant}$$

أي أنّ جداء الحجوم النوعية في الكتل المولية (عند ثبات الشروط الفيزيائية) عبارة عن قيمة ثابتة مستقلة عن طبيعة الغاز هي الحجم المولي (\tilde{V}).

عند الشروط الفيزيائية النظامية من ضغط $P=1,01325$ bar ودرجة حرارة $T=273K$ يكون $\tilde{V}=22,4$ $\text{m}^3.\text{kmol}^{-1}$

معادلة الحالة للغاز المثالي (Equation of state) (معادلة كلايرون)

ترتبط المقادير المميزة للحالة (P, V, T, n) مع بعضها عند الانتقال من حالة متوازنة إلى حالة متوازنة أخرى من خلال معادلة الحالة (Equation of state) والتي تُسمى أيضاً معادلة كلايرون (نسبة إلى المهندس و الفيزيائي الفرنسي كلايرون (Emile Claypeyron 1799 – 1864).

$$\frac{P \cdot v}{T} = \text{constant}$$

نرمز للقيمة الثابتة بـ (r)، ويكون:

$$\boxed{\frac{P \cdot v}{T} = \text{constant}} \Rightarrow \boxed{P \cdot v = r \cdot T}$$

r : الثابت النوعي للغاز المثالي (The specific gas constant)، وتتعلق قيمته بالصفات الكيميائية للغاز، وهي قيمة ثابتة بالنسبة لكل غاز ويُقاس بـ $\text{J}.\text{kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

و من أجل m kg نحصل معادلة الحالة العامة للغازات المثالية

$$\boxed{P \cdot V = m \cdot r \cdot T}$$

ثابت الغازات العام (the ideal, or universal, gas constant)

بضرب طرفي معادلة الحالة للغازات المثالية بالكتلة المولية M ، نحصل على:

$$P \cdot v \cdot M = M \cdot r \cdot T$$

حيث:

$$M \cdot r = R$$

R : هو الثابت العام للغازات (the ideal, or universal, gas constant)، ويساوي عند الشروط النظامية من درجة حرارة وضغط ($T=273,15$ K و $P=1,01325 \cdot 10^5$ Pa) وذلك مهما كان نوع الغاز إلى $R=8,3145 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

$$M = \frac{\text{الكتلة}}{\text{عدد المولات}} = \frac{m}{n} \quad \text{حيث: الكتلة المولية و تساوي إلى}$$

الكتلة الحجمية (النوعية) والكثافة للغاز المثالي

من العلاقتين $P \cdot V = m \cdot r \cdot T$ و $r = \frac{R}{M}$ يمكن أن نكتب:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

حيث:

ρ هي الكتلة الحجمية للغاز المثالي.

يمكن حساب كتلته الحجمية عند الضغط P و درجة الحرارة T من العلاقة:

$$\rho = \rho_0 \cdot \frac{P}{P_0} \cdot \frac{T_0}{T}$$

حيث: ρ_0 هي الكتلة الحجمية للغاز المثالي عند الشروط النظامية ($P_0 = 10^5$ Pa و $T_0 = 273$ K).

أما كثافة الغاز المثالي بالنسبة إلى الهواء d (باعتباره غازاً مثالياً) فهي:

$$d = \frac{\rho_{gas}(P,T)}{\rho_{air}(P,T)} \Rightarrow d_{gas} = \frac{M_{gas}}{29}$$

حيث: $\rho_{air} = \frac{P \cdot M_{air}}{R \cdot T}$ وللهواء ، $\rho_{gaz} = \frac{P \cdot M_{gas}}{R \cdot T}$