الجامعة السورية الخاصة

مقرر الكيمياء الفيزيائية

PT 2105

لطلاب الهندسة البترولية

المحاضرة ٢

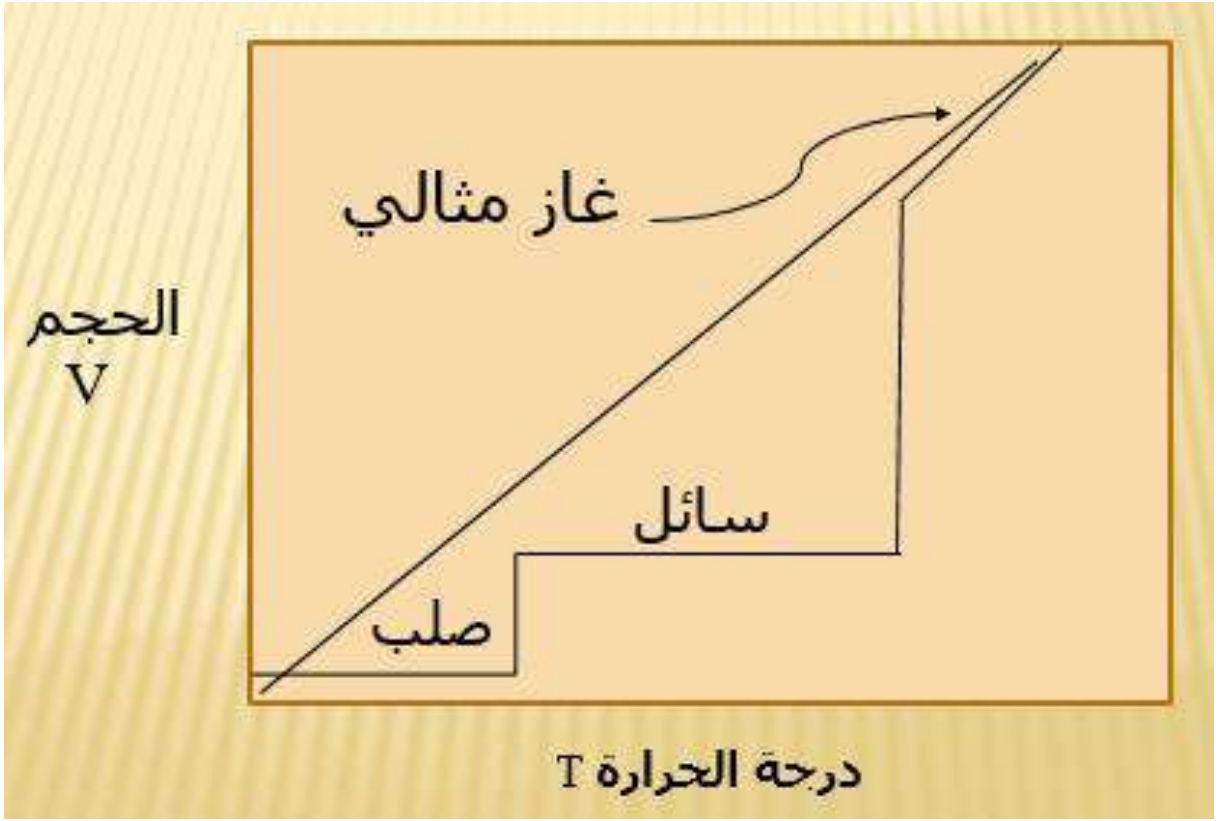
الفصل الأول–الغازات المثالية وقوانينها

١ – ٤ –الغازات المثالية وقوانينها: (من أجل ١مول من الغاز)

إن المتحولات التي تؤثر في الغازات هـــي : (T , V , P) الضغط والحجم ودرجة الحرارة (المطلقة). وعندما نريد دراسة تأثير أو علاقة متحولين منهما فيجب تثبيت المتحول الآخر.

- نعلم أن المادة تتحول عند ارتفاع درجة حرارتها من الطور الصلب الى الطور السائل والى الطور الغازي.

يوضح الشكل علاقة (V ~ T) والتحول الطوري (n=1 mol)



١-٤-١- قانون بويل ماريوط: (Boyls- Mariot Law)

(عند ثبات درجة الحرارة)

The Honourable
Robert Boyle
FRS

Boyle in 1689, by Johann Kerseboom

Born	25 January 1627 Lismore Castle, Lismore, County Waterford, Ireland
Died	31 December 1691 (aged 64) London, England

- **نص القانون :**

إن حاصل جداء الضغط (P) بالحجم (V) **لغاز مثالي** يساوي إلى مقدار ثابت عند درجة حرارة ثابتة .

تتعلق قيمة الثابت بدرجة الحرارة فقط، ونعبر عما سبق رياضياً من أجل (١ مول) كما يأتي :

$$\mathbf{P \cdot V = K_t} \qquad (T = \text{const.};\ n = 1\text{mol})$$

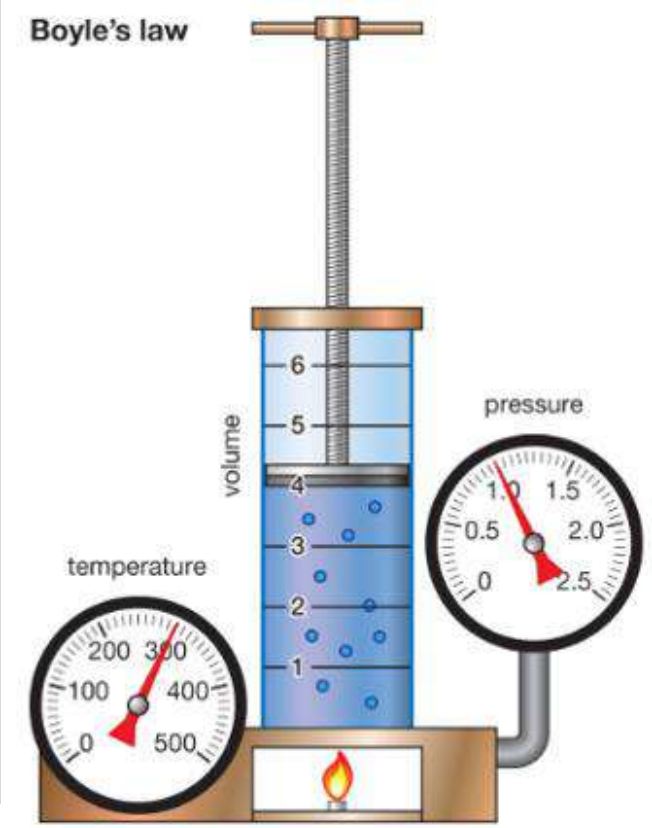
- وبتطبيق (هذه العلاقة) على غاز يوجد في حالتين 1 و 2 ، نجد بعد اختصار الثابت K_t (له نفس القيمة لأن **درجة الحرارة ثابتة**)، فنجد أن :

$$P_1 \cdot V_1 = K_t \quad ; \quad P_2 \cdot V_2 = K_t$$

$$\mathbf{P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2} \qquad (\mathbf{T = Const.})$$

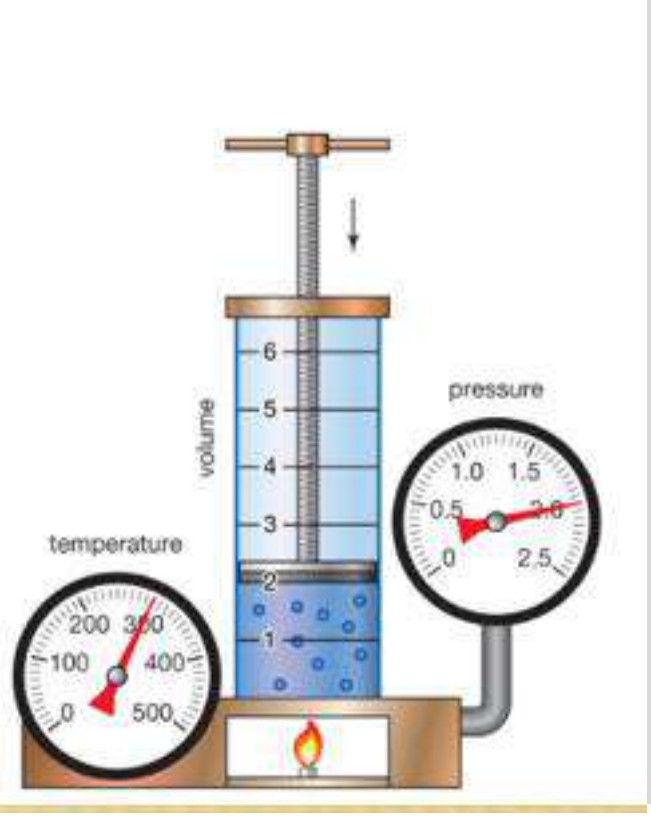
(Boyls– Mariot Law)

(T= const.) :



الحاله الاولى

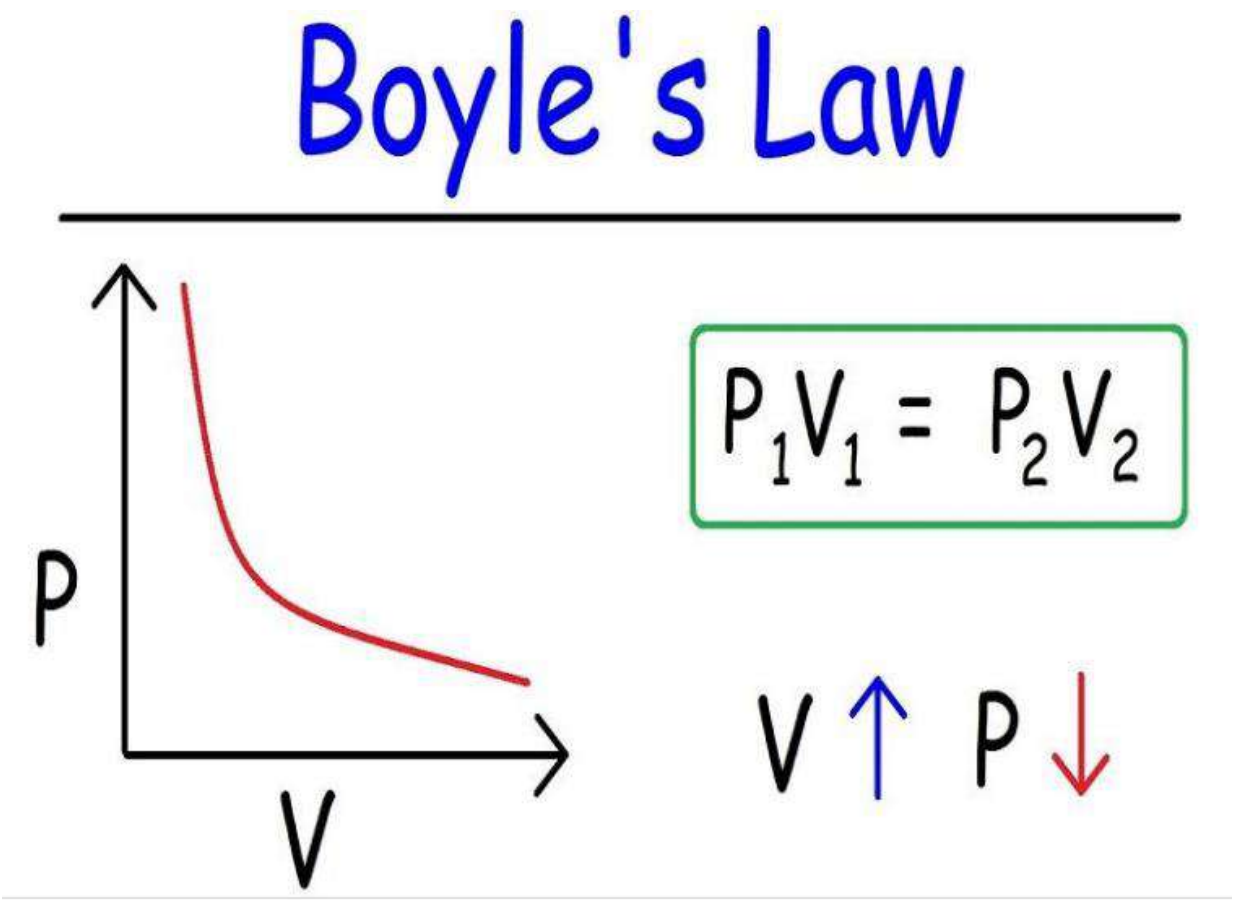
$P_1 \cdot V_1$



الحالة الثانية

$P_2 \cdot V_2$

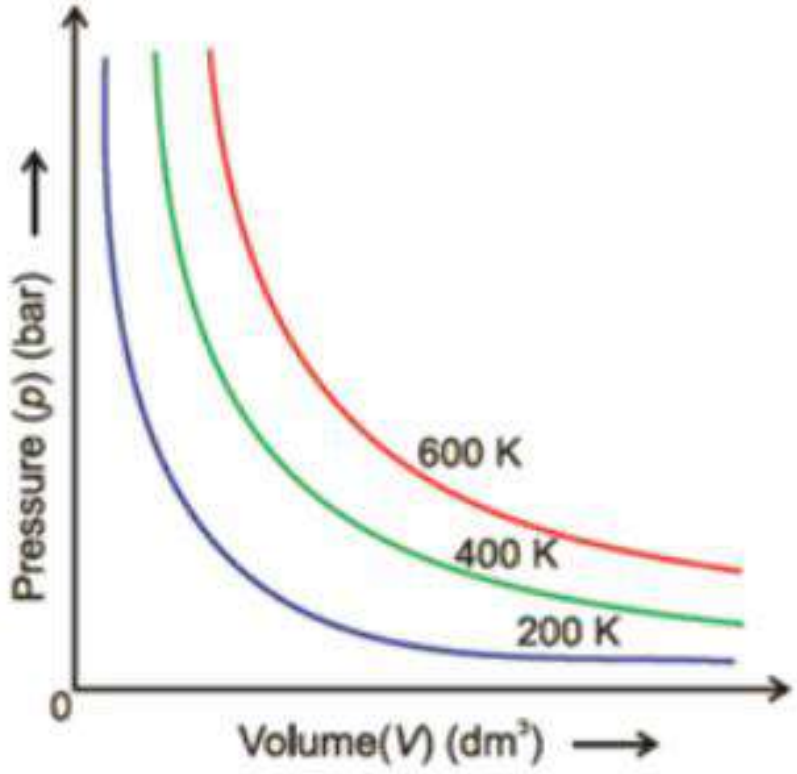
لنرسم علاقة الضغط P بالحجم V فنحصل على منحنى متساوي الدرجة وفق الشكل المبين أدناه (عند ثبات درجة الحرارة)



(Boyls– Mariot Law)

(عند ثبات درجة الحرارة)

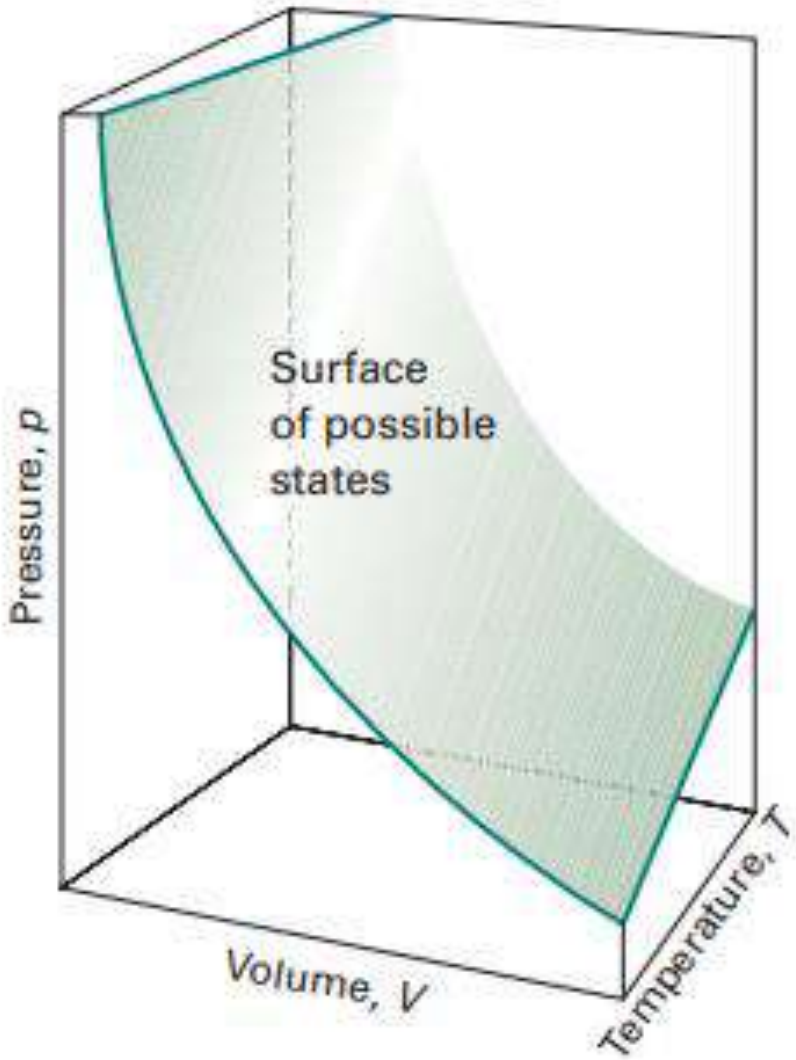
تمثيل العلاقة (P ~ V) عند كل درجة حرارة ولعدة قيم من درجات الحرارة



الشكل(١-١):

المنحنيات متساوية الدرجة لغاز مثالي يخضع لقانون بويل- ماريوط

تمثيل العلاقة (P, V, T) في الفراغ



يوضح هذا الشكل
سطح المنحنى متساوي الدرجة المحتمل للعديد من الحالات
في الفراغ ثلاثي الأبعاد لغاز مثالي يخضع
لقانون بويل- ماريوط

مسألة(١) :

يوجد (22.5 L) من غاز النيتروجين عند الضغط (748 mmHg) في أسطوانة مزودة بمكبس قابل للانزلاق، وتم تمديد الـــغاز الـــى الضغط (725 mmHg) عند درجة حرارة ثابتة. ما هو الحجم الجديد ؟؟.

الحـــــل :

بما أن درجة الحرارة ثابتة، فيمكن تطبيق قانون بويل– ماريوط على الحالتين، وهو :

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad (T = \text{Const.})$$

$$(748\ \text{mmHg}) \cdot (22.5\ \text{L}) = (725\ \text{mmHg}) \cdot V_2$$

$$V_2 = (748\ \cancel{\text{mmHg}}) \cdot (22.5\ \text{L}) / (725\ \cancel{\text{mmHg}})$$

$$V_2 = 23.21\ \text{L}$$

لاحظ أن الضغط انخفض فأدى الى زيادة الحجم $V\uparrow\ P\downarrow$.

١ – ٤ – ٢ – قانون شارل: (Charles Law) (عند ثبات الضغط)

➢ يحدد هذا القانون العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته.

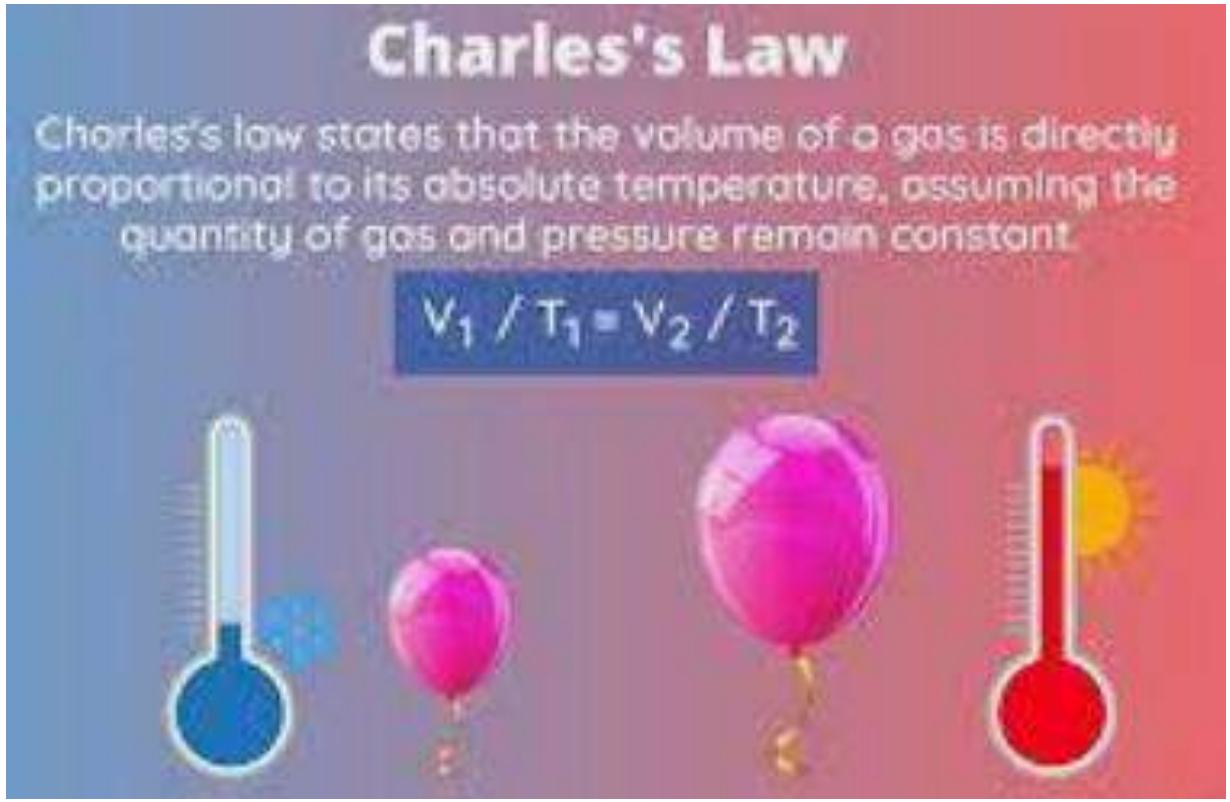
Charles Ewan Law
by Francis William Wilkin

The Honourable **Charles Ewan Law**
(14 June 1792 – 13 August 1850),
was a judge and Conservative Party politician
in the United Kingdom

نص القانون" **عند ثبات الضغط** يتناسب حجم **كتلة معينة** من غاز مثالي ما **طرداً مع درجة الحرارة المطلقة** " . أي أن :

أي أن حاصل قسمة الحجم V على درجة الحرارة T يساوي إلى مقدار ثابت عند ضغط ثابت ($V / T = K_p$) ، وتتعلق قيمة هذا الثابت بالضغط فقط.

$$(V \sim T \Rightarrow V = T \,.\, K_p \qquad (P=const.\ ;\ n=1\ mol)$$

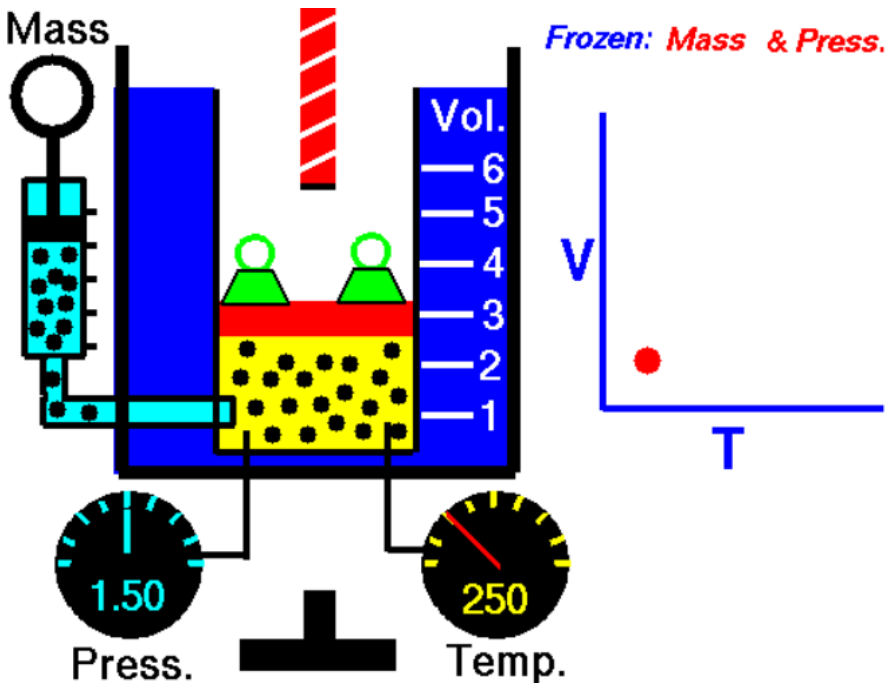


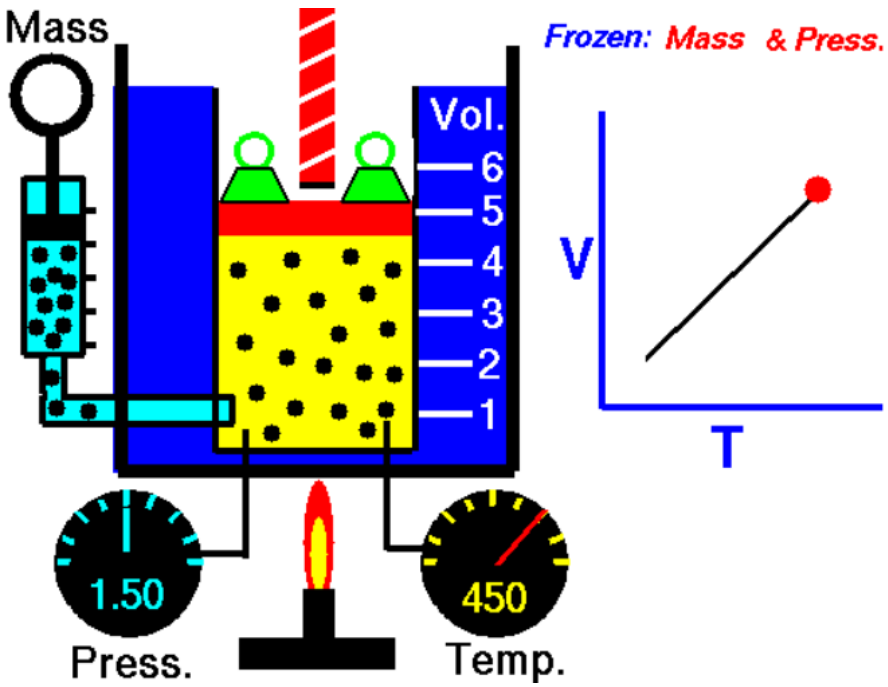
يبين قانون شارل أن **حجم الغاز يتناسب طرداً مع درجة حرارته المطلقة** بافتراض أن كمية الغاز والضغط يبقيان ثابتين.

$$d = m/V$$

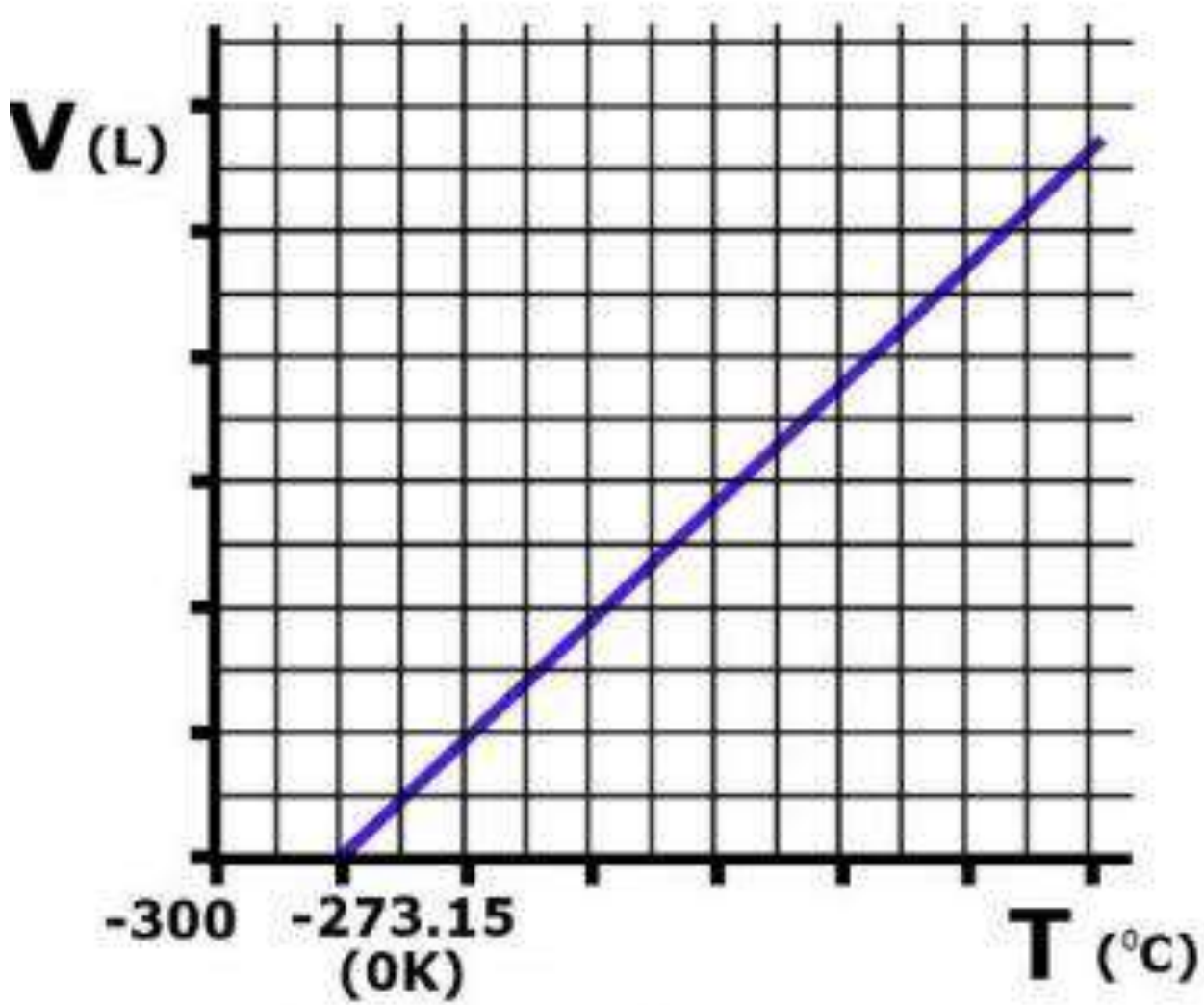
- إن كثافة الغاز الموجود داخل البالون المطاطي أقل من كثافة الهواء المحيط به لذلك يرتفع نحو الأعلى.
- لنفس السبب يرتفع المنطاد نحو الأعلى (يستخدم عادة موقد يسخن الهواء بداخل المنطاد) أو يمكن ملىء المنطاد بغاز ذو كثافة اقل من الهواء(الهيليوم مثلاً).

(P = Const.)



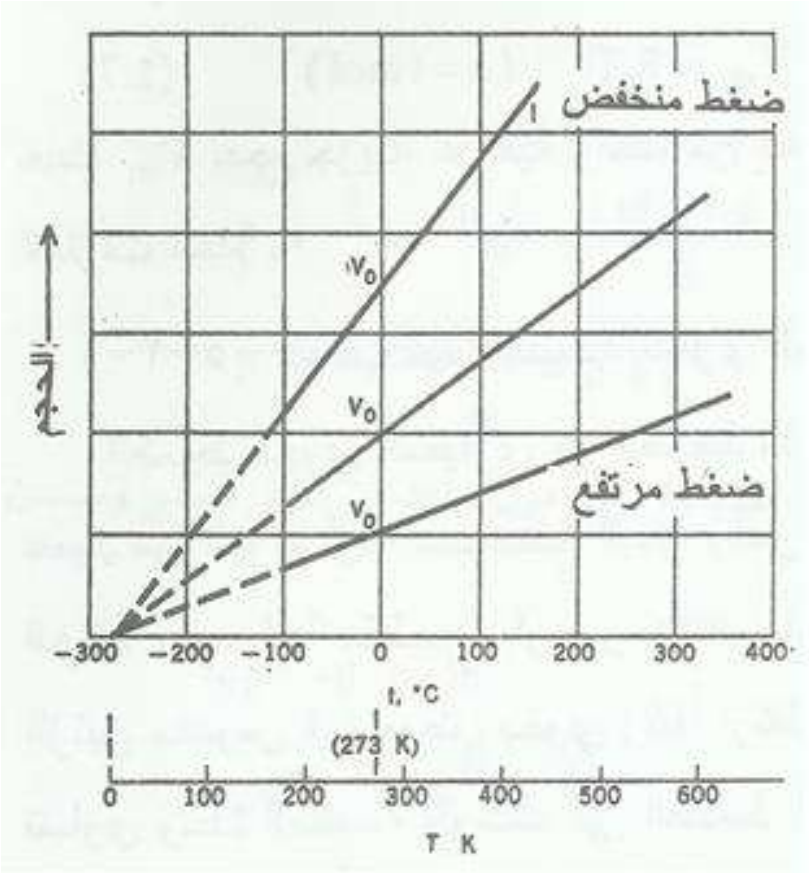


لاحظ أن : الخط البياني (مستقيم) لا يمر بنقطة الأصل.



التمثيل البياني لقانون شارل

ومن أجل عدة قيم للضغط نحصل على التمثيل البياني الموضح في الشكل (١-٢) ، الآتي :



الشكل(١-٢) :

- **تغير حجم غاز ما بدلالة درجة الحرارة وعند ضغوط ثابتة مختلفة .**
- **ميل الخطوط البيانية في جميع الحالات يعادل** $(V_0 / 273{,}16)$.

يوضح الشكل (١-٢) أن ارتفاع درجة الحرارة بمقدار درجة مئوية واحدة يترافق مع زيادة في الحجم مقدارها (1/273,15) من حجمه الابتدائي . ونعبر عن ذلك كما يأتي :

$$V = V_o \left(\frac{t+273.15}{273.15}\right)$$

- إن V_o هو حجم كتلة من غاز ما عند الدرجة صفر مئوية t_o ، و t هي درجة حرارة الغاز في سلم سيليزيوس.
- لتكن T_o هي درجة الحرارة عند الدرجة صفر كلفن، و t_o درجة الحرارة عند الدرجة صفر مئوية $(t_o = 0)$، وبتطبيق قانون شارل على الحالتين، نجد :

$$T = = t + 273.15 \quad ; \quad T_o = t_o + 273.15$$

$$\frac{V}{T} = \frac{V_o}{T_o}$$ وبالتعويض عن قيم درجة الحرارة نجد :

$$\frac{V}{t + 273.15} = \frac{V_o}{t_o + 273.15}$$ وبإعادة ترتيب هذه العلاقة، نجد :

$$V = V_o \left(\frac{t+273.15}{273.15}\right) = V_o \left(\frac{t+273.15}{0 + 273.15}\right) = V_o \left(\frac{t+273.15}{273.15}\right)$$

ومن أجل غاز يوجد في حالتين نسميهما 1 و 2 ، نجد بتطبيق قانون شارل على كل حالة واختصار الثابت K_p **لأن له نفس القيمة** لأن **الضغط ثابت**. فنجد أن :

$$\frac{V_1}{T_1} = K_p \quad ; \quad \frac{V_2}{T_2} = K_p$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad (P = Const.)$$

مسألة(٢) :

بالون مطاطي يحوي (130 g) من غاز الهيليوم، ربط الى عمود في سفينة، كان حجم البالون (1.5 L) ودرجة حرارة الجو (27 °C)، أبحرت من مدينة ميامي الى مدينة نيويورك حيث كانت درجة حرارة الجو (10 °C).
افترض أن الضغط الجوي بقي ثابتاً خلال الرحلة عند (1 atm.) . ما هو حجم البالون في مدينة نيويورك ؟؟

Miami New York City

$V_1 = 1.50$ L $V_2 = ?$

$t_1 = 27$ °C $t_2 = 10$ °C

الحــل :

يجب أولاً تحويل درجات الحرارة في السلم المئوي الى درجات حرارة في سلم كلفن، وبما أن **الضغط وعدد المولات ثابتان** خلال الرحلة، فيمكن حساب حجم البالون في مدينة نيويورك (الحالة الثانية) من قانون شارل.

$$T_1 = t_1 + 273.15 = 27 + 273.15 = 300.15 \quad k$$

$$T_2 = t_2 + 273.15 = 10 + 273.15 = 283.15 \quad k$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \Longrightarrow \quad V_2 = V_1 \,.\frac{T_2}{T_1} = 1.5\ x\ \frac{283.15}{300.15} = 1.42 \quad L$$

لاحظ أن : حجم البالون نقص من (1.5 L) الى (1.42 L) عندما انخفضت درجة الحرارة من (27 °C) الى (10 °C) . وهذا يدل على أن حجم الغاز يتناسب طرداً مع درجة الحرارة.

١ – ٤ – ٣ – قانون غي لوساك:(Gay Lawsac) (عند ثبات الحجم)

يُحدد هذا القانون علاقة الضغط بدرجة الحرارة وينص على ما يأتي :

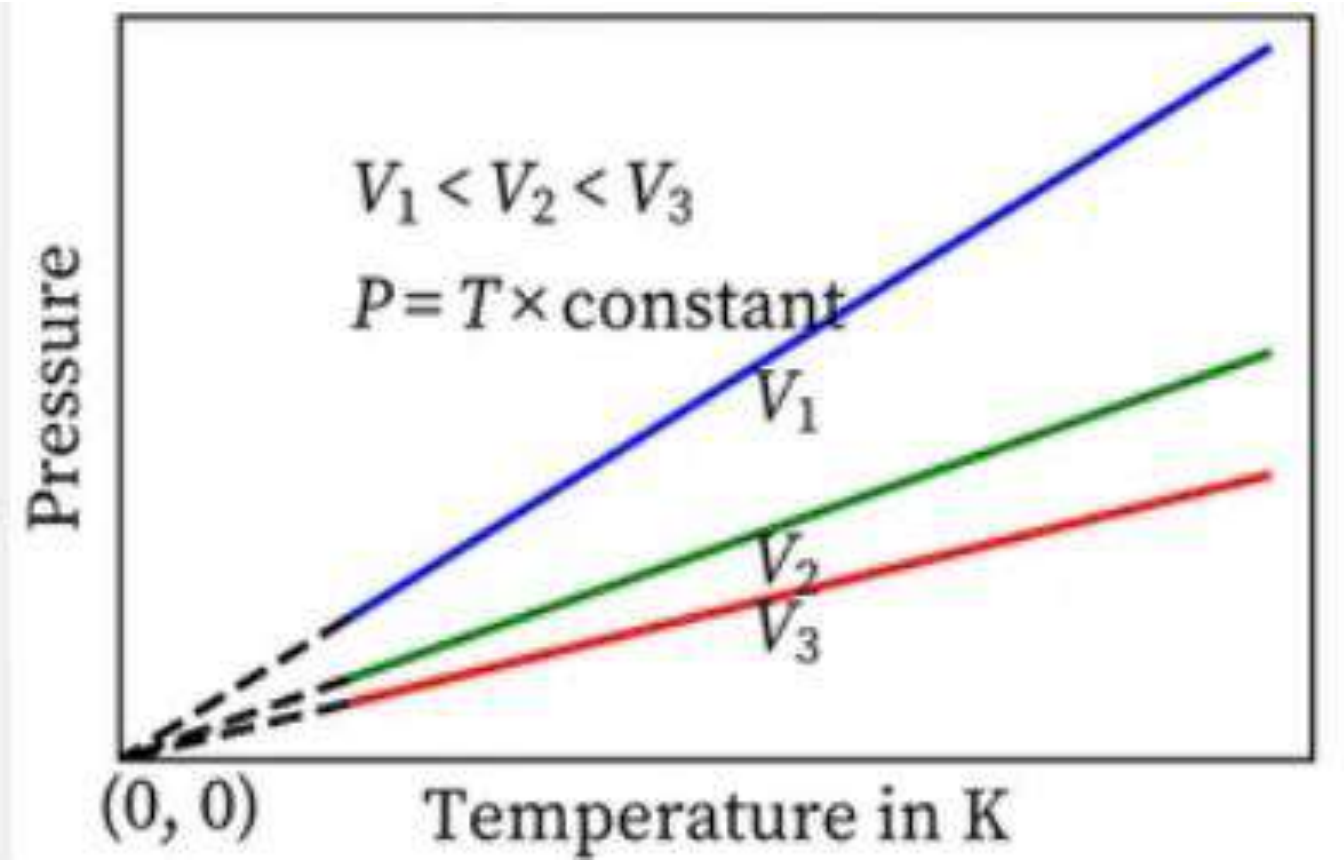
" **عند حجم ثابت** يتناسب ضغط كتلة معينة من غاز مثالي ما **طرداً مع درجة الحرارة المطلقة** " ، ونعبر عنه رياضياً كما يأتي:

Joseph Louis Gay-Lussac

Born	Joseph Louis Gay 6 December 1778 Saint-Léonard-de-Noblat, Kingdom of France
Died	9 May 1850 (aged 71) Paris, France

$$p \propto T$$

$$\frac{p}{T} = k_V \qquad (V = \text{const.})$$

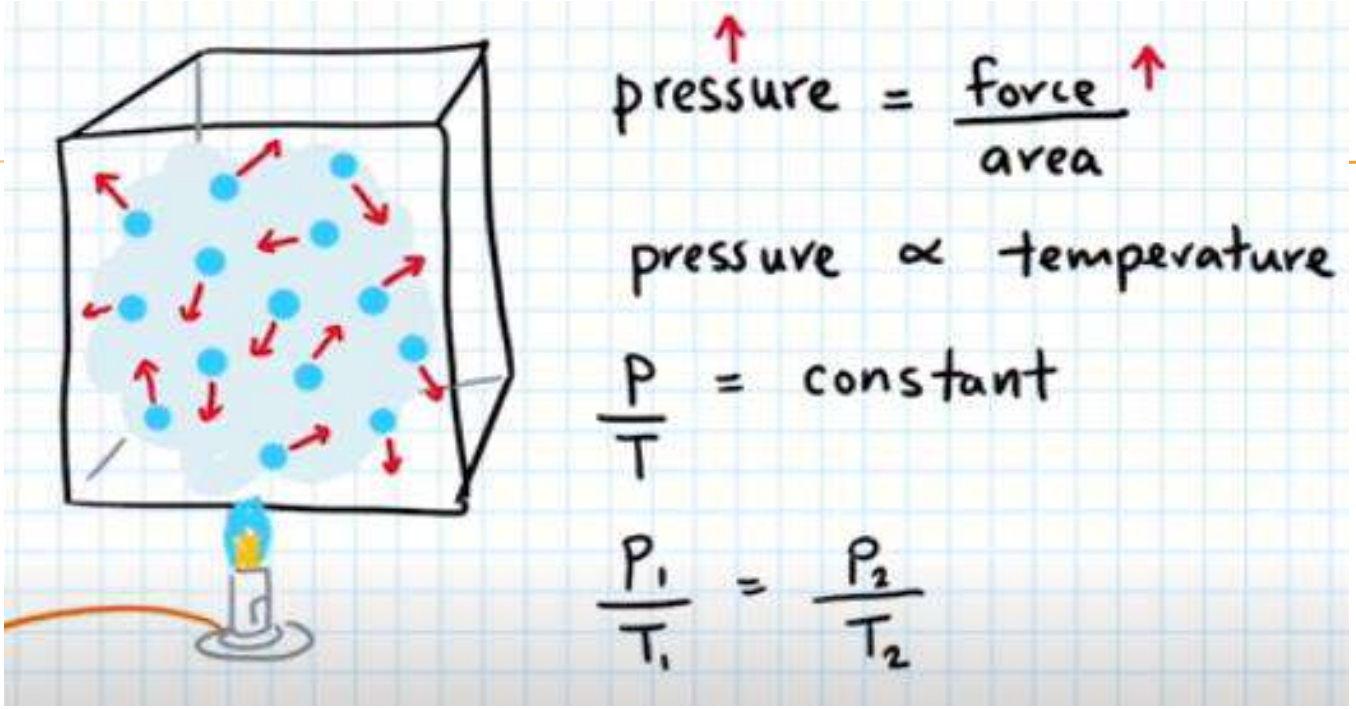


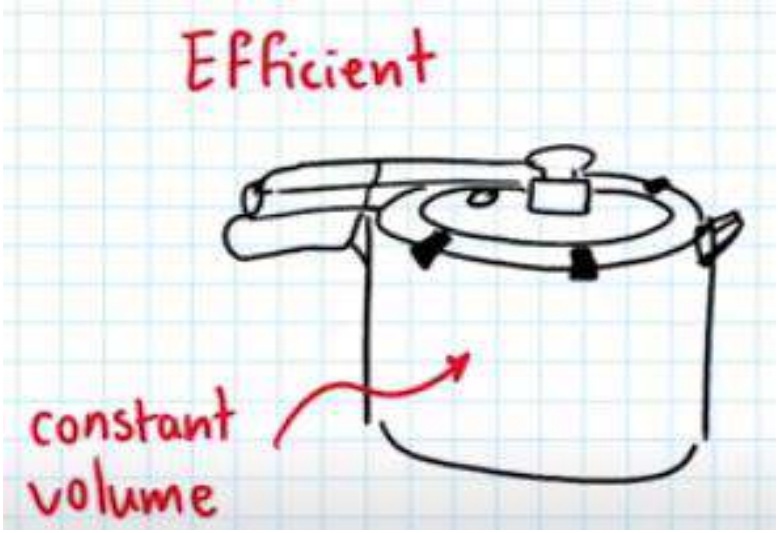
التمثيل البياني لقانون غي لوساك

$P \propto T$

لغاز عند عدة حجوم والمنحنيات تمر بنقطة الأصل

(0 k)





طنجرة الضغط تطبيق لقانون غي لوساك(الحجم ثابت).

بزيادة الضغط ترتفع درجة الحرارة بداخل الطنجرة، فينضج الطعام بشكل أفضل واسرع.

V = const.

ومن أجل غاز يوجد في حالتين نسميهما 1 و 2 ، نجد بتطبيق قانون غي لوساك على كل حالة واختصار الثابت K_v **لأن له نفس القيمة** وباعتبار أن الحجم ثابت وهو نفسه في الحالتين، نجد أن :

$$\frac{P_1}{T_1} = K_v \quad ; \quad \frac{P_2}{T_2} = K_v$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \qquad (V = Const.)$$

مسألة(٣) :

يبلغ الضغط في خزان تسخين(تحميص) بخار الماء ($112700\ N\ m^{-2}$).
احسب درجة حرارة بخار الماء في الخزان بافتراض أن البخار يسلك سلوك الغاز المثالي.

الحـــل : حجم الخزان ثابت لذلك يمكن تطبيق قانون غي لوساك ، ونعلم أن درجة غليان الماء عند الضغط (1 atm.) تساوي (100 °C) و أن ($1\ atm. = 101325\ N\ m^{-2}$) ، ولما تقدم ، نجد :

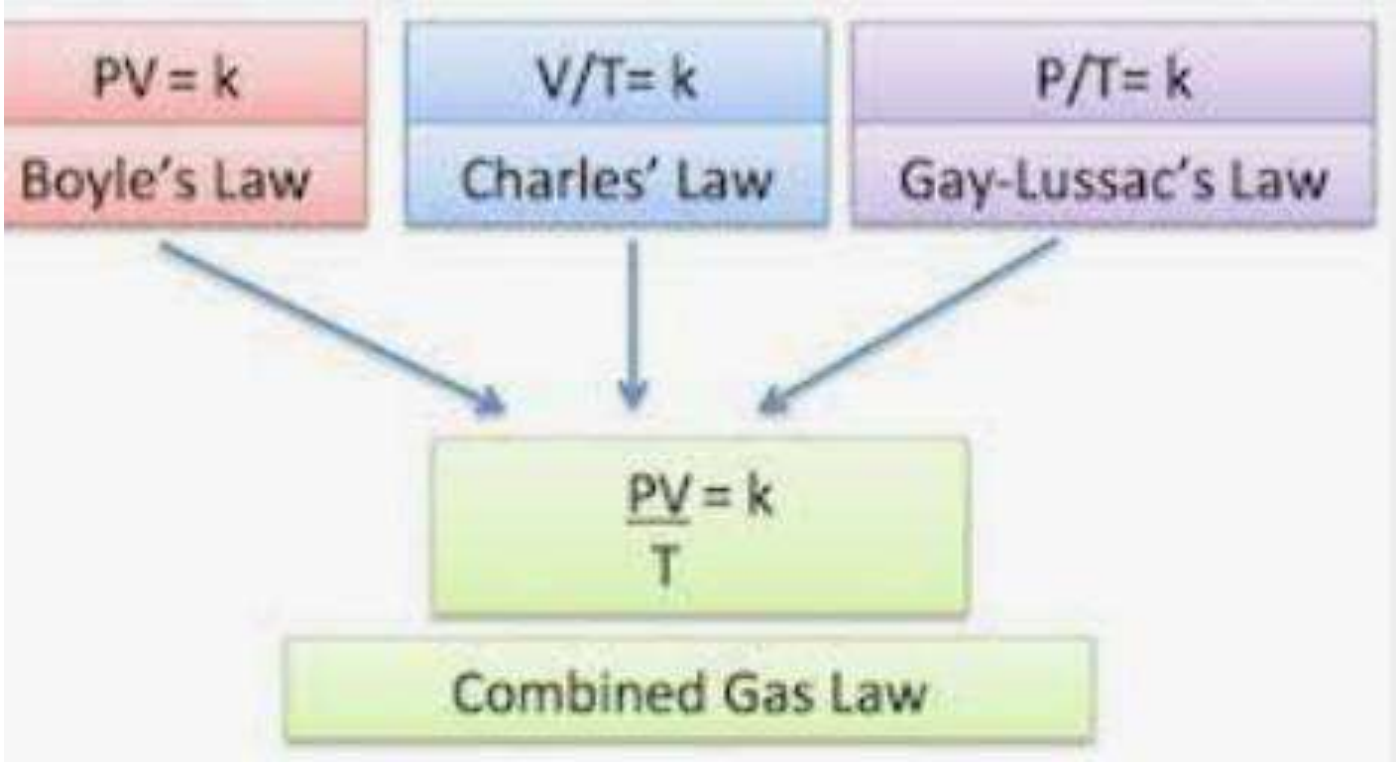
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \qquad (V = Const.)$$

$$T_2 = \frac{P_2}{P_1} \times T_1 = \frac{112700\ N\ m^{-2}}{101325\ N\ m^{-2}} \times (100 + 273.15\ k)$$

$$= \frac{112700}{101325} \times (373.15\ k) = 415.04\ k \approx 142\ °C$$

١–٥– قانون الغازات العام : (Universal gas law) .

- يحدد العلاقة بين الضغط P والحجم V ودرجة الحرارة T لغاز مثالي وهو يجمع القوانين السابقة (بويل–شارل– غي لوساك).



k = R

n = 1 mol

- وبتطبيق القانون العام على عدة حالات لغاز مثالي ، نجد:

$$\frac{P_1\ V_1}{T_1} = \frac{P_2\ V_2}{T_2} = \ldots\ldots = \frac{P\ V}{T} = R$$

حيث R ثابت.

- ويمكن كتابة قانون الغازات العام من أجل مول واحد (n=1) بالشكل :

$$\mathbf{P.\ V = R\ .\ T}$$

- ومن أجل n مول فنجد :

$$\mathbf{P\ .\ V\ = n\ .\ R\ .\ T}$$

- **وأن :** R يدعى ثابت الغازات العام (سنقوم بحساب قيمته لاحقاً).

– V حجم الغاز. – P ضغط الغاز.

– T درجة الحرارة المطلقة . – n عدد مولات الغاز.

- ومن أجل (١ مول) من الغاز المثالي يصبح حجم الغاز هو الحجم المولي V_m ويكتب قانون الغازات العام في هذه الحالة بالشكل :

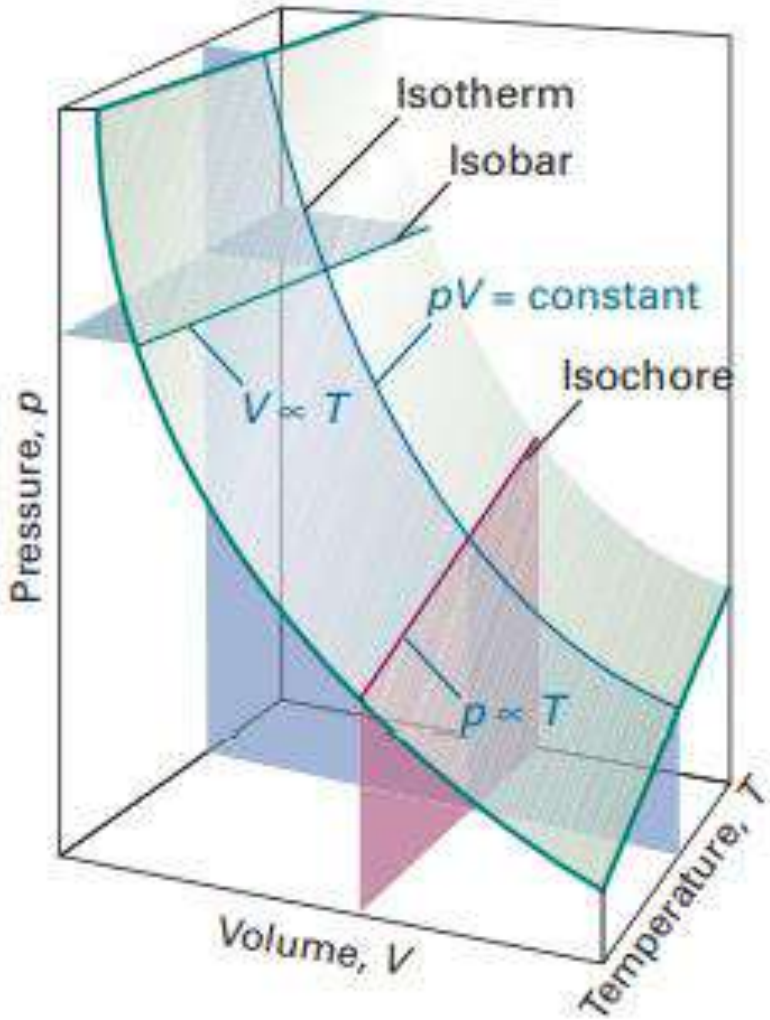
$$\boldsymbol{P\,V_m = R\,T} \qquad (\,n = 1\ \text{mol}\,)$$

- عندما يتساوى عدد المولات لغاز في حالتين أو أكثر (1 , 2,...etc..) وبتطبيق قانون الغازات العام على هذه الحالات يكون :

$$P_1 . V_1 = n_1\ R\ T_1 \quad ; \quad P_2 . V_2 = n_2\ R\ T_2$$

$$n_1 = \frac{P_1\ V_1}{R\ T_1} \quad ; \quad n_2 = \frac{P_2\ V_2}{R\ T_2}$$

$$\frac{P_1\ V_1}{R\ T_1} = \frac{P_2\ V_2}{R\ T_2} = \frac{P_3\ V_3}{R\ T_3} \ \ldots\ldots\ldots etc \ldots$$



التمثيل البياني للمتحولات
(P, V, T)
في الفراغ ثلاثي الأبعاد:

- متساوي الدرجة Isotherm
- متساوي الضغط isobar
- متساوي الحجم isochore

ملخص قوانين الغازات المثالية

قانون بويل $(at\ constant \quad n, T)$ $P\,V = constant$

قانون شارل $(at\ constant \quad n,P)$ $V = constant\ x\ T$

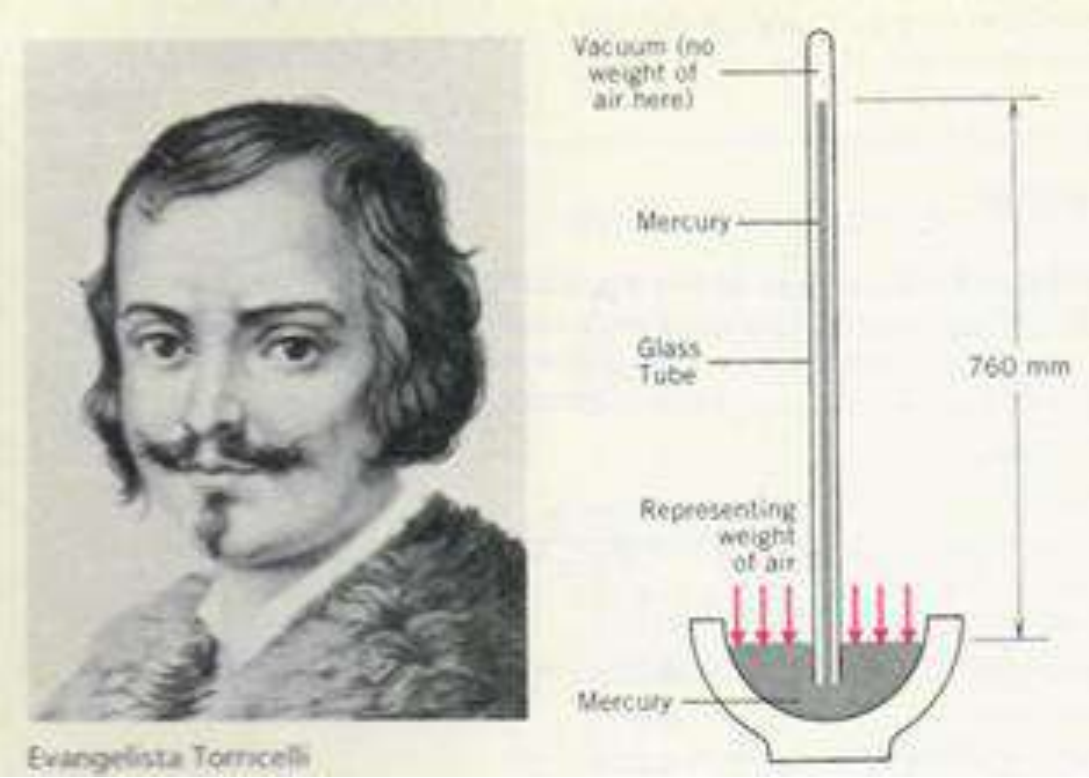
قانون غي لوساك $(at\ constant \quad n,V)$ $P = constant\ x\ T$

Avogadro principle V = constant x n (at constant P, T)

P V = n R T (Universal gas law)

١-٦- الضغط الجوي : Atmospheric Pressure

- هو الضغط الذي يبديه الجو ويساوي إلى وزن عمود من الهواء أوله عند سطح البحر وآخره عند طبقات الجو العليا حيث الخلاء، ومساحة مقطعه تساوي وحدة المساحة وهو يكافىء ارتفاع عمود من الزئبق في أنبوب زجاجي مغموس في حوض من الزئبق (انظر الشكل) .



- يتغير الضغط الجوي من مكان لآخر بتغير مكان القياس حيث ينخفض عند المرتفعات (أعلي الجبال مثلاً) ويزداد في المنخفضات عن سطح البحر، كما يتغير بتغير تركيب الهواء).

تطبيق : حساب الضغط الجوي : (P = d . h . g)

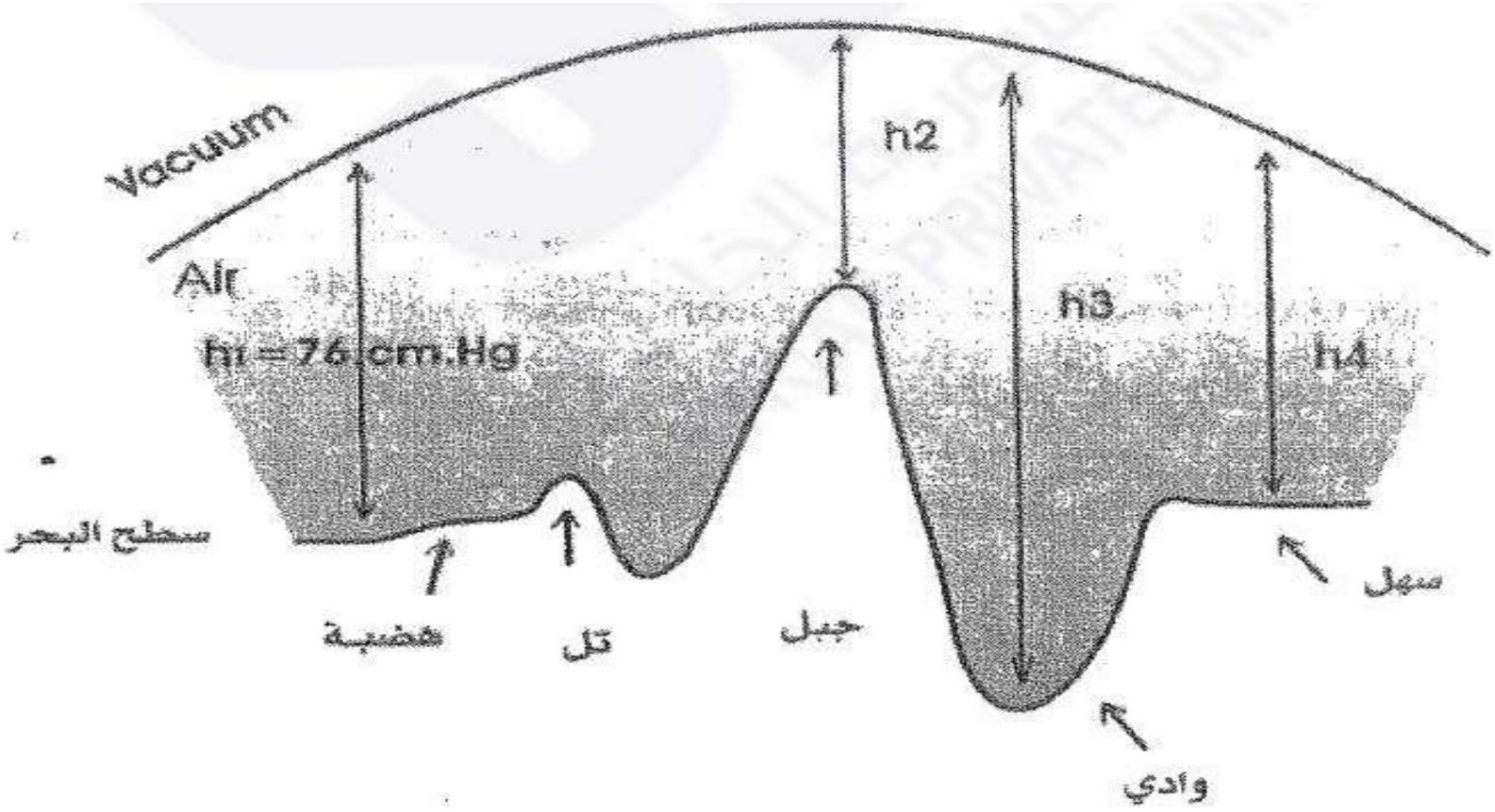
الضغط الجوي هو الضغط الذي يبديه الجو و يساوي إلى وزن عمود من الهواء أوله عند سطح البحر وآخره عند طبقات الجو العليا حيث الخلاء وسطحه واحدة السطوح S وارتفاعه h .

نحسب الضغط P عند ارتفاع ما h من وزن عمود الهواء فنجد :

$$P = \frac{F}{S} = \frac{m\,g}{S} = \frac{(d.V).g}{S}$$

$$P = \frac{d.(S.h).g}{S} = d.h.g$$

- يتغير الضغط الجوي من مكان لآخر بتغير مكان القياس حيث **ينخفض عند المرتفعات** (أعلي الجبال مثلاً) ويزداد في المنخفضات عن سطح البحر، كما يتغير بتغير تركيب الهواء).



حساب قيمة الضغط الجوي المعياري: (P = h . d . g)

STP (Standard Temperature and Pressure)

- الشروط المعيارية (القياسية) : الضغط (1 atm.) درجة الحرارة (0 °C).
- الضغط الجوي المعياري (القياسي) هو الضغط الذي يبديه الجو ويساوي إلى وزن عمود من الهواء أوله عند سطح البحر وآخره عند طبقات الجو العليا حيث الخلاء ، ومساحة مقطعه تساوي وحدة المساحة.
- وهو يكافئ ارتفاع عمود من الزئبق مغموس في حوض يحوي زئبقاً ارتفاعه (760 mmHg) ومساحة مقطعه تساوي وحدة المساحة .

- ولما كانت كثافة الزئبق عند الدرجة صفر مئوية تساوي: $(d = 13.595\ g/cm^3)$ فنحسب قيمة الضغط الجوي المعياري بواحدات (SI , cgs) كما يأتي ، ويجب تحويل قيمة الكثافة إلى واحدات (SI):

$$d_{Hg} = \left(13{,}595 \times \frac{\cancel{10^{-3}}\,kg}{\cancel{10^{-6}}\,m^3}\right) = 13{,}595 \times 10^3 \qquad kg/m^3$$

$$(SI)\quad P = (1\,atm.) = (0{,}76m)(13{,}595\times10^3\,kg/m^3)(9{,}807\,m/s^2)$$

$$= 101328(Kg.m/s^2)(1/m^2) = 101328\,N/m^2 = 101328\ \ Pa$$

$$= 1{,}01328\ bar$$

$$(\text{cgs})\ \ P = (1\,\text{atm.}) = (760\ \text{cm})(13{,}595\,\text{g}/\cancel{\text{cm}^3})(980{,}7\,\cancel{\text{cm}}/\text{s}^2)$$

$$= 101328\ \left(\frac{\text{g.cm/s}^2}{\text{cm}^2}\right)$$

$$= 1{,}013\times10^6\ \ \text{dyn}/\text{cm}^2$$

قانون أفوغادرو : (تذكـــــــير)

- الحجوم المتساوية من الغازات الموجودة عند (نفس درجة الحرارة والضغط) تحوي نفس العدد من الجزيئات.

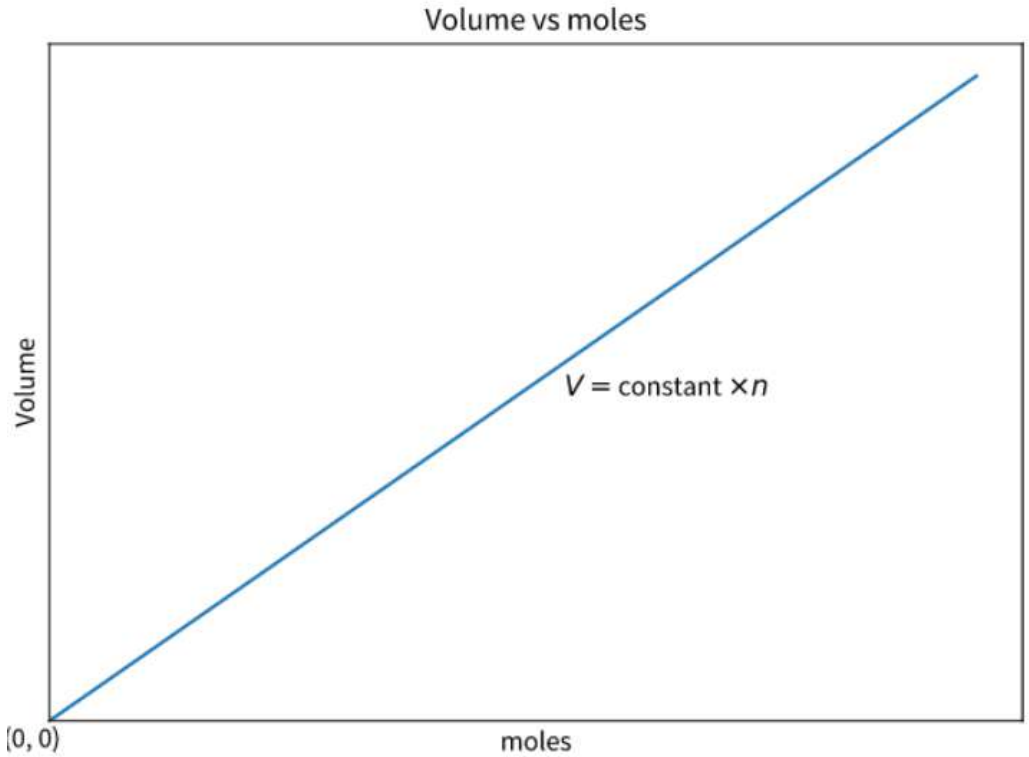
"Equal volumes of all gases, at the same temperature and pressure, have the same number of molecules."

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

V_1, V_2 are Volumes of gas

n_1, n_2 are amount of gas

التمثيل البياني لقانون افوغادرو.



Graphical Representation of Avogadro's Law

لاحظ أنه كلما زاد عدد مولات الغاز n يزداد بالمقابل حجمه V

وإذا كان (n=0)) فإن (V=0)

أو نقول :

- الأعداد المتساوية من الجزيئات (حقيقة أو غرامية) تشغل حجوماً متساوية من أجل مختلف الغازات عند تساوي الضغط ودرجة الحرارة .
- إن حجم 1 mol من أي غاز مثالي يساوي 22.414 ليتر عند الشروط القياسية (STP).
- إن المول الواحد من أي غاز (جزيئة غرامية واحدة) يحوي عدد أفوغادرو من الجزيئات الحقيقة (تذكّر أن عدد أفوغادرو يساوي $(6.023 \times 10^{23}$ molecule) .

تطبيق : علاقة الضغط الجوي بالارتفاع : (Barometric formula)

نحسب قيمة الضغط الجوي P عند ارتفاع ما يساوي h من وزن عمود الهواء فنجد :

$$P = \frac{F}{S} = \frac{m\,g}{S} = \frac{(d.V).g}{S}$$

$$P = \frac{d.(S.h).g}{S} = d.h.g$$

من قانون العازات العام نجد أن $d = P\,M/R\,T$ حيث M كتلة مول واحد من الغاز المثالي، ومن أجل الارتفاع من h إلى dh نجد :

$$dp = -d \cdot g \cdot dh$$

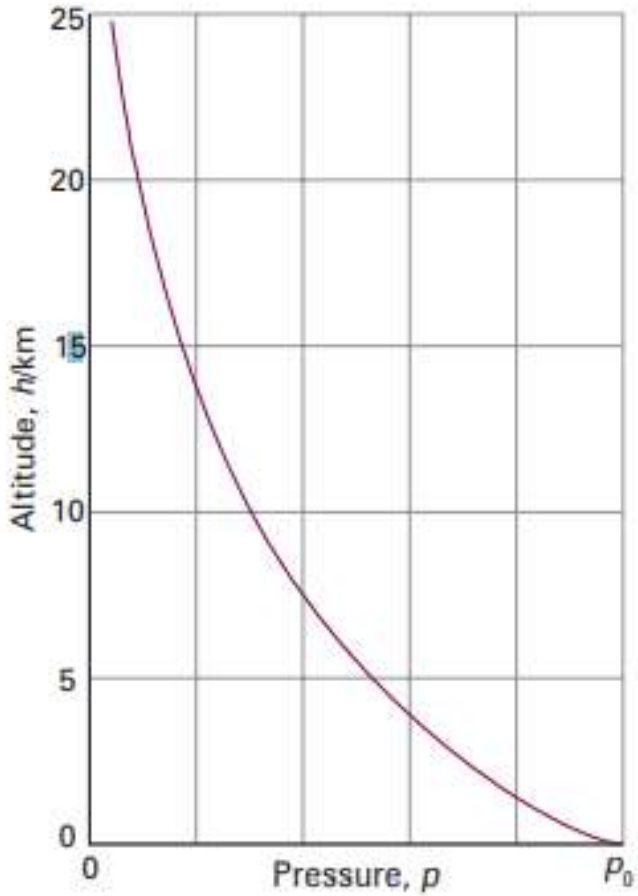
$$= -\frac{P \cdot M \cdot g}{R \cdot T} \cdot dh$$

$$\frac{dp}{p} = -\frac{M \cdot g}{R \cdot T} \cdot dh$$

إن إشارة الناقص هي بسبب تناقص الضغط مع الارتفاع.
وبتكامل المعادلة الأخيرة من (h = 0) حيث الضغط P^o عند مبدأ القياس وهو سطح البحر إلى الارتفاع h فوق سطح البحر حيث الضغط P نجد :

$$\int_{P^o}^{P} \frac{dp}{p} = -\int_{0}^{h} \frac{Mg}{RT} . dh \Leftrightarrow \ln \frac{P}{P^o} = -\frac{Mgh}{RT}$$

$$\frac{P}{P^o} = e^{-Mgh/RT} \Leftrightarrow P = P^o e^{-Mgh/RT}$$



لاحظ في الشكل أن :

- عند مبدأ قياس الارتفاع حيث h=0 يكون الضغط P^o .
- يتناقص الضغط الجوي مع تزايد الارتفاع.

مسألة (٤) :

افرض أن الهواء مؤلف من (20 %) من O_2 و (80%) من N_2 عند سطح البحر حيث (P = 1 bar).

١- ما قيمة الضغط الكلي عند الارتفاع (10,000 m) بفرض أن درجة الحرارة (0 °C) على طول عمود الهواء.

٢- ما تركيب الهواء ؟؟ عند هذا الارتفاع.

الحـــــل :

لحساب الضغط الكلي نقوم بحساب قيمة الضغط الجزئي لكل من الأكسجين والنيتروجين عند الارتفاع المطلوب، ومن ثم نحسب الضغط الكلي وبعدها نحدد التركيب بحساب الكسور المولية بالاستفادة من قانون دالتون أي من الضغوط الجزئية والضغط الكلي. ونستفيد من العلاقة:

$$P = P^o \; e^{-Mgh/RT}$$

$$P_{O_2} = (0.2\ bar)\exp[-(32.10^{-3}\ Kg/mol)x\ \left(9.8\frac{m}{s^2}\right)x10^4\ m/(8.414\frac{j}{mol.K})\text{x } 273\text{ K}]$$

$$= 0.0503 \quad \text{bar}$$

$$P_{N_2} = (0.8\ bar)\exp[-(28.10^{-3}\ Kg/mol)x\ \left(9.8\frac{m}{s^2}\right)x10^4\ m/(8.414\frac{j}{mol.K})\text{x } 273\text{ K}]$$

$$= 0.239 \quad \text{bar}$$

$$P_t = P_{O_2} + P_{N_2} = 0.0503 + 0.239 = 0.289 \qquad bar$$

$$x_{O_2} = \frac{P_{O_2}}{P_t} = \frac{0.0503}{0.289} = 0.174 \quad ; \quad x_{N_2} = \frac{P_{N_2}}{P_t} = \frac{0.239}{0.289} = 0.827$$

تركيب الهواء الجاف عند سطح البحر (% وزناً و % حجماً)

Component	Percentage	
	By volume	By mass
Nitrogen, N_2	78.08	75.53
Oxygen, O_2	20.95	23.14
Argon, Ar	0.93	1.28
Carbon dioxide, CO_2	0.031	0.047
Hydrogen, H_2	5.0×10^{-3}	2.0×10^{-4}
Neon, Ne	1.8×10^{-3}	1.3×10^{-3}
Helium, He	5.2×10^{-4}	7.2×10^{-5}
Methane, CH_4	2.0×10^{-4}	1.1×10^{-4}
Krypton, Kr	1.1×10^{-4}	3.2×10^{-4}
Nitric oxide, NO	5.0×10^{-5}	1.7×10^{-6}
Xenon, Xe	8.7×10^{-6}	1.2×10^{-5}
Ozone, O_3: summer	7.0×10^{-6}	1.2×10^{-5}
winter	2.0×10^{-6}	3.3×10^{-6}

١-٧- حساب قيمة ثابت الغازات العام R :

- نحسب قيمة **R** من قانون الغازات العام (PV= n RT) من أجل ١ مول من غاز مثالي عند الشروط القياسية (STP) ، وبالواحدات الأكثر تداولاً.

الواحدة	n	V	P	T
1) SI	1 mol	$22.4\times10^{-3}\ m^3$	1.013×10^{5} pa	273.15 k
2) c.g.s	1 mol	$22400\ cm^3$	$1.013\times10^{6}\ dyn/cm^2$	273.15 k
3) شائعة	1 mol	22.4 L	1 atm	273.15 k

حساب قيمة ثابت الغازات العام R :

1) (SI) $R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1.013 \times 10^5 \, pa)(22.4 \times 10^{-3} \, m^3)}{(1 \, mol)(273.15 \, k)} = 8.314 \, \frac{pa.m^3}{mol.k}$

$= 8.314 \, \frac{(N/m^2)(m^3)}{mol.k} = 8.314 \quad J/mol.k$

2) (c.g.s) $R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1.013 \times 10^6 \, dyn/cm^2)(22400 cm^3)}{(1 mol)(273.15 k)} = 8.314 \times 10^7 \, \frac{dyn.cm}{mol.k}$

$= 8.314 \times 10^7 \quad erg./mol\,k$

3) (شائعه) $R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1 \, atm)(22.4 \, L)}{(1 \, mol)(273.15 \, k)} = 0.082 \quad atm.L/mol\,k$

قيم ثابت الغازات العام R :

$$R_u = \begin{cases} 8.314\ \text{kJ / (kmol.K)} \\ 8.314\ \text{kPa.m}^3\ \text{/ (kmol.K)} \\ 0.08314\ \text{bar.m}^3\ \text{/ (kmol.K)} \\ 1.986\ \text{Btu / (lbmol.R)} \\ 10.73\ \text{psia.ft}^3\ \text{/ (lbmol.R)} \\ 1545\ \text{ftlbf / (lbmol.R)} \end{cases}$$

R = 8.314 j/mol.k ; R = 0.083 atm.L/mol.k

١-٧-١المعنى الفيزيائي لثابت الغازات العام :

- إن لثابت الغازات المثالية العام معناً فيزيائياً هاماً ، وإن دهشتنا إزاء هذه الخاصة لهذا الثابت ستتبدد وتتلاشى إذا علمنا أن له أبعاد العمل أو الطاقة ، ذلك لأن المقدار P V هو الضغط مضروباً بالحجم الذي هو مساحة ضرب انتقال فيكون :
- ***الضغط × الحجم = (قوّة ÷ مساحة) × (مساحة × انتقال) = قوّة × انتقال = عمل***
- لو كتبنا معادلة الغاز المثالي من أجل مول واحد من الغاز موجود عند حالة أولى (I) ابتدائية (P_1 , V_1, T_1) في أسطوانة مزودة بمكبس سهل الانزلاق ثم قمنا برفع درجة حرارة الغاز درجة واحدة عند ضغط ثابت فيتغير حجمه ودرجة حرارته تزداد بمقدار درجة واحدة.
- يصبح الغاز عند حالة ثانية(II) هي $(P_2, V_2 , T_1 +1)$ ، ويمكن كتابة قانون الغازات العام للحالتين (من أجل مول واحد) وفق الآتي :

$$PV_1 = R\,T_1 \qquad (I)$$

$$PV_2 = R(T_1 + 1) \qquad (II)$$

- وحين نطرح المعادلة (I) من المعادلة (II) نجد أن :

$$P(V_2 - V_1) = R(T_1 + 1) - RT_1$$

$$P.\Delta V = R$$

- وهكذا نرى أن ثابت الغازات العام R يساوي *" العمل الناتج عن تمدد جزيئة غرامية واحدة من غاز مثالي عند ارتفاع درجة حرارته درجة واحدة عند ضغط ثابت "* .

١-٨- حساب كثافة الغاز : (تذكـــير)

$$d = \frac{m}{V} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (6)$$

ولما كانت الغازات تعرف وتقاس بضغوطها ، فيمكن إيجاد علاقة بين الكثافة والضغط بالاستفادة من قانون الغازات العام ، الذي يمكن أن يكتب بشكل :

$$P\,V = n\,R\,T = \frac{m}{M}\,R\,T$$

$$P\,V\,M = m\,R\,T \Longrightarrow m = \frac{P\,V\,M}{R\,T}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P\,V\,M}{R\,T\,V} \Longrightarrow \boldsymbol{d = \frac{P\,M}{R\,T}} \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (7)$$

d = كثافة الغاز . ; m = كتلة الغاز.

V= حجم الغاز. ; M = الكتلة المولية للغاز.

T = درجة الحرارة (كلفن K). ; R = ثابت الغازات العام.

١-٨-١- حساب الكثافة الوسطية لمزيج غازي : (تذكيـــــر)

تحسب كثافة المزيج الغازي من العلاقة الآتية (يجب أن نأخذ بالحسبان نسبة مساهمة كل غاز في كتلة الغاز (وذلك لاختلاف الكتل المولية للغازات) :

$$\bar{d} = \frac{m}{V} = \frac{P_t \,.\bar{M}}{R\,T} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots(8)$$

$$\bar{M} = x_1 \,.M_1 + x_2 \,.M_2 + \ldots = \sum \; x_i \,.M_i \quad \ldots\ldots(9)$$

حيث :

$\bar{M}$ = هي الكتلة المولية الوسطية للمزيج الغازي.

$\bar{d}$ = هي كثافة المزيج الغازي.

x_i= الكسر المولي للغاز i في المزيج الغازي.

M_i= الكتلة المولية للغاز i في المزيج الغازي.

١ – ٩ – قانون دالتون : Daltons Law (تذكـــــــير)

عندما يوجد خليط من عدة غازات فإن كل غاز يساهم في قيمة الضغط الكلي بنسبة تواجده ونعبر عن ذلك بضغطه الجزئي (P_i) .

النص :

- **إن الضغط الجزئي (P_i) لغاز يشارك في مزيج غازي يساوي ضغط الغاز (i) فيما لو شغل الوعاء لوحدة عند نفس درجة الحرارة .**
- **إن مجموع الضغوط الجزئية لمزيج غازي يساوي الضغط الكلي (P_t) .**

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \cdots = \sum P_i$$

$$P_i = X_i \cdot P_t . \quad \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots (13)$$

$$x_i = \frac{P_i}{P_t}$$

تدرب على حل بعض المسائل التطبيقية في كتاب المقرر المنشور على موقع الجامعة.
واليك بعض الأمثلة البسيطة :

مسألة (٥) :

يوجد غاز ثنائي أكسيد الكبريت (SO_2) في عوادم السيارات وايضاً في أدخنة المصانع، وهو يلعب دوراً أساسياً في تكوين المطر الحامضي.

افترض أنه توجد عينة من غاز (SO_2) حجمها 1.53 ليتراً عند ضغط جوي (5.6×10^3) باسكال ، فلو تم تغيير الضغط إلى (1.5×10^4) باسكال **عند درجة حرارة ثابتة**، فما هو الحجم الجديد للغاز .

$$P_1 \,.\, V_1 = P_2 \,.\, V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1\ V_1}{P_2} = \frac{(5.6\ x10^3\ Pa)x(1.53\ L)}{(1.5x10^4\ Pa)} = 0.57 \quad L$$

مسألة (٦) : في دراسة لاستبيان مدى قابلية غاز الأمونيا NH_3 للامتثال (الانطباق) لقانون بويل، تم قياس عدة حجوم للغاز عند ضغوط مختلفة باستخدام مول واحد من غاز الأمونيا NH_3 وعند درجة حرارة تساوي الصفر مئوية . وباستخدام القراءات (النتائج) المبينة أدناه . احسب ثابت قانون بويل لغاز الأمونيا عند الضغوط المختلفة.

Experiment No	Pressure, atm.	Volume, L
1	0.23	96.00
2	0.25	89.28
3	0.30	74.53
4	0.50	44.49
5	0.75	29.55
6	1.00	22.08

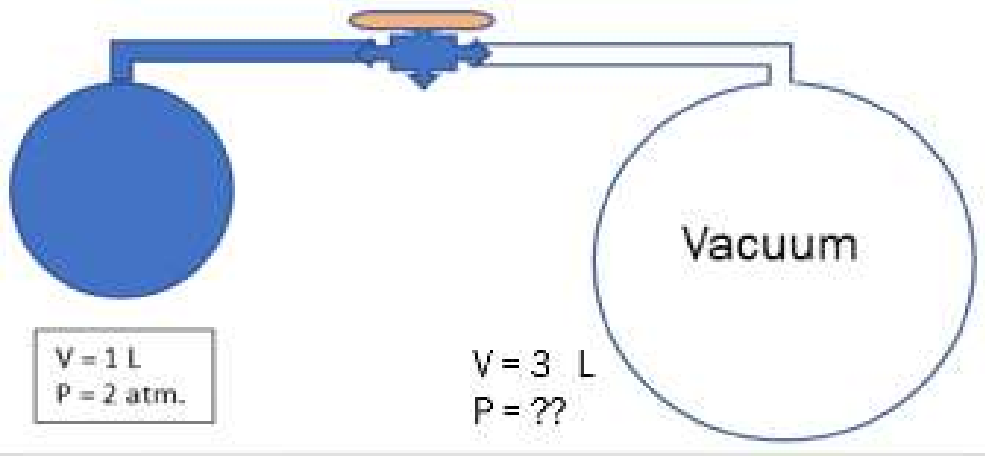
الحـــل :

نقوم بحساب الجداء P V لكل تجربة، فإذا كانت النتائج متقاربة (ضمن حدود أخطاء التجربة)، فهذا يؤكد لنا صحة قانون بويل من أجل غاز مثالي:

Experiment التجربة	1	2	3	4	5	6
$P\,V = k_t$	22.37	22.31	22.312	22.25	22.16	22.082

نلاحظ أن جميع التجارب نتج عنها نفس قيمة الجداء(الفروقات البسيطة هي بسبب أخطاء القياس في التجربة) ، وهذا ما يؤكد لنا صحة قانون بويل ، وهو حاصل جداء الضغط بالحجم لغاز مثالي يساوي مقداراً ثابتاً عتد درجة حرارة ثابتة.

مسألة (٧) : دورق زجاجي حجمه (V = 1.0 L) يحتوي على غاز الهيليوم ضغطه (2.0 atm.) . يخضع الغاز الموجود في الدورق الصغير لتمدد عن طريق فتح الصنبور الذي يصل الدورق الصغير بالدورق الكبير (V = 3.0 L) المفرغ من الهواء . ما هو الضغط الكلي الجديد علماً أن درجة الحرارة تبقى ثابتة.



لاحظ أنه بعد فتح الصنبور الواصل بين الدورقين يصبح الحجم النهائي مجموع حجمي الدورقين أي (1+3 = 4) ليتر.

الحـــــــل :

$$P_1 \; V_1 = P_2 \; V_2 \qquad (t = const.)$$

$$2.0 \times 1.0 = P_2 \, (1 + 3) = 4 \, P_2 \rightarrow P_2 = \frac{2}{4} = o.5 \; atm.$$

مسألة(٨) : يُستخدم الأكسجين السائل كوقود في الصواريخ ، و تبلغ درجة غليانه $(-183\ °C)$ ما هي درجة غليانه بسلم كلفن و فهرنهايت ؟.

الحـــل : نستخدم علاقة التحويل الآتية :

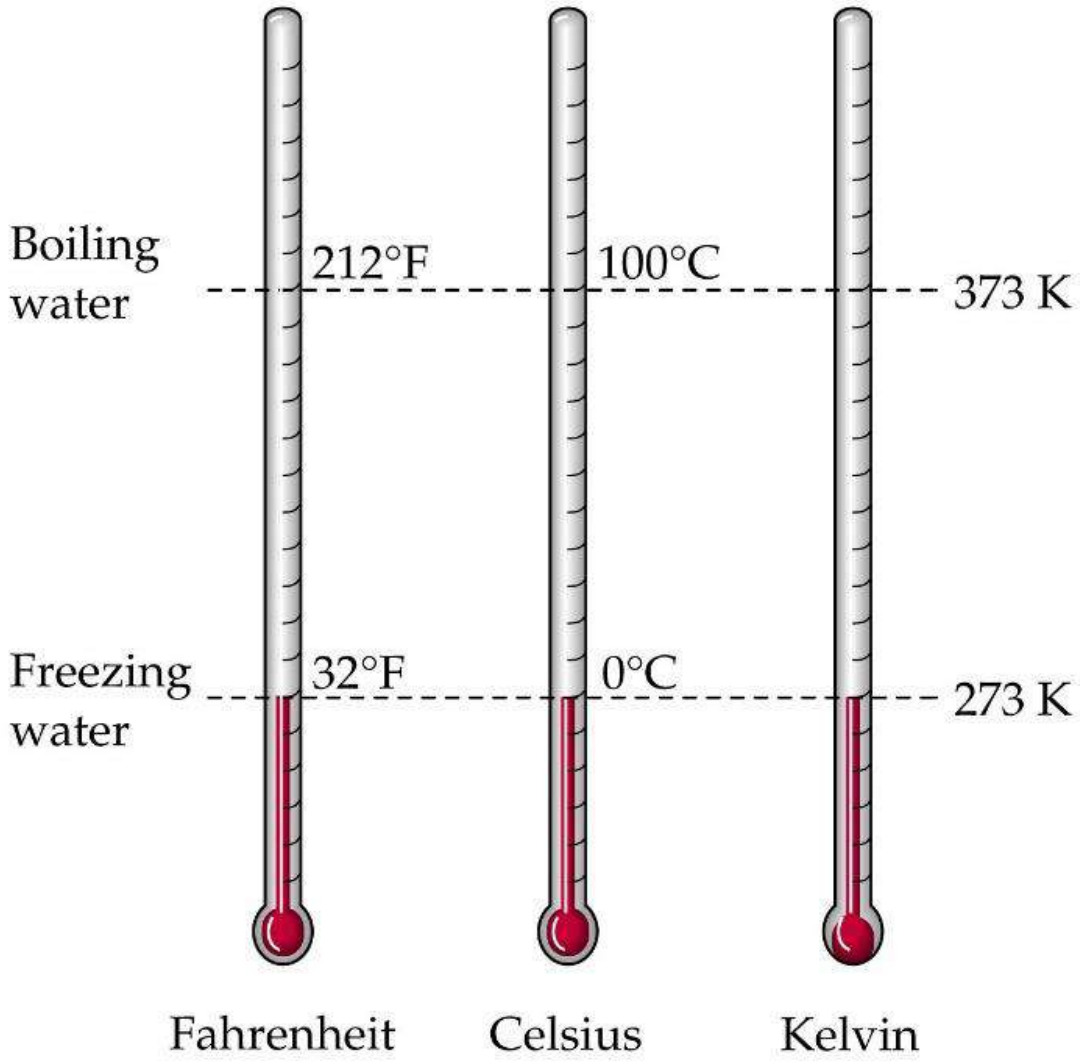
$$T(K) = t_C + 273.15$$

$$t_F = \frac{9}{5}\ t_C + 32$$

$$t_c = \frac{5}{9}\ (t_F - 32)$$

$$T(K) = -183 + 273.15 = 90.15 \quad K$$

$$t_F = \frac{9}{5}(-183) + 32 = -297.4 \quad °F$$


Boiling water
212°F
100°C
373 K
Freezing water
32°F
0°C
273 K
Fahrenheit
Celsius
Kelvin

مسألة(٩) :

أطلق بالون يحوي غاز حجمه (1.0 L) حيث يساوي الضغط الجوي (753 mmHg). ما حجم البالون عندما يرك ارتفاعاً معيناً حيث الضغط الجوي يساوي (351 mmHg) ، وبفرض أن درجة الحرارة ثابتة على طول الارتفاع.

الحـــــل :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \qquad (T = Const.)$$

$$725 \text{ mmHg} \times 1.0 \text{ L} = 351 \text{ mmHg} \times V_2$$

$$V_2 = 2.15 \text{ L}$$

مسألة (١٠) :

حوجلتان A و B متصلتان بصنبور، تملأ الأولى بالأكسجين والثانية بالنتروجين عند الدرجة ($28\ ^{o}C$) ، علماً أن حجم الحوجلة A (300 L) وضغطها (1.0 atm) ، وحجم الحوجلة B (250 L) وضغطها (2 atm) ، احسب ما يأتي بعد فتح الصنبور بين الحوجلتين:

أ – الضغط الكلي للمزيج.

ب – الضغط الجزئي لكل غاز.

الحـــــــــل : يجب حساب عدد مولات الأكسجين A أي n_A وكذلك عدد مولات النتيتروجين n_B ، ومن ثم حساب الضغط الكلي من قانون الغازات العام، وبعدها نحسب الضغط الجزئي لكل غاز من قانون الضغوط الجزئية.

نحسب عدد مولات الغاز A

$$P_A V_A = n_A RT$$

$$1.0\ \text{atm} \times 300\ \text{liter} = n_A \times (0.0821\ \text{atm.liter/mol.K})(301.15\ \text{K})$$

$$n_A = 12.134\ \text{mol.}$$

نحسب عدد مولات الغاز B

$$P_B V_B = n_B RT$$

$$2.0\ \text{atm} \times 250\ \text{liter} = n_B\ (0.0821\ \text{atm.liter/mol.K})(301.15\ \text{K})$$

$$n_B = 20.223\ \text{mol.}$$

$$P_{tot}(V_A + V_B) = (n_A + n_B)RT$$

$$P_{tot} \times 550\ \text{liter} = 32.357\ \text{mol.}(0.0821\ \text{atm.liter/mol.K})(301.15\ \text{K})$$

$$P_{tot} = 1.4545\ \text{atm.}$$

$$P_A = x_A P_{tot} = \frac{12.134\ \text{mol.}}{32.357\ \text{mol.}} \times 1.4545\ \text{atm.} = 0.545\ \text{atm}$$

$$P_B = x_B P_{tot} = \frac{20.223\ \text{mol.}}{32.357\ \text{mol.}} \times 1.4545\ \text{atm.} = 0.9090\ \text{atm.}$$

شكراً لإنصاتكم