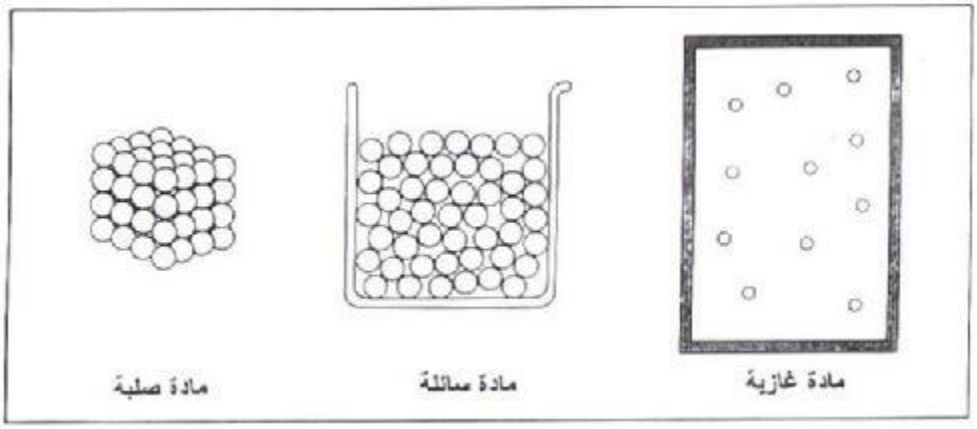
**خواص الغازات Properties of Gases**

**مقدمة:**

توجد المادة على الأرض في الظروف العادية في ثلاثة أطوار (حالات ) فيزيائية :صلبة ( جوامد )، سائلة (مائعة )، غازية .




وينشأ الفرق بين هذه الحالات الثلاث بسبب اختلاف قوى التجاذب بين جزيئات المادة. والعامل الذي يحدد الحالة التي توجد عليها المادة هو درجة الحرارة والضغط الواقع عليها. وأن الفرق بين حالات المادة الثلاث يكمن في المسافة التي تفصل بين جزيئات المادة. فجزيئات المادة الصلبة تلتصق إلتصاقا شديدا مع بعضها البعض وبطريقة منتظمة الأمر الذي يعطيها حرية قليلة جدا في الحركة (وتكون قوى التجاذب عالية ) كما تلتصق جزيئات السوائل مع بعضها البعض ولكن بمرونة تسمح لها بالمرور عبر بعضها البعض مع استمرار تماسكها. أما جزيئات الغازات فتفصلها مسافات كبيرة إذا ما قورنت بالأبعاد الجزيئية وبالتالي تستطيع التحرك باستقلال تام عن بعضها البعض (قوى التجاذب ضعيفة. ) ويمكن لحالات المادة الثلاث أن تتحول من حالة الى أخرى فبالتسخين قد تنصهر المادة الصلبة لتكون المادة السائلة والمادة السائلة بدورها بزيادة التسخين تتحول الى غاز ، وعلى الجانب الآخر نجد أن التبريد يكثف الغاز ليحوله الى سائل أما زيادة التبريد تجمد هذا السائل وتحوله الى مادة صلبة. أن الصلب والسوائل أكثف عدة مرات من مما solids and liquids are many times denser than gases ) الغازات يعني أن الجزيئات في الغازات ينبغي أن تكون متباعدة جداً (very far) وأكثر قربا الى بعضها في السوائل والصلب . (Much closer together) فعلى سبيل المثال، حجم مول واحد من سائل الماء حوالي 18 ml بينما حجم مول واحد من البخار يشغل حوالي (30600 ml )عند ( 100 °C) وضغط جوي واحد.

**الخواص العامة للغازاتProperties of Gases**

1- جزيئات الغاز توجد على مسافات بعيدة نسبيا عن بعضها البعض

2- تكون قوى التجاذب بين جزيئات الغاز ضعيفة جدا حيث أن كل جزيء يتحرك بصورة مستقلة تقريبا عن الجزيئات الأخرى.

3- الغازات قابلة للإنضغاط بسهولة بسبب المسافات الكبيرة بين جزيئاتها مقارنة بحجوم جزيئاتها.

4- تتمدد الغازات لتملأ الحيز الموجودة فيها.

5- يمكن تغيير حجم الغاز بتغيير درجة الحرارة أو الضغط أو بهما معاً.

6- الغازات التي لا تتفاعل كيميائيا قابلة للإنتشار والاختلاط والامتزاج مع بعضها البعض امتزاجا تاما . وتزداد سرعة الإنتشار بزيادة درجة الحرارة وانخفاض الضغط.

7- تمارس الغازات ضغطا على ما يحيط بها.

8- كثافة الغازات منخفضة جدا مقارنة مع نفس العناصر في الحالات السائلة أو الصلبة

9- لا يوجد حد أعلى لمدى درجات الحرارة التي يمكن للمادة أن توجد خلالها في الحالة الغازية

10- معظم الغازات عديمة اللون

11- يوصف سلوك الغازات وفقا لأربعة متغيرات هي **درجة الحرارة والضغط والحجم وكمية الغاز**

**الحالة القياسية للمادة Standard State of Matter**

تعرف الحالة القياسية للمادة بأنها الحالة الفيزيائية (صلبة، سائلة، غازية ) التي توجد عندها المادة بشكل تكون فيه أكثر استقرارا عند ضغط جوي واحد 1 atm ودرجة حرارة 25 ºC وهي بالكالفن 298 ºK وهي تمثل درجة حرار الغرفة تقريبا .

**الشروط القياسية:**

**(Standard Temperature Pressure) STP**

ويقصد بها درجة حرارة تساوي 0 = ºC ,273 ºK وضغط يساوي 1 atm المتغيرات التي تعتمد عليها خواص الغازات: حالة الغاز توصف من خلال أربعة متغيرات تحكم تصرفه هي : الكتلة (عدد المولات n ) ، (الحجم V ) ، ( الضغط P) ، (درجة الحرارةT). وبتحديد ثلاثة من هذه المتغيرات فإن المتغير الرابع يتحدد تلقائياً، وبالتالي فإن حالة الغاز تتحد من خلال تحديد ثلاثة من المتغيرات الأربع.

**1- درجة الحرارة T Temperature**

درجة الحرارة صفة فيزيائية تعتبر مقياساً لدرجة سخونة المادة أو برودتها، بحيث أنها تستخدم لتحديد اتجاه انتقال الحرارة بين جسمين. وتنتقل الطاقة الحرارية من منطقة درجة الحرارة العالية الى منطقة درجة الحرارة المنخفضة.

**ومن أهم المقاييس لدرجة الحرارة:**

أ ) **مقياس سلزيوس** Celsius Temperature Scale

وفيه تأخذ درجة تجمد الماء درجة الصفر، ودرجة الغليان 100 ºC وتسمى المسافة بينهما أي بين درجة التجمد 0 °C والغليان للماء 100 °C درجة مئوية

**ب ) مقياس فهرنهايت** Fahrenheit Temperature Scale

وقسم المسافة بين نقطتي التجمد والغليان الى 180 قسم متساو كل منها يمثل درجة حرارة على تدريج فهرنهايت، وتبتدىء درجة تجمد الماء على هذا المقياس بـ 32 درجة والنقطة الثانية على هذا المقياس وهي درجة الغليان للماء عند 212

**ج ) تدريج كيلفن** Kelven Temperature Scale

ودرجة الحرارة في النظام العالمي للوحدات هي درجة الحرارة المطلقة أو درجة كيلفن K (Kelvin) . ويبتدأ بدرجة الصفر المطلق 273.15 - °C والصفر المطلق هو أدنى مدى لدرجة الحرارة.

**2- الكتلة Mass أو الكمية Quantity**

الكتلة هي مقياس لكمية المادة، وبالتالي فهي تعبر عن كمية الغاز الموجودة، وفي النظام العالمي للوحداتSI وحدة الكتلة هي الكيلو جرام kg وكثيراً ما يعبر عن كمية المادة في حالة الغازات بوحدة mol .(ويحسب عدد المولات) إما من خلال معرفة الوزن الجزيئي (الكتلة المولية Mw ) أو من خلال عدد الجزيئات أو من خلال المولارية M

$$n = \frac{m}{Mw}$$

وفي خليط الغازات يعبر عن كمية الغاز **بالضغط الجزئي**

3- **الحجم V ( Volume):**

حجم أي مادة ما هو الحيز الذي تشغله هذه المادة. والغاز يشغل أي حيز متاح له، وبالتالي حجم عينة من الغاز هو نفسه حجم الإناء الذي يحتويها. وبما أن الغازات تمتزج بحرية مع بعضها بعضاً، فإنه عندما يتواجد عدة غازات في مزيج، يكون حجم كل منها نفس الحجم الممثل من قبل المزيج بأكمله. وفي النظام العالمي للوحدات يقاس الحجم بالمتر المكعب $m^3$.

**ويمكن كتابة العلاقة بين هذه الوحدات كما يلي:**

**1 L = 1 $dm^3$ = 1000 ml = 1000 $cm^3$ = 0.001 $m^3$), 1 $m^3$ = 1000 L = 1000 $dm^3$ )**

4- **الضغط P ( Pressure) :**

تعمل الغازات ضغطاً على أي سطح تتلامس معه وذلك بسبب أن جزيئات الغازات تكون في حركة دائمة وعشوائية وبالتالي تتصادم مع هذا السطح. ويمكننا في هذه الحالة قياس الضغط بمعرفة القوة المبذولة F (بالمد الحاصل على البالون ونقسم هذه القيمة على المساحة الكلية الناتجة A ).

$$\text{pressure} = \frac{\text{force N}}{\text{area } \text{m}^2} = \text{N/m}^2 = \text{Pa}$$

والوحدة الدولية للضغط هي الباسكال **pa** والذي يعرف بأنه واحد نيوتن لكل مترمربع **$1\ \text{Pa} = 1\ \text{N/m}^2$**

**سلوك الغازات تحت الظروف العادية The Behaviour of Gases Under Ordinary Conditions**

الغاز المثالي (Ideal Gas) (والغاز الحقيقي Real Gas) هناك تعريفان هامان للغاز هما الغاز المثالي والغاز الحقيقي

**الغاز المثالي Ideal Gas**

الغاز المثالي نموذج افتراضي للغاز (لا يتواجد حقيقة في الطبيعة ) يتبع مجموعة من القوانين عند كل الظروف من الضغط ودرجة الحرارة. ولقد افترض فيه **أن حجم جزيئاته وقوى التجاذب بينها كميات مهملة**.

**الغاز الحقيقي Real Gas**

هو الغاز الموجود فعلاً في الواقع (في الطبيعة )، ويتبع قوانين الغاز المثالي **عند الضغوط المنخفضة ودرجات الحرارة العالية فقط**، لكنه يبدأ في الحيود عن تلك القوانين عند الضغوط المرتفعة ودرجات الحرارة المنخفضة.

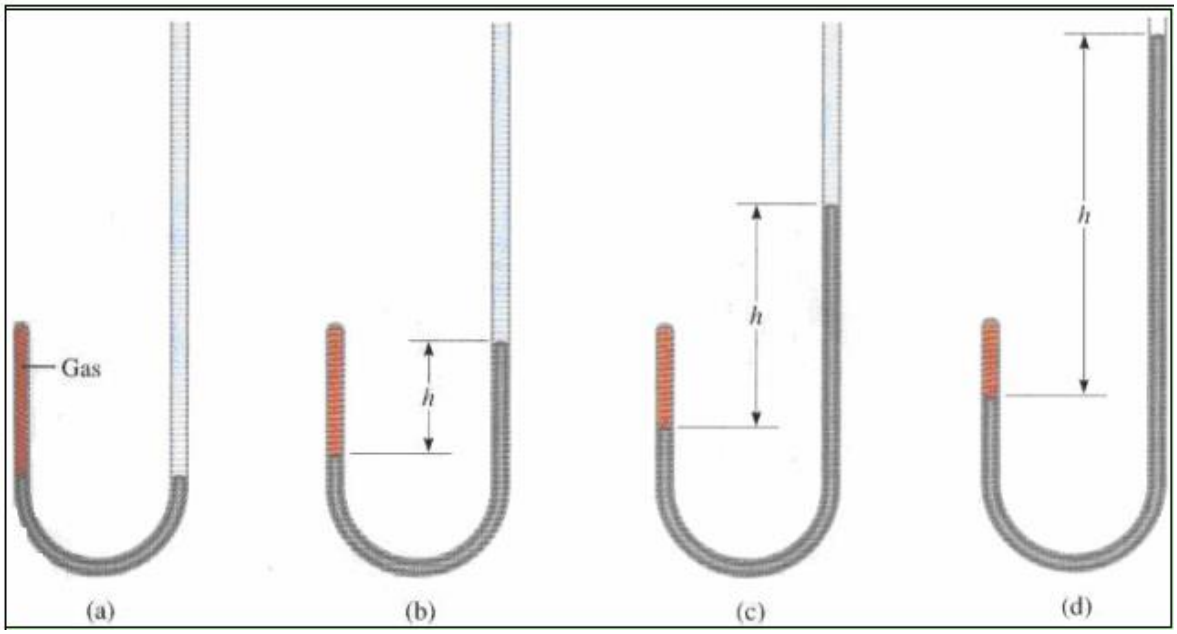
**قوانين الغازات The Gas Law**

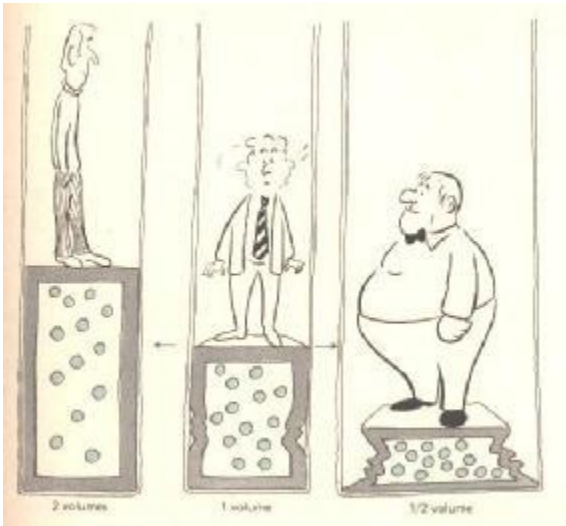
**أولا : العلاقة بين الضغط والحجم -قانون بويل** ( P-V Relationship: Boyle's Law 1662

**Boyle's Law**: The Dependence of the Volume of a Gas on Pressure اعتماد حجم الغاز على الضغط

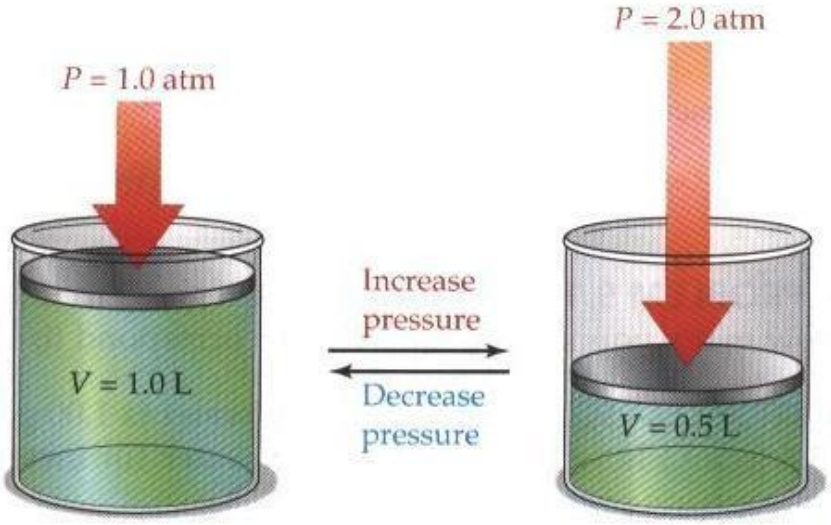
**"عند درجة حرارة ثابتة، يتناسب حجم كمية معينة من غاز تناسباً عكسياً مع ضغطه"**

لقد استخدم بويل أنبوباً على شكل حرف J ( به بعض الغاز المحصور وقام بإضافة كمية صغيرة من الزئبق من خلال الطرف المفتوح للأنبوبة) النهاية المفتوحة للأنبوب - الطرف الأطول ) لإزاحة كمية من الهواء في النهاية المغلقة) حجز كمية محدودة من الهواء ) فقام الزئبق بالضغط على الغاز ليصبح حجم الغاز ذا قيمة معينة، وعندما ضاعف كمية الزئبق) أي ضاعف الضغط ) قل حجم الهواء المحصور قل الى النصف.



يمكن ملاحظة أن **ضغط الغاز يتناسب عكسياً مع حجمه** فإذا ضوعف الضغط، فإن الحجم يصبح نصف ما كان عليه




ومن هذه العلاقة العكسية بن الحجم والضغط للغاز يمكن أن تصاغ رياضياً كما يلي:

$$\mathbf{V} \alpha \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{P}}$$

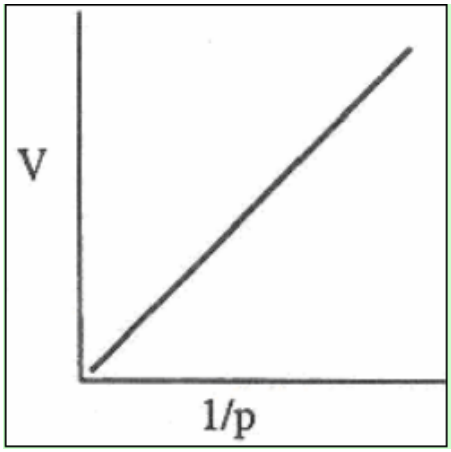
$$\mathbf{V} = \mathbf{K}\left(\frac{\mathbf{1}}{\mathbf{P}}\right)$$

$$\mathbf{PV} = \mathbf{K}$$

$$\boxed{P_1V_1 = P_2V_2 = Constant \Rightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{V_1}{V_2}}$$

Boyle's Law

بيانياً برسم العلاقة بين الضغط مقابل الحجم وعند رسم العلاقة بين $\left(\frac{1}{P}\right)$ على محور السينات والحجم V على محور الصادات للعلاقة :




**مثال /**

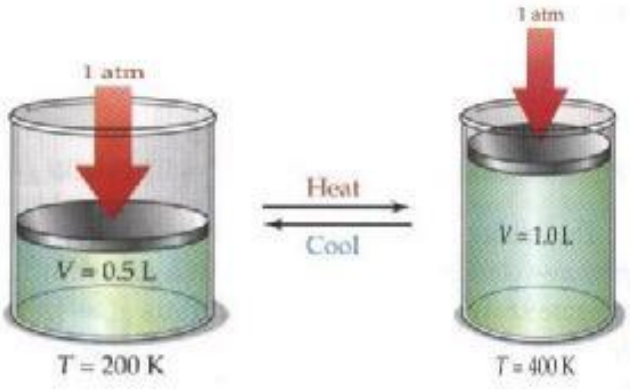
عينة من غاز مثالي، فإذا كان حجمه 5 L تحت ضغط قدره 15 atm فاحسب حجم هذا الغاز إذا صار ضغطه 3 atm باعتبار درجة الحرارة ثابتة.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$
$$15\ \text{atm} \times 5\ \text{L} = 3\ \text{atm} \times V_2$$
$$V_2 = \frac{15\ \text{atm} \times 5\text{L}}{3\ \text{atm}}$$
$$V_2 = 25\ \text{L}$$

**ثانيا : العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة Volume – Temperature Relationship**

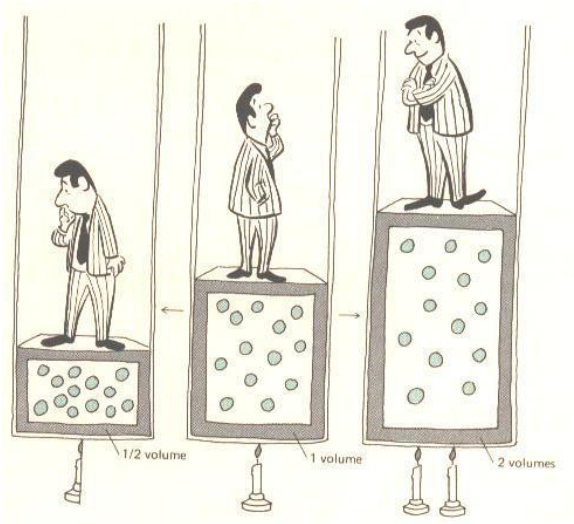
**قانون تشارلز** 1787 – 1802 جي لوساك **Charles' - Gay Lusac's Law** and the Absolute Temperature

لقد درس العالم الكيميائي شارلز **تأثير التغير في درجة الحرارة على حجم كمية معينة من الغاز موضوعة تحت ضغط ثابت** فوجد أنه إذا تم تسخين غاز بحيث أن الضغط يبقى ثابتاً، يتمدد الغاز (يزيد حجمه )




**وتنص هذه العلاقة على أنه :**

"عند ضغط ثابت حجم كتلة معينة من الغاز يتناسب طرديا مع درجه الحراره المطلقة"




$$V \alpha T \Rightarrow V = kT$$

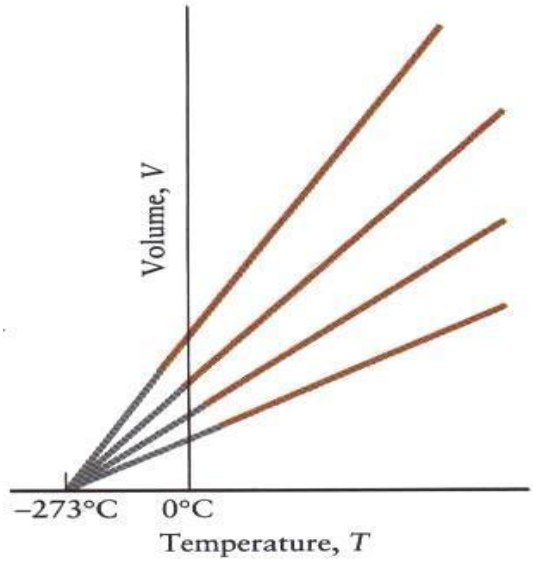
or

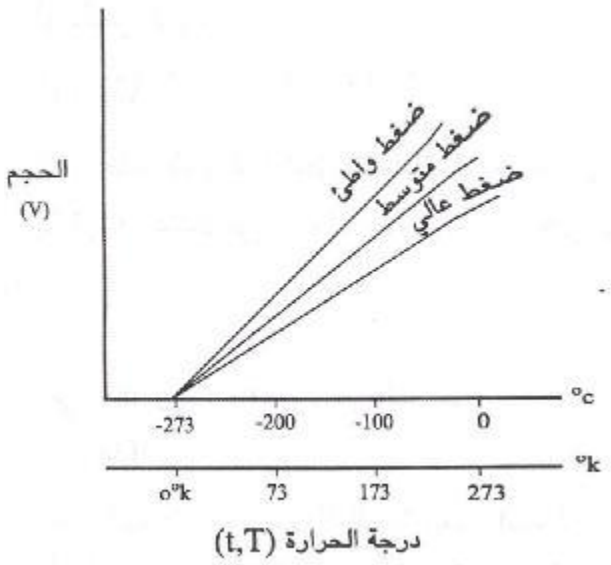
$$\frac{V}{T} = k = constant$$

وفي كثير من الأحيان نتعامل مع حجم كتلة معلومة من غاز عند درجتين مختلفتين
من الحرارة:

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

تمثل العلاقة بيانيا:




**Question:**

Volume of given amount of a gas at 57 oC and constant pressure is 425.8 cm3. If the temperature is decreased to 37 oC at constant pressure, then what would be the volume of gas?

**Solution:**

According to Charle's Law

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

Here

$V_1 = 425.8\ cm^3$

$V_2 = ?$

$T_1 = 273 + 57 = 330\ K$

$T_2 = 273 + 37 = 331\ K$

So,

$$V_2 = \frac{425.8 \times 310}{300} = 440\ cm^3$$

**العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة : قانون جاي –لوساك Gay-Lussac's Law**

اذا سخن حجم معين من الغاز في اناء مغلق فان حجم هذا الغاز لن يتغير لكن جزيئات هذا الغاز سوف تزداد حركتها بارتفاع درجه الحراره وبالتالي تزداد ضرباتها على جدار الاناء ويعني ذلك ان ضغط الغاز سوف يزداد بارتفاع درجه الحراره ما دام حجم هذا الغاز يظل ثابتا **وينص على** "يتناسب ضغط كتلة معينة من الغاز تناسب طرديا مع درجه حرارتها المطلقة عند ثبات الحجم"

ويعبر عنه رياضيا :

$$P \propto T$$

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

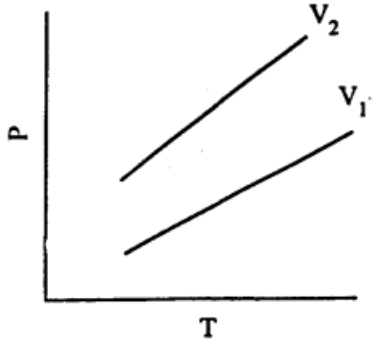
او

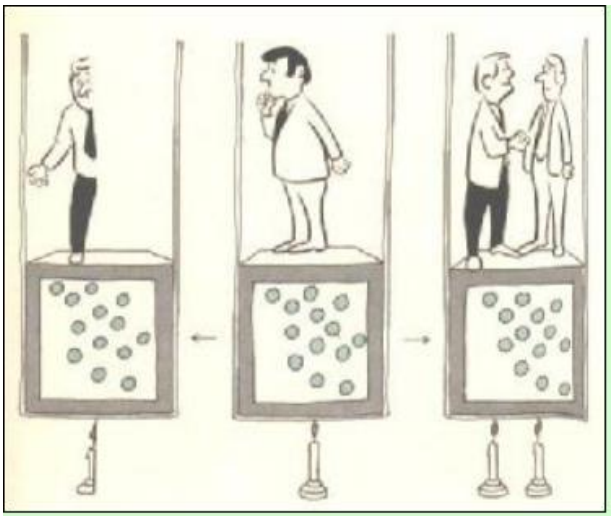
حيث k ثابت الغتز لحجم معين منه ويتغير بتغير حجم الغاز عند درجات حراريه مختلفة ويمكن كتابة العلاقة :

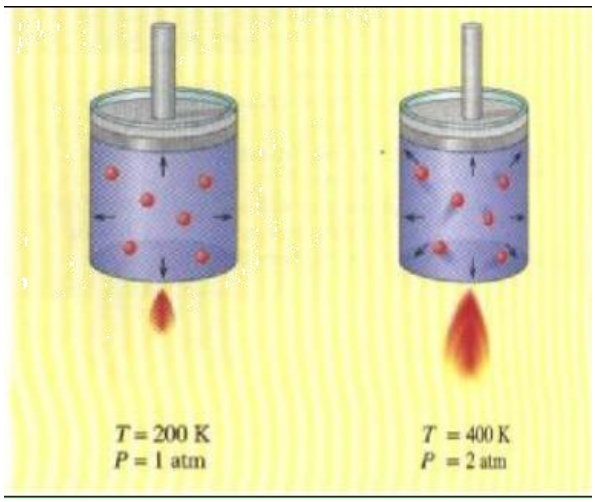
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

وهذه العلاقة مفيدة في حساب ضغط الغاز عند تسخينه في أواني مغلقة ثابتة الحجم، فنلاحظ مثلاً أن بعض العبوات المغلقة )مثل البخاخات( يكتب عليها )لا تخزن فوق
50 °C)وذلك لأنها عندما تسخن العبوة يزداد ضغط الغاز بالداخل وقد يؤدي ذلك الى انفجار العبوة.

وترسم العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة المطلقة عند ثبات الحجم على هيئة خط مستقيم








**مثال/**

وضعت عينة من غاز في إناء عند (30 ºC) وكان الضغط ( 3 atm) فاحسب كم سيكون الضغط لهذه الكمية عند 0ºC ؟

| | الحالة الأولية (الإبتدائية) (1) | الحالة النهائية (2) |
|---|---|---|
| **P** | **3 atm** | **$P_2$** |
| **T** | **30 + 273 = 303 K** | **0 + 273 = 273 K** |
| **V** | **constant** | **constant** |
| **n** | **constant** | **constant** |

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

$$P_2 = P_1\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

$$P_2 = 3\ \text{atm} \times \left(\frac{0 + 273}{30 + 273}\right)$$

$$P_2 = 3\ \text{atm} \times \left(\frac{273\ \text{K}}{303\ \text{K}}\right)$$

$$P_2 = 2.7\ \text{atm}$$

مثال/ إطار سيارة يحتوي على هواء ضغطه 4 atm عند 30 ºC وبعد سير السيارة ارتفعت درجة حرارة الإطار الى 54، ºCفكم سيكون ضغط الهواء داخل الإطار بافتراض ثبات الحجم .

| | الحالة الأولية (الإبتدائية) (1) | الحالة النهائية (2) |
|---|---|---|
| **P** | **4 atm** | **$P_2$** |
| **T** | **30 + 273 = 303 K** | **54 + 273 = 327 K** |
| **V** | **constant** | **constant** |
| **n** | **constant** | **constant** |

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

$$P_2 = P_1\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

$$P_2 = 4\ \text{atm}\left(\frac{327\ \cancel{K}}{303\ \cancel{K}}\right)$$

$$P_2 = 4.32\ \text{atm}$$

**ثالثا : العلاقة بين الحجم** V **والكمية n** ( The Quantity –Volume Relationship) **قانون أفوجادرو** (1811)

**Avogadro's Law**

نلاحظ أنه كلما أضفنا مزيداً من الغاز للبالونات أو لإطار سيارة فإنه تزداد أحجامها، مما يدعونا للاستنتاج أن العوامل المؤثرة على حجم الغاز ليست فقط الضغط (قانون بويل)ودرجة الحرارة (قانون تشارلز) بل كمية الغاز(n) أيضاً

اقترح العالم أفوجادروفرضية **تنص على** "عند نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة تحتوي الحجوم المتساوية (V) من الغازات المختلفة على نفس العدد من الجزيئات (N)

$$V \alpha\ n$$

$$V = K\ n$$

$$\frac{V}{n} = K \quad (\text{constant P, T})$$

وهذا معناه أن مضاعفة عدد المولات يضاعف حجم الغاز عند نفس الظروف من الحرارة والضغط

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

**مثال توضيحي**

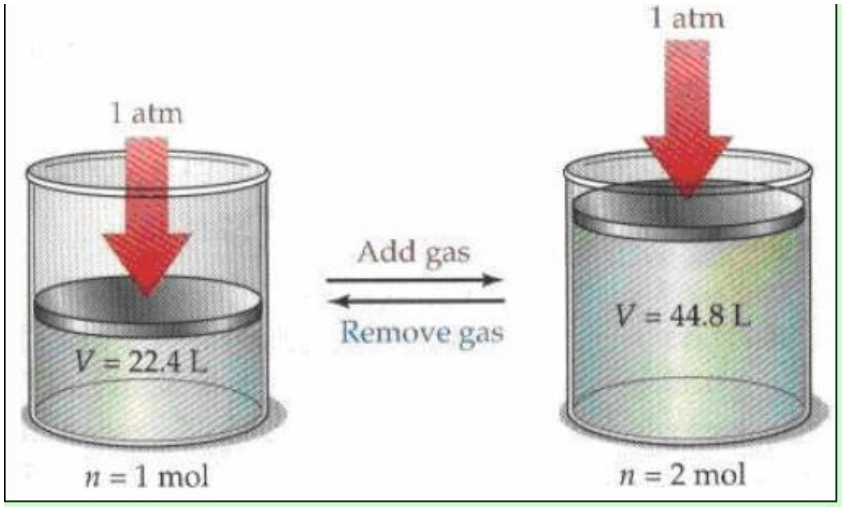
عدد الجزيئات في 5 mol من غاز $H_2$ =عدد الجزيئات الموجودة في 5mol من غاز ($O_2$). بينما عدد الجزيئات من غاز $H_2$في كمية من 5 g 1عدد الجزيئات من غاز الأكسجين ($O_2$) في كمية ، 5 g بسبب أن عدد المولات في كلا الكميتين مختلف :

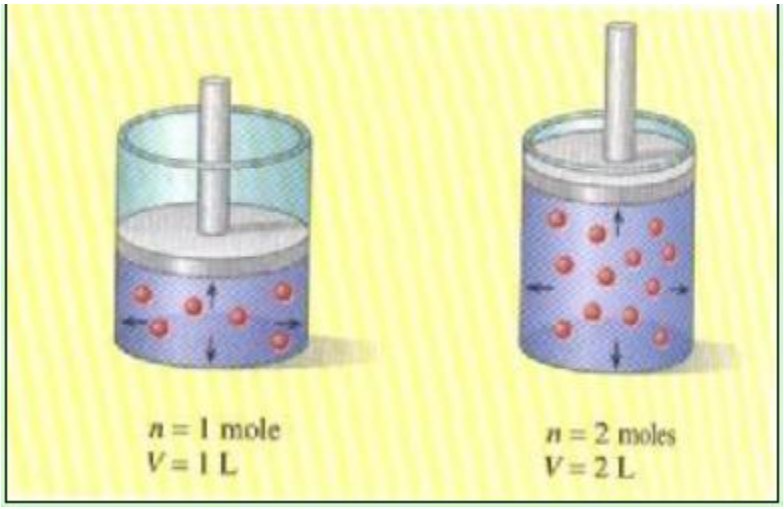
$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{Mw_{H_2}} = \frac{5\ g}{2 \times 1\ g\ mol^{-1}} = 2.5\ mol$$

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}} = \frac{5\ g}{2 \times 16\ g\ mol^{-1}} = 0.156\ mol$$

$$\Rightarrow n_{H_2} \neq n_{O_2}$$

$$\Rightarrow N_{O_2} \neq N_{O_2}$$






وبفرض وجود غازين مختلفين (A, B) تحت الضغط ودرجة الحرارة نفسها فإن المعادلة n V = K تكون الآتي:

$$V_A = K.\, n_A$$
$$V_B = K.\, n_B$$

حيث أن (VA, VB) ( تمثل حجوم الغازين A, B) ( على التوالي للكميات (nA, nB) ولو فرضنا أن عدد مولات الغازين متساوية فإنnA = nB : وتحت نفس الضغط ودرجة الحرارة وجد أفوجادرو بأن حجوم الغازين (A, B) تتساوى أي أن

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{\cancel{K}.\, n_A}{\cancel{K}.\, n_B} = 1$$
$$\Rightarrow V_A = V_B$$

أي أن: تحتوي المولات المتساوية العدد من الغازات المختلفة على الحجم نفسه عند تساوي الضغط ودرجة الحرارة .

**مثال**

يبلغ حجم مول واحد من غاز ما (V1 = 10 L) ( عند ضغط محدد ودرجة حرارة محددة ، فما حجم (V2) عشر مولات (n2 = 10 moles) من هذا الغاز عند نفس الظروف؟

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

$$V_2 = V_1\left(\frac{n_2}{n_1}\right)$$

$$V_2 = 10\ \text{L}\left(\frac{10\ \cancel{\text{mol}}}{1\ \cancel{\text{mol}}}\right) = 100\ \text{L}$$

**الحجم المولي أو المولاري (Molar Volume)** :

وفق مبدأ أفوجادرو فإن المول من أي غاز يشغل الحجم نفسه عند درجة حرارة وضغط معينين. وقد وجد بالتجربة أن متوسط الحجم الذي يحتله مول واحد من غاز عند STP هو $22.414\ dm^3$ وهو نفسه بوحدة اللتر وهذا هو الحجم المولاري (Molar Volume) (لغاز مثالي عندSTP) . ( أما بالنسبة للغازات الحقيقية فإن الحجم المولاري يتراوح حول هذا المتوسط

حجم مول واحد من أي غاز عند ثبوت درجة الحرارة والضغط يسمى بالحجم المولي أو الحجم المولاري Molar ) Volume)ويساوي 22.414 L أو اختصارا 22.4 L عند STP the standard molar volume of an ideal gas is taken to be 22.414 liters per mole at STP

**معادلة القانون الموحد للغازات The Combined Gas Law Equation**

حالة الغاز يمكن تحديدها بدلالة كل من كميته (n) ( وحجمه V) ( وضغطه ( P) ودرجة حرارته T) والمعادلة التي تصف حالة غاز ما بدلالة هذه الخواص تسمى بمعادلة الحالة للغاز.

**يمكن دمج معادلات·:** قانون بويل الذي يربط بين الضغط والحجم لعينة غاز عند درجة حرارة ثابتة:

(P1V1 = P2V2)

·وقانون تشارلز الذي يربط بين الحرارة والحجم عند ضغط ثابت:

$$\left(\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}\right)$$

وقانون غاي – لوساك )أو قانون آمونتونز( الذي يربط بين الضغط ودرجة الحرارة عند حجم ثابت:

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

يمكن دمج العلاقات السابقة في معادلة منفردة كما يلي:

$$V \alpha T$$

$$V \alpha \frac{1}{P}$$

$$V \alpha T \cdot \frac{1}{P}$$

$$V = \frac{K T}{P}$$

$$\frac{PV}{T} = K$$

وهذه العلاقة لا تكون صحيحة إلا عند ثبوت كمية الغاز)( وهو قانون صالح فقط مادامت كمية الغازn) ( لم تتغير. وبالتالي يمكن كتابة هذه العلاقة للحالة الإبتدائية والنهائية لغاز كما يلي :

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

هناك ست متغيرات إذا علمت خمس منها يمكن حساب السادس

**وعندما:**

1) T1 = T2 (T ثابتة) نحصل على قانون بويل ( P1V1 = P2V2)

2) V1 = V2 (V ثابتة) نحصل على قانون غاي لوساك $\frac{P_1}{T_1}=\frac{P_2}{T_2}$

3) P1 = P2 (P ثابتة ) نحصل على قانون تشارلز $\frac{V_1}{T_1}=\frac{V_2}{T_2}$

والظروف القياسية للضغط ودرجة الحرارةstandard temperature) (STP) :

and pressure هي(**0 ºC = 273 K, 1atm** = 101.325 KPa) :

**مثال /**

عينة من النيون تشغل حجماً قدره ( 10 L عند ) (27 ºC تحت ضغط ) (985 torr) ما الحجم الذي تشغله عند الظروف القياسية (Standard Conditions) ؟

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

$$\Rightarrow V_2 = V_1\left(\frac{P_1V_1T_2}{P_2T_1}\right)$$

$$V_2 = 105\left(\frac{985\ \text{torr} \times 105\ \text{L} \times 273\ \text{K}}{760\ \text{torr} \times 300\text{K}}\right) = 124\ \text{L}$$