

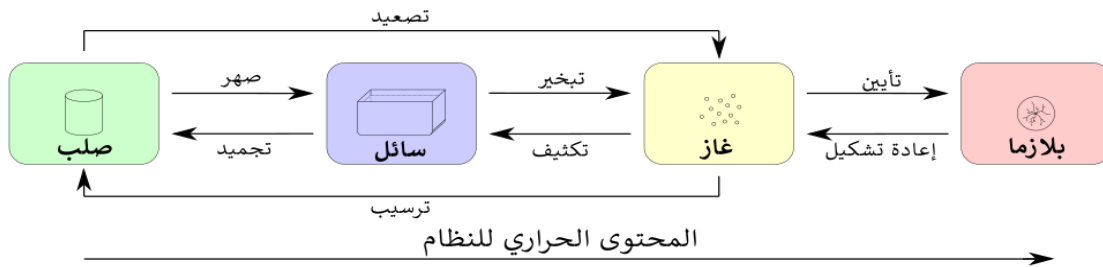


الفصل الاول: حالات المادة وخواص الغازات

مقدمة: توجد المادة على الأرض في الظروف العادية في ثلاثة حالات فيزيائية : صلبة، سائلة، غازية

I- حالة المادة: هي الصفة الفيزيائية والكيميائية للمادة والتي تشير إلى شكل الروابط بين جزيئاتها، أو الذرات أو الأيونات.

- **الحالة الصلبة (الجامدة):** المواد الصلبة لها شكل ثابت حيث أن الجزيئات لا تنتقل من مكانها؛ تكون الجزيئات متقاربة بقدر كبير في الحالة الجامدة، الكثافة في المواد الصلبة عالية، لأن الفراغات صغيرة جداً بين الجزيئات.
- **الحالة السائلة:** تأخذ السوائل شكل الوعاء الذي توضع فيه، والجزيئات في السوائل ليست ثابتة. السوائل عالية الكثافة إلى حد ما، وليس هناك مساحات كبيرة بين الجزيئات.
- **الحالة الغازية:** ليس للغازات شكل محدد لكن الغازات تملأ أي فراغ متاح لأن الجزيئات تتحرك بسرعة في كل الاتجاهات، يمكن ضغط الغازات بسهولة، ولجزيئات الغازات مساحات كبيرة فيما بينها، لذلك فإنه من السهل أن تتقارب جزيئات الغاز. كثافة الغازات منخفضة جداً، وهناك مساحات فارغة كبيرة بين الجزيئات.
- **حالة البلازما (هولي):** هي حالة متميزة من حالات المادة يمكن وصفها بأنها غاز متأين تكون فيه الإلكترونات حرة وغير مرتبطة بالذرة أو بالجزيء. فإذا كانت المادة توجد في الطبيعة في ثلاث حالات: صلبة وسائلة وغازية، فإنه بالإمكان تصنيف البلازما على أنها الحالة الرابعة التي يمكن أن توجد عليها المادة.



شكل 1: حالات المادة والانتقال بينها



جامعة ميله ملحقه المدرسه العليا للأساتذة ميله



شكل 2 : الفرق بين جزيئات المادة الصلبة والسائلة والغازية

II-الغازات: الغازات هي حالة مادية مائعة، ليس لها شكل أو حجم ثابت وتملأ الوعاء الذي توضع فيه. تتميز بقابلية عالية للانضغاط وحرية حركة جزيئاتها

الخواص العامة للغازات Properties of Gases

- 1- جزيئات الغاز توجد على مسافات بعيدة نسبيا عن بعضها البعض
- 2-تكون قوى التجاذب بين جزيئات الغاز ضعيفة جدا بحيث أن كل جزيء يتحرك بصورة مستقلة تقريبا عن الجزيئات الأخرى.
- 3- الغازات قابلة للانضغاط 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 معا.
- 6- الغازات التي لا تتفاعل كيميائيا قابلة للانتشار والاختلاط والامتزاج مع بعضها البعض امتزاجا تاما . وتزداد سرعة الانتشار.
- 7- بزيادة درجة الحرارة وانخفاض الضغط.
- 8- تمارس الغازات ضغطا على ما يحيط بها.
- 9- كثافة الغازات منخفضة جدا مقارنة مع نفس العناصر في الحالات السائلة أو الصلبة.
- 10- لا يوجد حد أعلى لمدى درجات الحرارة التي يمكن للمادة أن توجد خلالها في الحالة الغازية.
- 11- معظم الغازات عديمة اللون.
- 11- يوصف سلوك الغازات وفقا لأربعة متغيرات هي **درجة الحرارة والضغط والحجم وكمية الغاز.**

1- درجة الحرارة Temperature (T)

درجة الحرارة صفة فيزيائية تعتبر مقياسا 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) **Celsius Temperature Scale** مقياس سلزيوس وفيها تأخذ درجة تجمد الماء درجة الصفر، ودرجة الغليان 100°C وتسمى المسافة بينهما أي بين درجة التجمد 0°C والغليان للماء 100°C درجة مئوية



جامعة ميلة ملحقة المدرسة العليا للأساتذة ميلة



ب) Fahrenheit Temperature Scale مقياس فهرنهايت

وقسم المسافة بين نقطتي التجمد والغليان الى 180 قسم متساو كل منها يمثل درجة حرارة على تدرج فهرنهايت، وتبتدىء درجة تجمد الماء على هذا المقياس ب (32°F) درجة والنقطة الثانية على هذا المقياس وهي درجة الغليان للماء عند (212°F)

ج) Kelven Temperature Scale تدرج كيلفن

ودرجة الحرارة في النظام العالمي للوحدات هي درجة الحرارة المطلقة أو درجة كيلفن (Kelvin) K . ويبتدأ بدرجة الصفر المطلق °C - 273.15 (0 K) والصفر المطلق هو أدنى مدى لدرجة الحرارة.

العلاقة بين المقاييس:

$$(K)=t (C^{\circ})+273.15$$

$$^{\circ}F=(^{\circ}C*\frac{9}{5})+32$$

$$\frac{^{\circ}C}{100} = \frac{^{\circ}F - 32}{180}$$

2- الكتلة Mass أو الكمية Quantity

الكتلة هي مقياس لكمية المادة، وبالتالي فهي تعبر عن كمية الغاز الموجودة، وفي النظام العالمي للوحدات SI وحدة الكتلة هي الكيلو جرام kg وكثيرا 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 وفي خليط الغازات يعبر عن كمية الغاز بالضغط الجزئي

3-الحجم: V (Volume)

حجم أي مادة ما هو الحيز الذي تشغلها هذه المادة .والغاز يشغل أي حيز متاح لها، وبالتالي حجم عينة من الغاز هو نفسه حجم الإناء الذي يحتويها .وبما أن الغازات تمتزج بحرية مع بعضها بعضا ، فإنها عندما يتواجد عدة غازات في مزيج، يكون حجم كل منها نفس الحجم الممثل من قبل المزيج بأكملها .وفي النظام العالمي للوحدات يقاس الحجم بالمتر المكعب m³

ويمكن كتابة العلاقة بين هذه الوحدات كما يلي:

$$1L=1dm^3=1000mL=1000cm^3=0.001m^3$$

$$1m^3=1000L=1000dm^3$$

4-الضغط: P (Pressure)

تعمل الغازات ضغطا على أي سطح تتلامس معها 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) .

والوحدة الدولية للضغط هي الباسكال pa والذي يعرف بأنها واحد نيوتن لكل متر مربع

$$1Pa=1N/m^2$$

$$1 Pa = 1 kg/ms^2$$

$$1 atm = 1.01325 . 105 Pa$$



$$1 \text{ atm} = 1.01325 \text{ Bar}$$
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg.}$$

$$P = \frac{F}{S}$$

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

1-II - الغاز المثالي (Ideal Gas)

هو 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. يخضع لمعادلة الحالة تماما من حيث العلاقة:

$$pv=nRT$$

2-II - 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. معادلة فاندر فالز **Vander Waals Equation**: توصل فاندر فالز الى معادلة الغازات الحقيقية والتي هي:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - bn) = nRT$$

ومن اجل 1 مول تصبح:

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT$$

حيث a و b كميات ثابتة تختلف قيمتهما من غاز الى اخر ويتم تحديد قيمتهما تجريبيا.

تتبع قوانين الغازات المثالية، علاقات رياضية بسيطة، تعبر عن الارتباط الوثيق بين الضغط والحجم ودرجة

الحرارة وعدد الجزيئات الغرامية (المولات)

قوانين الغازات The Gas Law

قانون بويل ماريوت: وجد العالم بويل، عام (1660)، والعالم ماريوت عام (1679)، بالاعتماد على التجربة، وباستعمال غازات مختلفة، أن حجم كمية معينة ($m = \text{const}$) من غاز متواجد في حيز ما، يتناقص بزيادة الضغط عليه في درجة حرارة معينة، وقد صيغت نتائج التجارب بقانون، عرف بقانون بويل- ماريوت، وهو ينص: عند ثبات درجة الحرارة ($T = \text{cte}$) يتناسب حجم مقدار معين من الغاز مع الضغط الواقع عليه تناسباً

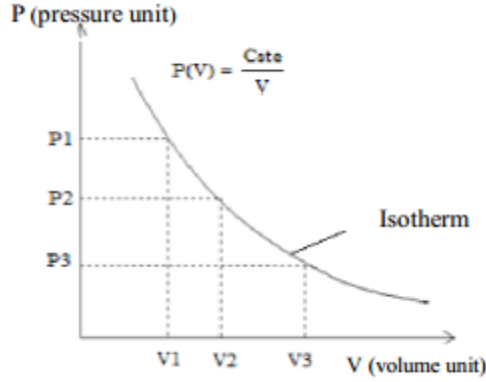
$$P \propto \frac{1}{V}$$



جامعة ميلة
ملحقة المدرسة العليا للأساتذة ميلة

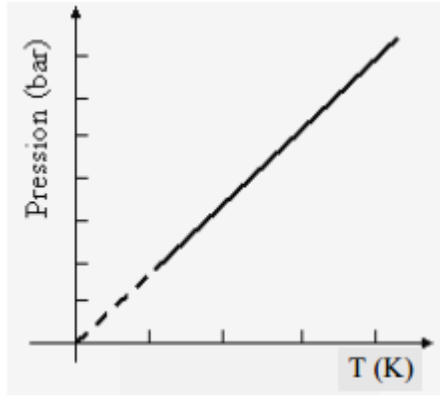


$$P_1V_1=P_2V_2=PV=cte$$



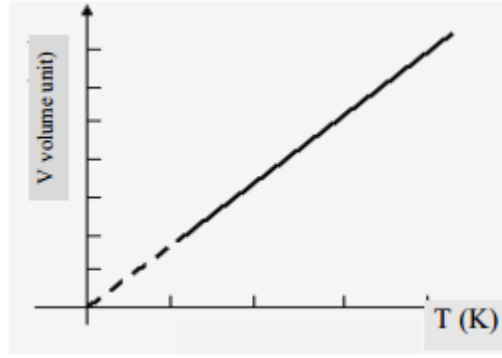
قانون غي لوساك: وجد العالم غاي لوساك، عام (1902)، تغيرات كبيرة في ضغط الغازات لدى تسخينها في حجم ثابت، وتوصل، بعد دراسات وتجارب حول هذه التغيرات، إلى القانون التالي، الذي يعرف باسمه، وهو ينص: عند ثبات الحجم ($V=cte$). يتناسب ضغط كتلة معينة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة ($P \propto V$).

$$\frac{P_1}{V_1} = \frac{P_2}{V_2} = \frac{P}{V} = cte$$



قانون شارل: وجد العالم شارل، عام (1787)، تغيرات كبيرة في حجم الغازات، لدى تسخينها تحت ضغط ثابت، وتوصل، بعد دراسات وتجارب حول هذه التغيرات، إلى القانون التالي الذي يعرف باسمه، وهو ينص: عند ثبات الضغط ($P=cte$). يتناسب حجم كتلة محددة من غاز طردياً مع درجة الحرارة الموجود عليها. ($V \propto T$)

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V}{T} = cte$$



قانون أفوغادرو عبر العالم أفوغادرو، عام (1811)، عن علاقة تربط بين عدد الجزيئات وحجمها في الطور الغازي، بواسطة القانون الذي ينص: تحتوي الحجم المتساوية لغازات مختلفة، في الشروط نفسها من الضغط من درجة الحرارة على نفس العدد من الجزيئات. وهذا يعني ان عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة فان حجم الغاز يتناسب طرديا مع كميته ($V \propto n$).

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = \frac{V}{n} = cte$$

في الشرطين النظاميين ($T=0^\circ\text{C}$, $P=1\text{atm}$) فان الحجم المولي يساوي الى 22.4 لتر .

قانون دالتون للضغوط الجزئية

ينص قانون دالتون على ان الضغط الكلي لخليط من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية لكل غاز في الخليط على شرط ان لا يحدث تفاعل. ويمكن التعبير رياضيا عن قانون دالتون كالتالي:

$$P_t = \sum_i P_i = \sum_i \frac{n_i RT}{V} = \frac{RT}{V} \sum_i X_i$$

وهذا يعني أن الضغط الجزئي الناتج من غاز موجود مع مجموعة من الغازات دون أن تتفاعل كيميائي يساوي ضغط الغاز بمفرده. وبذلك سوف نتعامل مع كل غاز في مزيج من الغازات كما لو كان هو الغاز الوحيد الموجود.

$$P_1 = \frac{n_1 RT}{V}; P_2 = \frac{n_2 RT}{V}$$

$$P_t = \frac{nt RT}{V} = \frac{(n_1 + n_2)RT}{V} = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} = P_1 + P_2$$

$$P_t = \sum_i P_i = \sum_i \frac{n_i RT}{V} = \frac{RT}{V} \sum_i X_i$$

$$\frac{P_i}{P_t} = \frac{n_i}{\sum_i n_i} = X_i$$

$$P_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i} P_t$$



$$x_i = \frac{n_i}{n_t}$$

حيث:

x_i : كسر المولي

P_i : الضغط الجزئي

P_t : الضغط الكلي

قيمة الثابت العام للغازات المثالية R

في الشرطين النظاميين ($T=0^\circ\text{C}$, $P=1\text{atm}$) لحجم المولي يساوي الى 22.4 لتر

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$R = \frac{1\text{atm} \times 22.4\text{L}}{1\text{mol} \times 273.15\text{K}} = 0.082\text{L} \cdot \frac{\text{atm}}{\text{mol}} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$R = \frac{1\text{mol} \times 22.4\text{L}}{1\text{mol} \times 273.15\text{K}} = \frac{1.013 \times 10^5 \text{Pa} \times 22.4 \times 10^{-3} \text{m}^3}{1\text{mol} \times 273.15\text{K}}$$

$$R = 8.31\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

لدينا:

$$1\text{Pa} = \text{N}/\text{m}^2$$

$$1\text{J} = \text{N} \cdot \text{m}$$

$$1\text{cal} = 4.18\text{J} \text{ لدينا:}$$
$$R = 1.98\text{cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ ومنه}$$