



جامعة تكريت
كلية التربية للبنات
قسم الكيمياء

الكيمياء والفيزياء

الغازات

لطلبة المرحلة الثانية

المحاضرة الأولى

الأستاذ المساعد الدكتور

صدام محمد احمد المحمود

s_almahmoud@tu.edu.iq



بعض الوحدات المهمة في الكيمياء الفيزيائية:

الداين (dyn):

هو القوة اللازمة لاعطاء كتلة 1 غم تعجيبا قدره 1 سم.ثا⁻².

$$1 \text{ dyn} = 1 \text{ g.cm.s}^{-2}$$

النيوتن (Newton):

هو القوة اللازمة لاعطاء كتلة 1 كغم تعجيبا قدره 1 م.ثا⁻².

$$1 \text{ N} = 1 \text{ Kg.m.s}^{-2}$$

$$1 \text{ N} = 10^5 \text{ dyn}$$

الضغط (pressure):

هو القوة المسلطة على المساحة. وحدته هي الباسكال Pa.

$$P = \frac{F}{A} \quad \frac{\text{dyn}}{\text{cm}^2}, \quad \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = \text{Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

الطاقة (Energy):

هي القابلية على اداء الشغل، والشغل هو عبارة عن حاصل ضرب القوة في المسافة.

$$1 \text{ Joule} = 1 \text{ N.m}$$

$$1 \text{ erg} = 1 \text{ dyn.cm}$$

$$1 \text{ J} = 1 \times 10^7 \text{ erg}$$

الغازات

Gases

الصفات العامة للغازات:

توجد جميع المواد في احدى الحالات الثلاث

الصلبة
السائلة
الغازية



الصلب هو الجسم الذي يمتلك حجما معيناً وشكلاً معيناً عند درجة حرارة وضغط معينين. أما السائل فله حجم معين وليس له شكل معين، وإنما يأخذ شكل الوعاء الذي يوضع فيه. بينما الغاز لا يمتلك شكلاً ولا حجماً معيناً، ويشغل كل حجم الوعاء المحصور فيه.

في بعض الأحيان لا يمكن التمييز بين حالات المادة الثلاث، فمثلاً عند درجة الحرارة الحرجة لا يمكن التمييز بين المادة السائلة وبخارها، كما أن هناك بعض المواد تظهر خواص لدائنية تحت ظروف معينة من درجة الحرارة كالزجاج أو الإسفلت على الرغم من امتلاكها خواص الصلب.

تصنف جميع الغازات الى نوعين:

- الغازات المثالية.
- الغازات غير المثالية (الحقيقية).

الغاز المثالي هو الغاز الذي يتبع (يطيع) بعض القوانين ومنها قانون بويل، قانون شارل أو غاي لوساك، قانون أفوكادرو، قانون دالتون للضغوط الجزئية، قانون أمغات، وقانون كراهام للانتشار. بينما الغاز الحقيقي هو الغاز الذي يشذ عن هذه القوانين.

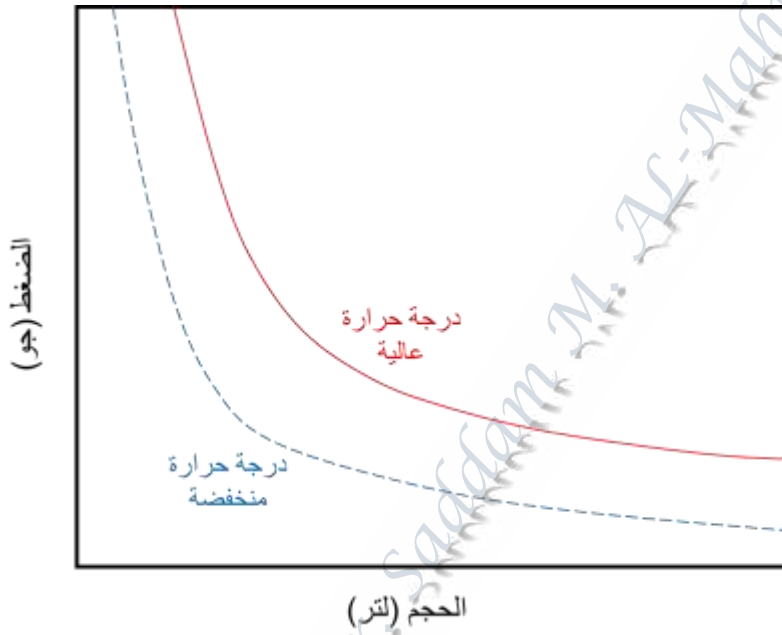


قوانين الغاز المثالي (القوانين التي يمكن تطبيقها على الغاز المثالي):

1 - قانون بويل (Boyle's law):

ينص قانون بويل على انه "عند ثبوت درجة الحرارة، يتناسب حجم كمية معينة من الغاز عكسياً مع الضغط".

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \Rightarrow \quad PV = \text{Constant}$$



الرسم البياني بين P و V
يعطي منحنى قطع زائد
عند درجة حرارة ثابتة

علاقة الضغط مع الحجم لكمية معينة من الغاز عند درجتين حراريتين

2 - قانون شارل (Charle's law):

بعد التوصل الى اتفاق حول تعريف درجة انجماد الماء بالصفر المئوي ودرجة غليان الماء بـ 100 °م، أصبح هنالك مقياس لدرجة الحرارة يدعى بالمقياس السيليزي (Celsius) او المقياس المئوي واعطي الرمز °م (°C).

لقد قام العالم شارل ومن ثم تلاه العالم غاي لوساك بدراسة التمدد الحراري للغازات كميّاً، حيث بين شارل ان "حجم كمية معينة من الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة عند ثبوت الضغط". أي ان:



$$V \propto T \quad \Rightarrow \quad \frac{V}{T} = \text{Constant}$$

وهناك شكل آخر لقانون شارل وهو " عند ثبوت الحجم يتناسب ضغط كمية معينة من الغاز طردياً مع درجة الحرارة":

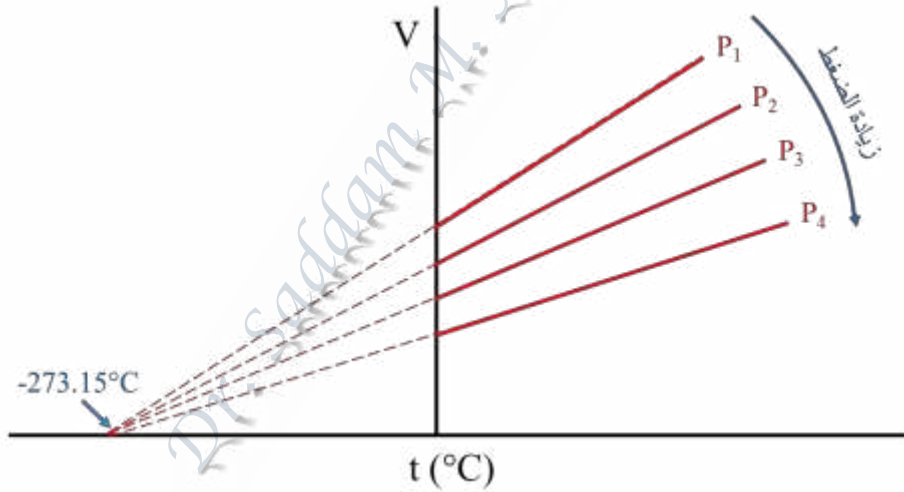
$$P \propto T \quad \Rightarrow \quad \frac{P}{T} = \text{Constant}$$

حيث يمكن تكوين علاقة بين الحجم ودرجة الحرارة وبين الضغط ودرجة الحرارة وكما يلي:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{عند ثبوت الضغط}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{عند ثبوت الحجم}$$

ومن خلال رسم العلاقة بين حجم الغاز مقابل درجة الحرارة عند ضغوط مختلفة كما في الشكل التالي:



علاقة الحجم لكمية معينة من الغاز مع الحرارة عند ضغوط مختلفة

وجد عند مد الخطوط المستقيمة الى الحجم صفر فأنها تلتقي عند نفس النقطة على احداثي درجة الحرارة وهي -273.15°C ، والتي تعتبر اقل درجة حرارية يمكن الحصول عليها اطلاقاً وتسمى بدرجة الصفر المطلق. لذلك يفضل قياس درجة الحرارة من هذه النقطة بدلاً من درجة الصفر المئوي بالمقياس السيليزي، ويدعى المقياس الجديد لدرجة الحرارة بمقياس درجة الصفر المطلق والذي تم اكتشافه من قبل العالم لورد كلفن (*Lord Kelvin*)، حيث يمكن كتابة العلاقة بين المقياسين بالشكل التالي:

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

حيث K تمثل مطلقة (كلفن)، حيث يلاحظ ان الفرق الوحيد بين كلا المقياسين هو مقدار الازاحة عن الصفر.



3 - قانون أفوكادرو (Avogadro's law):

لقد افترض العالم أفوكادرو انه " عند نفس الظروف من درجة الحرارة والضغط تحتوي حجوم متساوية لعدد من الغازات المختلفة على نفس العدد من الجزيئات". وهذا يعني ان:

$$V \propto n \quad \Rightarrow \quad \frac{V}{n} = \text{Constant}$$

حيث تمثل n عدد المولات.

4 - معادلة الغاز المثالي (Ideal gas equation):

استناداً الى القوانين السابقة فان حجم الغاز يعتمد على الضغط ودرجة الحرارة وعدد المولات:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \text{قانون بويل} \quad (\text{بثبوت } T \text{ و } n)$$

$$V \propto T \quad \text{قانون شارل} \quad (\text{بثبوت } P \text{ و } n)$$

$$V \propto n \quad \text{قانون افوكادرو} \quad (\text{بثبوت } P \text{ و } T)$$

اي ان:

$$V \propto \frac{nT}{P} \quad \Rightarrow \quad V = \frac{nRT}{P}$$

حيث تمثل R ثابت التناسب او ثابت الغاز. وبذلك تكتب معادلة الغاز المثالي بالشكل التالي:

$$PV = nRT$$

كما وتدعى بالمعادلة العامة للغازات، ويمكن من خلالها الحصول على قيمة ثابت الغاز R ، حيث ان المول الواحد من الغاز المثالي يشغل حجماً قدره 22.414 لتر عند ضغط 1 جو ودرجة حرارة 0 م° (درجة الحرارة القياسية والضغط القياسي). لذا فان:

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

$$= \frac{(1 \text{ atm})(22.414 \text{ l})}{(1 \text{ mol.})(0 + 273 \text{ }^\circ\text{K})} = 0.082 \text{ l. atm. K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$



كما ويمكن التعبير عن R بوحدات الجول والسعرة وكما يلي:

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ N.m}^{-2}$$

$$R = \frac{(1.01325 \times 10^5 \text{ N.m}^{-2})(22.414 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(1 \text{ mol.})(0 + 273 \text{ }^\circ\text{K})}$$

$$= 8.314 \text{ N.m.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$\therefore R = 8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ J} = 0.239 \text{ cal}$$

$$\therefore R = 1.987 \text{ cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

كما يمكن من خلال المعادلة العامة للغازات حساب الوزن الجزيئي عند معرفة كثافة الغاز المقاسة عند ضغط ودرجة حرارة معينين، حيث يمكن ترتيب المعادلة لتصبح:

$$PV = nRT = \frac{m}{M} RT$$

$$PM = \left(\frac{m}{V}\right) RT = dRT$$

$$\therefore M = d \frac{RT}{P}$$

مثال:

غاز مثالي يشغل حجماً مقداره 23.01 دسم³ عند 25 °م وضغط 0.931 جو. احسب:

أ- عدد المولات؟

ب- الحجم الذي يشغله الغاز عند الظروف القياسية؟

الحل:

أ- نحسب عدد المولات:

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0.931 \text{ atm.})(23.01 \text{ dm}^3)}{(0.082 \text{ dm}^3.\text{atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1})(298 \text{ }^\circ\text{K})} = 0.88 \text{ mol.}$$



ب- لحساب الحجم:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = nR \quad , \quad \frac{P_2 V_2}{T_2} = nR$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{(0.931 \text{ atm.})(23.01 \text{ dm}^3)(273 \text{ }^\circ\text{K})}{(1 \text{ atm.})(298 \text{ }^\circ\text{K})} = 19.6 \text{ dm}^3$$

5 - قانون دالتون للضغوط الجزئية (Dalton's law for partial pressures):

في حال وجود نظام مكون من أكثر من نوع من الغازات فقد أوضح دالتون انه "كل غاز في مزيج من الغازات يسلط نفس الضغط كما لو كان يشغل الوعاء لوحده". وبذلك فان الضغط الكلي سوف يساوي مجموع الضغوط المنفردة التي يسلطها كل غاز.

$$P_T = P_1 + P_2 + \dots = \sum_i P_i$$

حيث P_1 و P_2 تمثل الضغوط الجزئية المنفردة للمكونات 1 و 2.

لو فرضنا وجود نظام مكون من غازين (1 و 2) عند درجة T وحجم V ، وكانت الضغوط الجزئية للغازين P_1 و P_2 على التوالي. وبتطبيق معادلة الغاز المثالي:

$$P_1 V = n_1 RT \quad \Rightarrow \quad P_1 = \frac{n_1 RT}{V}$$

$$P_2 V = n_2 RT \quad \Rightarrow \quad P_2 = \frac{n_2 RT}{V}$$

حيث n_1 و n_2 عدد مولات الغازين الموجودين في النظام.

وبتطبيق قانون دالتون للضغوط الجزئية ينتج:

$$P_T = P_1 + P_2$$

$$= \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V}$$

$$= (n_1 + n_2) \frac{RT}{V}$$



وبقسمة الضغوط الجزئية على الضغط الكلي نحصل على:

$$\frac{P_1}{P_T} = n_1 \frac{RT}{V} / (n_1 + n_2) \frac{RT}{V} \Rightarrow P_1 = \frac{n_1}{(n_1 + n_2)} P_T = X_1 P_T$$

$$\frac{P_2}{P_T} = n_2 \frac{RT}{V} / (n_1 + n_2) \frac{RT}{V} \Rightarrow P_2 = \frac{n_2}{(n_1 + n_2)} P_T = X_2 P_T$$

حيث X_1 و X_2 تمثل الكسور المولية للغازين 1 و 2، حيث تعرف الكسور المولية على انها نسبة عدد المولات، لذلك فهي عديمة الوحدة. وان مجموع الكسور المولية في مزيج يجب ان يساوي واحد:

$$\sum_i X_i = 1$$

مثال:

جمع الاوكسجين المتحرر من تجربة عملية التركيب الضوئي. وكان الغاز الذي جمع عند 22 °م وضغط 758 ملم زئبق يساوي 186 مل. احسب كتلة الاوكسجين الناتج، علماً ان ضغط بخار الماء عند 22 °م يساوي 19.8 ملم زئبق.

الحل:

نقوم اولاً بحساب الضغط الجزئي للاوكسجين:

$$P_T = P_{O_2} + P_{H_2O}$$

$$P_{O_2} = P_T - P_{H_2O}$$

$$= 758 - 19.8$$

$$= 738.2 \text{ mmHg} \div 760 = 0.971 \text{ atm.}$$

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M} RT$$

$$m = \frac{PVM}{RT} = \frac{(0.971 \text{ atm})(0.186 \text{ l})(32 \text{ gm. mol}^{-1})}{(0.082 \text{ l. atm. K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(273 + 22 \text{ K})}$$

$$= 0.239 \text{ gm}$$



6 - قانون اماعات للحجوم الجزئية (Amagat's law for partial volumes):

يعرف الحجم المولاري لأي غاز في مزيج من الغازات انه **الحجم الذي يمكن للغاز ان يشغله عند وجوده لوحد في وعاء ما تحت ضغط ودرجة حرارة معينين.**

فلو كان لدينا مزيج من ثلاثة غازات، فان الحجم المولاري لكل غاز سوف يساوي:

$$V_1 = n_1 \left(\frac{RT}{P} \right)$$

$$V_2 = n_2 \left(\frac{RT}{P} \right)$$

$$V_3 = n_3 \left(\frac{RT}{P} \right)$$

وعند جمع المعادلات الثلاث اعلاه نحصل على:

$$V_1 + V_2 + V_3 = (n_1 + n_2 + n_3) \frac{RT}{P}$$

حيث:

$$V = V_1 + V_2 + V_3$$

$$n = n_1 + n_2 + n_3$$

وبقسمة المعادلات الثلاث اعلاه على معادلة الغاز المثالي نحصل على:

$$\frac{V_i}{V} = \frac{n_i \left(\frac{RT}{P} \right)}{n \left(\frac{RT}{P} \right)} \Rightarrow \frac{V_i}{V} = \frac{n_i}{n}$$

$$\therefore V_i = X_i V$$



7 - قانون كراهم للانتشار (Graham's law of diffusion):

يعرف الانتشار (*Diffusion*) على انه عملية سريان الغاز من منطقة الضغط العالي الى منطقة الضغط الواطئ خلال حاجز مسامي او انبوبة ضيقة ذات قطر صغير جدا. اما سريان جزيئات الغاز من خلال ثقب صغير جدا فيعرف بالاندفاق (*Effusion*).

من خلال القياسات التي اجراها العالم كراهم لنسب الاندفاق لعدد كبير من الغازات، استنتج ان معدل اندفاق الغازات يتناسب عكسيا مع الجذر التربيعي لكثافتها عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة. فلو نأخذ الغازين 1 و 2، فان معدل اندفاق كل منهما سيكون V_1 و V_2 وكثافتهما d_1 و d_2 وبذلك فان:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

ومن خلال الرجوع الى المعادلة العامة للغازات:

$$M = \frac{dRT}{P}$$

وتعويضها يمكن الحصول على القانون بالصيغة التالية:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

حيث يتضح من هذا ان الغاز الاخف يكون أسرع انتشاراً من الغاز الثقيل.

وهناك صيغة اخرى للقانون:

$$\frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

حيث ان الزمن اللازم لممرور حجم معين من الغاز خلال فتحة يتناسب عكسيا مع سرعة الاندفاق او الانتشار.