

الفصل الثاني : قوانين الغازات
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الفصل الثاني

قوانين الغازات

Laws of Gases

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الفصل الثاني

قوانين الغازات

طرق دراسة الغازات

الطريقة الأولى : الطريقة التجريبية

Experimental Method

سلوك الغازات تحت الظروف العادية

The Behaviour of Gases Under Ordinary Conditions

الغاز المثالي (Ideal Gas) والغاز الحقيقي (Real Gas)

هناك تعريفان هامين 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.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

قوانين الغازات

The Gas Law

تعتبر قوانين الغازات خلاصات مفيدة جداً لنتائج عدد لا يحصى من التجارب التي أجريت خلال قرون عديدة على الخواص الفيزيائية للغازات. ولقد لعبت هذه القوانين دوراً بارزاً في تطور أفكار عديدة في الكيمياء.

يمكن شرح العلاقة الرياضية بين ضغط الغاز ودرجة حرارته وحجمه ، بقوانين رياضية مبسطة عديدة، مبنية على تجارب تعتمد على الخواص المرئية للغازات. ولكن فيما بعد وفي نفس هذا الفصل سنجد أن لهذه القوانين أساساً يتفق مع الخواص المجهرية والجزئية للغازات.

أول القياسات المعول عليها لخواص الغازات عملت بواسطة العالم الأيرلندي روبرت بويل (Anglo-Irish Scientist Robert Boyle) في القرن السابع عشر الميلادي. وبعد أكثر من قرن لا حق، اهتم عالمان فرنسيان هما تشارلز وغاي لوساك (Jacques Charles and Joseph-Louis Gay-Lussac) بالغازات المستخدمة في رياضة المنطاد (Ballooning). ولتحسين أداءها ، قاسا كيف تؤثر الحرارة في ضغط الغاز وحجمه وكثافته، وأثناء ذلك اكتشفا قوانين غازات إضافية.

ولقد وجد أن جميع الغازات في درجات الحرارة العالية وعند الضغوط المنخفضة تخضع لثلاثة قوانين بسيطة. وترتبط هذه القوانين العلاقة بين حجم الغاز (V) ودرجة الحرارة (T) والضغط (P). ويسمى الغاز الذي يخضع لهذه القوانين بالغاز المثالي أو الغاز الكامل. وتطبق هذه القوانين فقط على الغازات التي لا تعاني أي تغيير كيميائي نتيجة لتغير الحرارة أو الضغط. ويشذ عن هذه القاعدة غاز (NO₂) الذي يتحد كل جزيئين منه مع بعضهما ليكون N₂O₄ نتيجة لزيادة الضغوط أو خفض درجات الحرارة.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

أولاً : العلاقة بين الضغط والحجم - قانون بويل

P-V Relationship: Boyle's Law (1662)

اعتماد حجم الغاز على الضغط

The Dependence of the Volume of a Gas on Pressure : Boyle's Law

تعتبر قابلية الغازات للإنضغاط (الإنضغاطية) الى حد كبير، خاصية مميزة لها. ويكون هذا السلوك مجملاً في قانون بويل (1662). ففي الجزء الأخير من القرن التاسع عشر الميلادي، أجرى العالمان الإنجليزيان (الأيرلندي روبرت بويل Irish Scientist Robert Boyle ١٦٢٧ - ١٦٩١م) وزميله روبرت هوك Robert Hook (١٦٣٥ - ١٧١٣ م) عدة تجارب باستخدام مضخة هوائية أدت في النهاية الى اكتشاف علاقة بسيطة بين الضغط والحجم. وكانت تلك التجارب لبويل وصديقه هوك أول التجارب لاختبار العلاقة بين الحجم والضغط للغازات.

ولقد استخدم بويل أنبوباً على شكل حرف (J) به بعض الغاز المحصور (الأشكال ١٩ - ٢٣)، 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.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

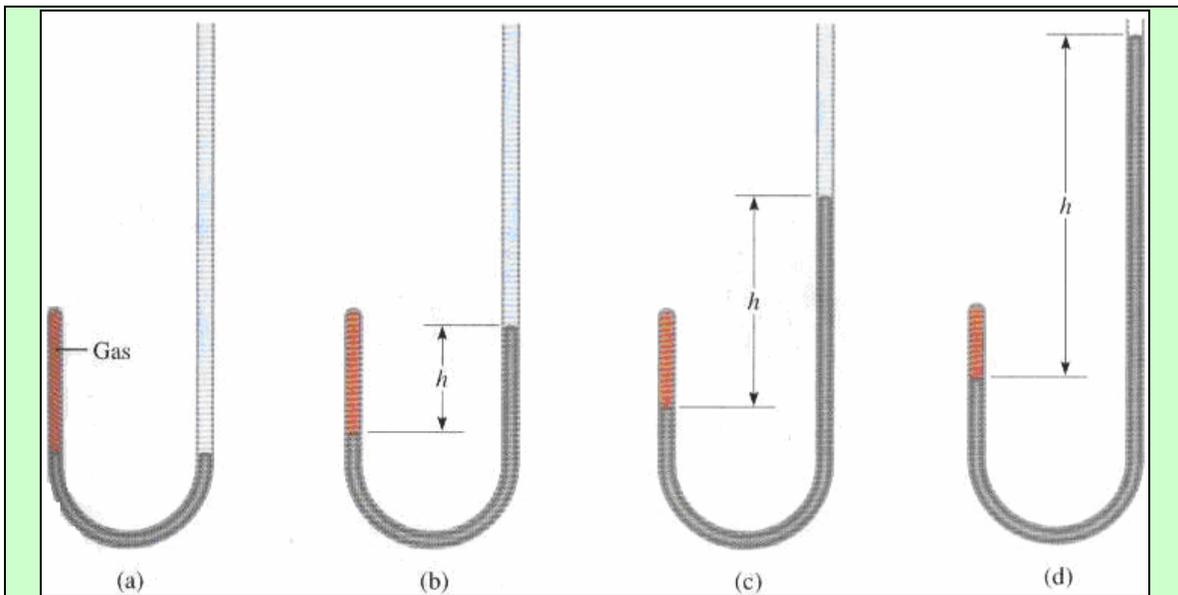
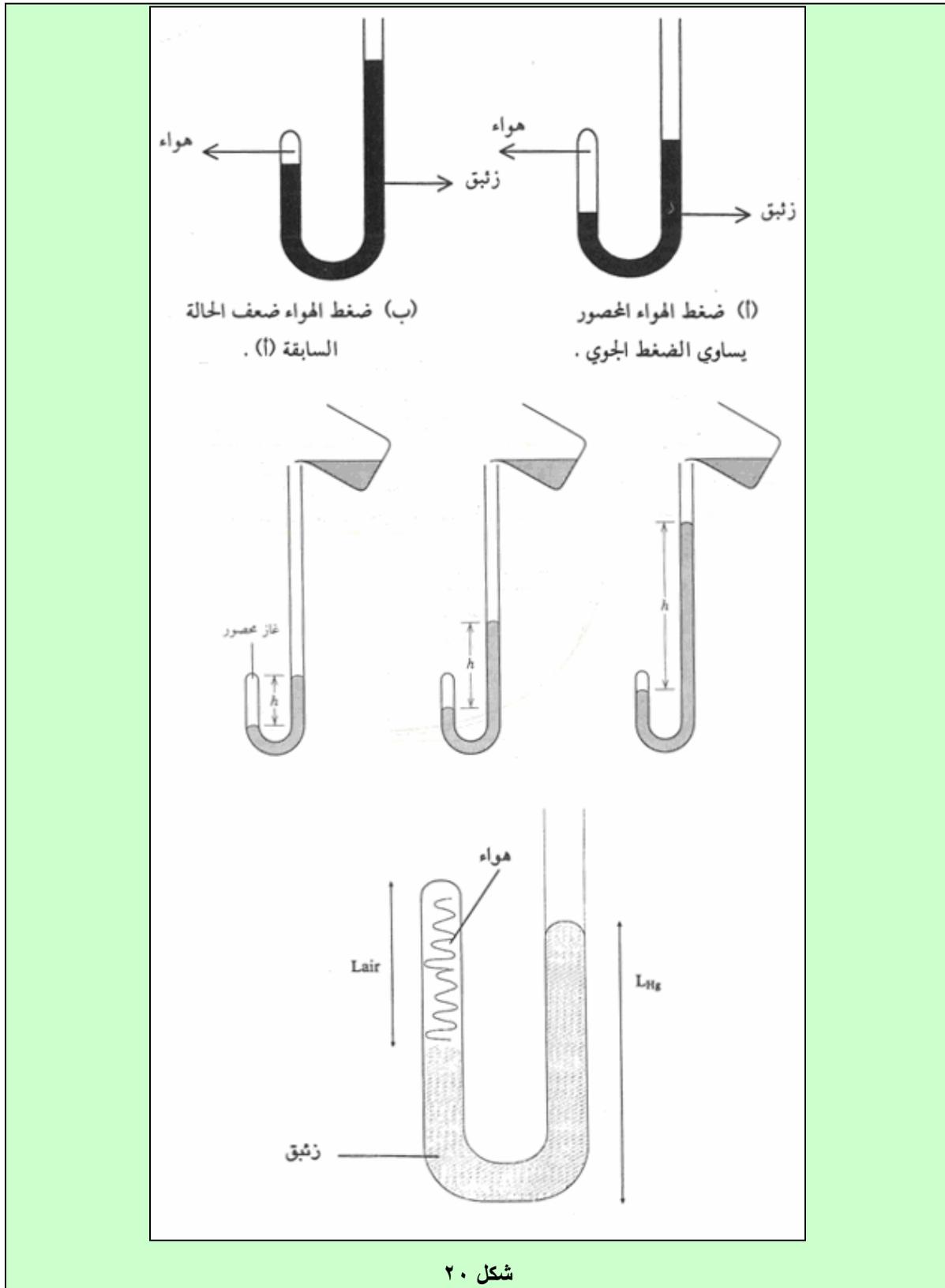


Fig. 19 : A apparatus for studying the relationship between pressure and volume of a gas.

In (a) the pressure of the gas is equal to the atmospheric pressure. The pressure exerted on the gas increases from (a) to (d) as mercury is added, and the volume of the gas decrease, as predicted by Boyle's law. The extra pressure exerted on the gas is shown by the difference in the mercury levels (h mm Hg). The temperature of the gas is kept constant.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

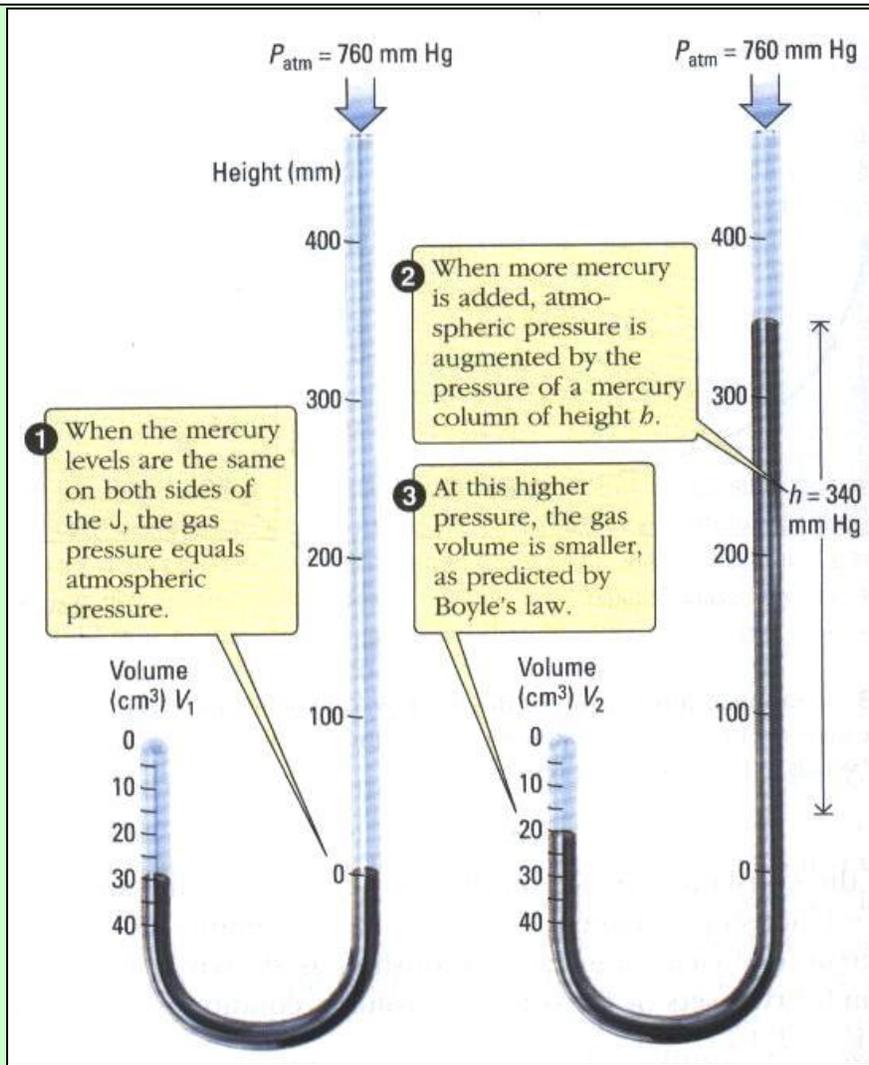


Fig. 21 : Boyle's law. Boyle's experiment showing the compressibility of gases

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

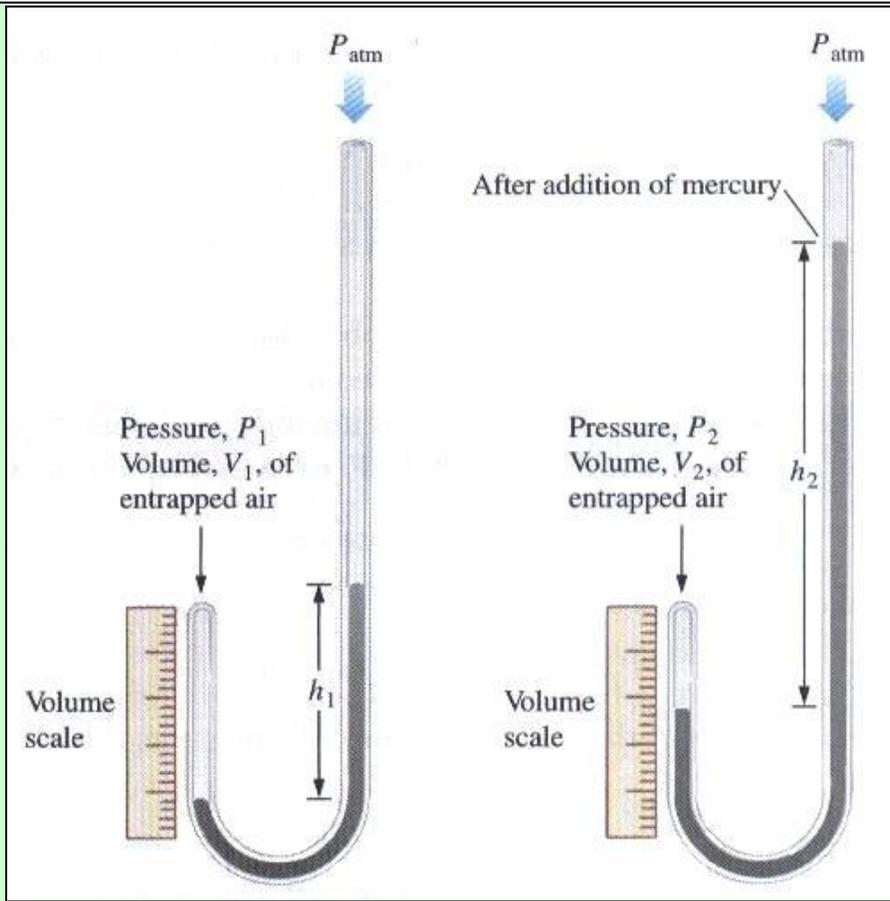


Fig. 22 : A representation of Boyle's experiment. A sample of air is trapped in a tube in such a way that the pressure on the air can be changed and the volume of the air measured. P_{atm} is the atmospheric pressure, measured with a barometer . $P_1 = h_1 + P_{atm}$

ويظهر الشكل (١٩ أ) بأن الضغط الذي يتكون من وجود الغاز يساوي الضغط الجوي، أما الشكل (١٩ ب، ج، د) فيظهر الزيادة في الضغط بسبب إضافة الزئبق وعدم تساوي المستويين الأمر الذي ينتج عنهما نقصان في حجم الغاز. وعلى العكس من ذلك تماماً نجد أنه إذا نقص الزئبق فإن حجم الغاز يزيد. وقد تمكن بويل من قياس حجم الهواء المحجوز المقابل لإضافة كميات مختلفة من الزئبق من خلال الطرف المفتوح.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ومن الناحية الوصفية يتضح مباشرة أنه عندما يزداد الضغط المسلط على الهواء ينقص حجمه. وتشجع مثل هذه النتائج المرء على البحث فيما إذا كانت هناك علاقة كمية بسيطة

بين الضغط P والحجم V

ومن الجدول (١٠) يمكن ملاحظة أن ضغط الغاز يتناسب عكسياً مع حجمه فإذا ضوعف الضغط، فإن الحجم يصبح نصف ما كان عليه.

ومما سبق فإنه يتبين أن حجم الهواء يتناسب عكسياً مع الضغط الواقع عليه، ولقد أوضحت التجارب العديدة اللاحقة أن هذه العلاقة تتطلب أن تظل درجة الحرارة ثابتة، كما اتضح أن كثيراً من الغازات – بالإضافة الى الهواء – تتبع بدقة هذا السلوك.

جدول ١٠ : العلاقة بين الضغط والحجم "قانون بويل"

PV (mmHg. L)	V(L)	P(mm. Hg)
الضغط (mm Hg) x الحجم (L)	الحجم (L)	الضغط الجوي P (mmHg)
1.09×10^3	1.5	724
1.16×10^3	1.33	869
1.16×10^3	1.22	951
1.2×10^3	0.94	1230
1.2×10^3	0.61	1893
1.1×10^3	0.51	2250

ويبين الشكلان (٢٣، ٢٤) عينة من غاز محبوسة في اسطوانة لها مكبس متحرك. وعندما يزداد الوزن المؤثر على المكبس الى الضعف، فإن الضغط الواقع على الغاز، يصبح الضعف، وينكمش حجم الغاز الى نصف حجمه الأصلي.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

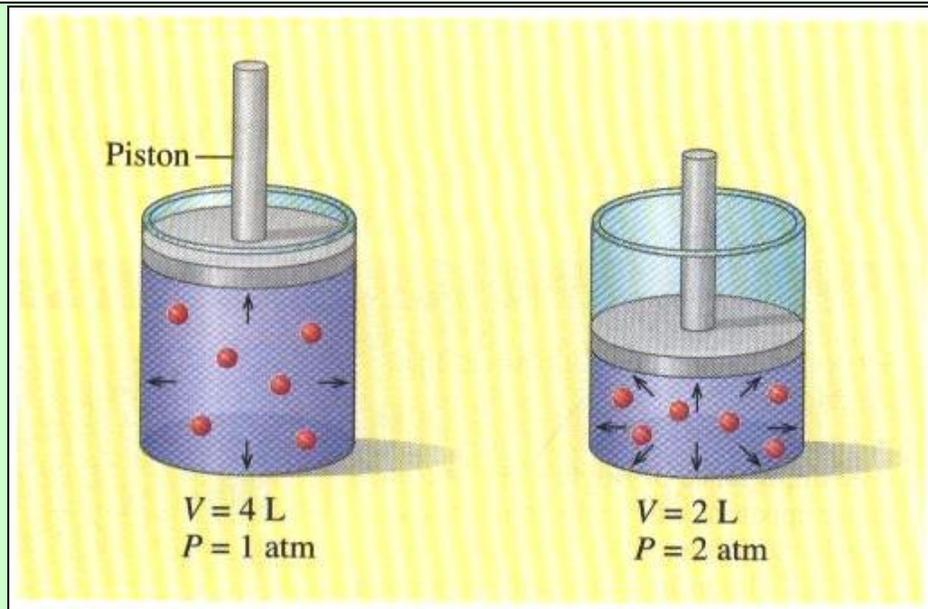


Fig. 23 : Boyle's law: As volume decreases, gas molecules become more crowded, which causes the pressure to increase. Pressure and volume are inversely related

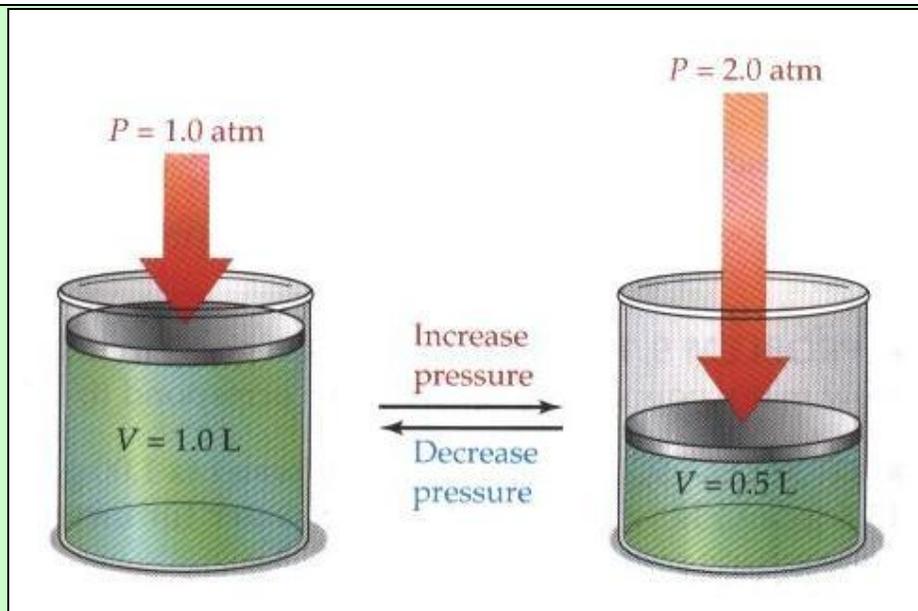


Fig. 24 : Boyle's law.

At constant n and T , the volume of an ideal gas decreases proportionately as its pressure increases. If the pressure is doubled, the volume is halved. If the pressure is halved, the volume is doubled.

الفصل الثاني : قوانين الغازات
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

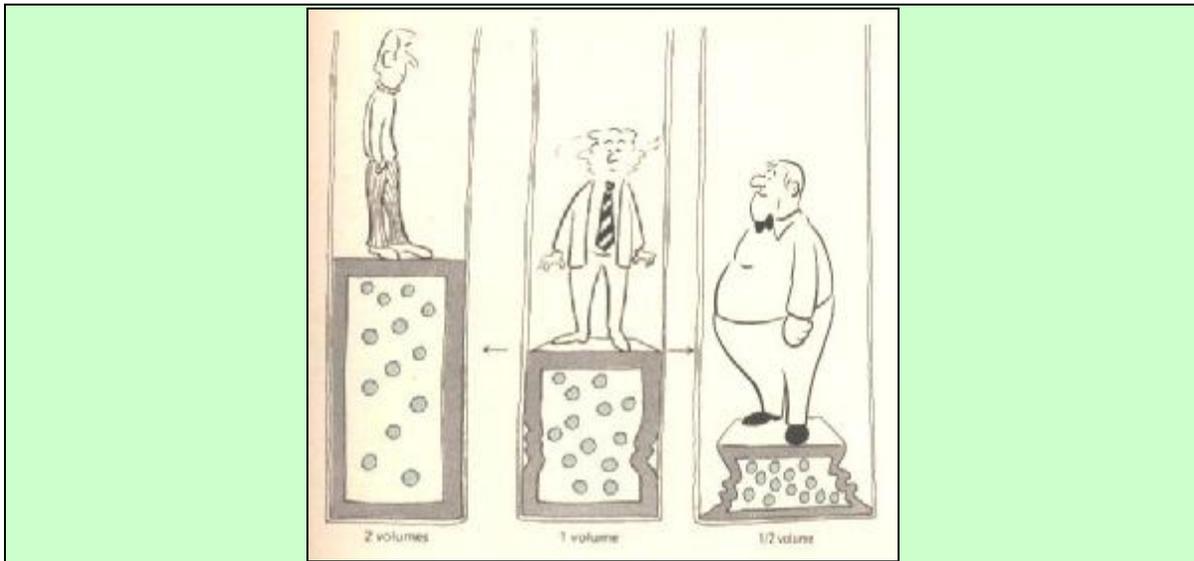


Fig. 25 : A demonstration of Boyle's Law. Temperature is constant.

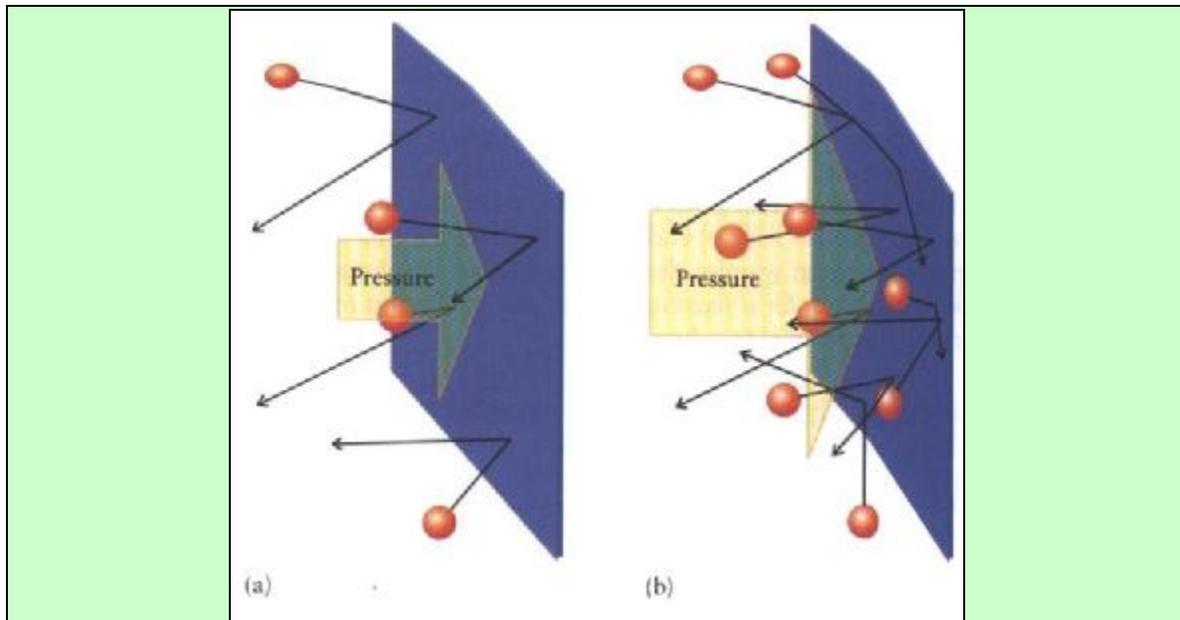


Fig. 26 :

a) As we have seen, the pressure of a gas arises from the impacts of its molecules on the walls of the container.

b) When the volume of a sample is decreased, there are more molecules in a given volume, so there are more collisions with the walls. Because the total impact on the walls is now greater, so is the pressure. In other words, decreasing the volume occupied by a gas without changing its temperature increases its pressure.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وأي شخص استعمل منفاخ درجات هوائية على دراية بهذه العلاقة العكسية بين ضغط وحجم الغاز. فعندما يدفع المكبس بقوة الى أسفل، ينضغط الغاز الى حجم أصغر بينما يرتفع ضغطه (شكل ٢٧) وإذا سمحنا للغاز المضغوط بالإنطلاق نستطيع استعماله مثلاً في نفخ إطار.

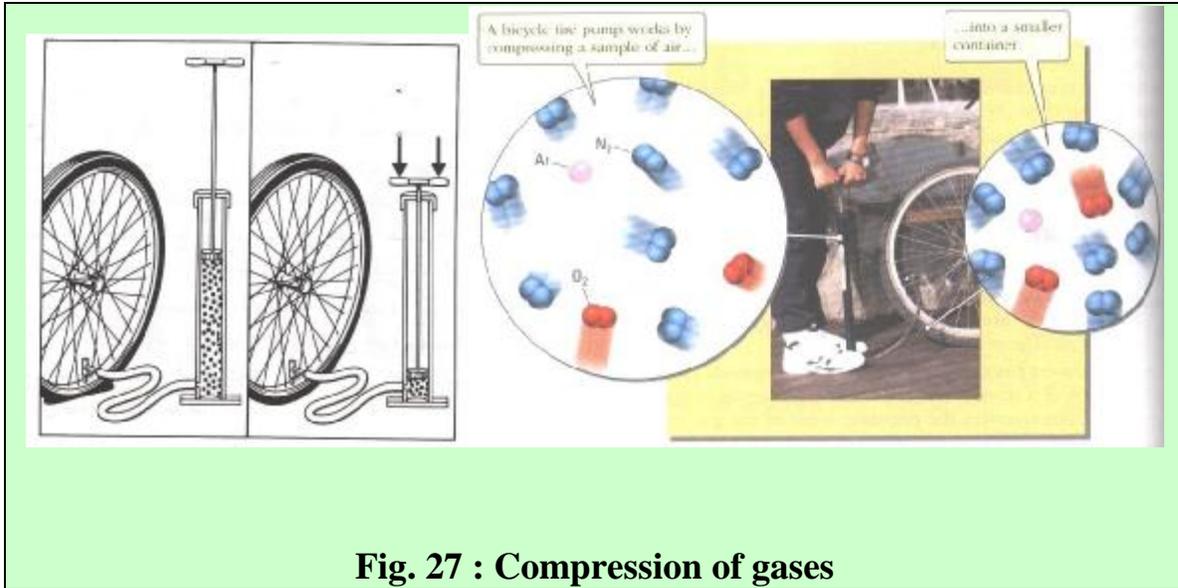


Fig. 27 : Compression of gases

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

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

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

$$PV = K$$

أي أن حاصل ضرب ضغط الغاز في حجمه (PV) هو كمية ثابتة (K) وأن قيمة الثابت تعتمد على درجة الحرارة (T) وكتلة الغاز (كميته n) وكذلك على طبيعة الغاز (نوعه). والعلاقة (PV = K) تتحقق فقط عند ثبوت درجة الحرارة وكمية الغاز، ولكنها ستتغير إذا تغير أحدهما أو كلاهما، مما يدل على أن قيمة (K) تحتوي فيما تحتوي عليه على قيمة الكمية (n) وعلى قيمة درجة الحرارة (T)، وإلا لما تغيرت بتغيرهما أو بتغير أحدهما.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وما دام ضغط الغاز منخفضاً (أقل من أو مساوياً لـ 10 ضغط جوي 10 atm) ودرجة

حرارته مرتفعة (أكثر من أو تساوي 200 °K) فإن PV يبقى ثابتاً.

وتسمى العملية التي تكون فيها درجة الحرارة ثابتة "العملية ذات درجة الحرارة الثابتة أو

العملية الأيسوثيرمية " Isothermal Process.

ولهذا وضع بويل عام 1662م قانونه الشهير للعلاقة بين الضغط والحجم لغاز والذي

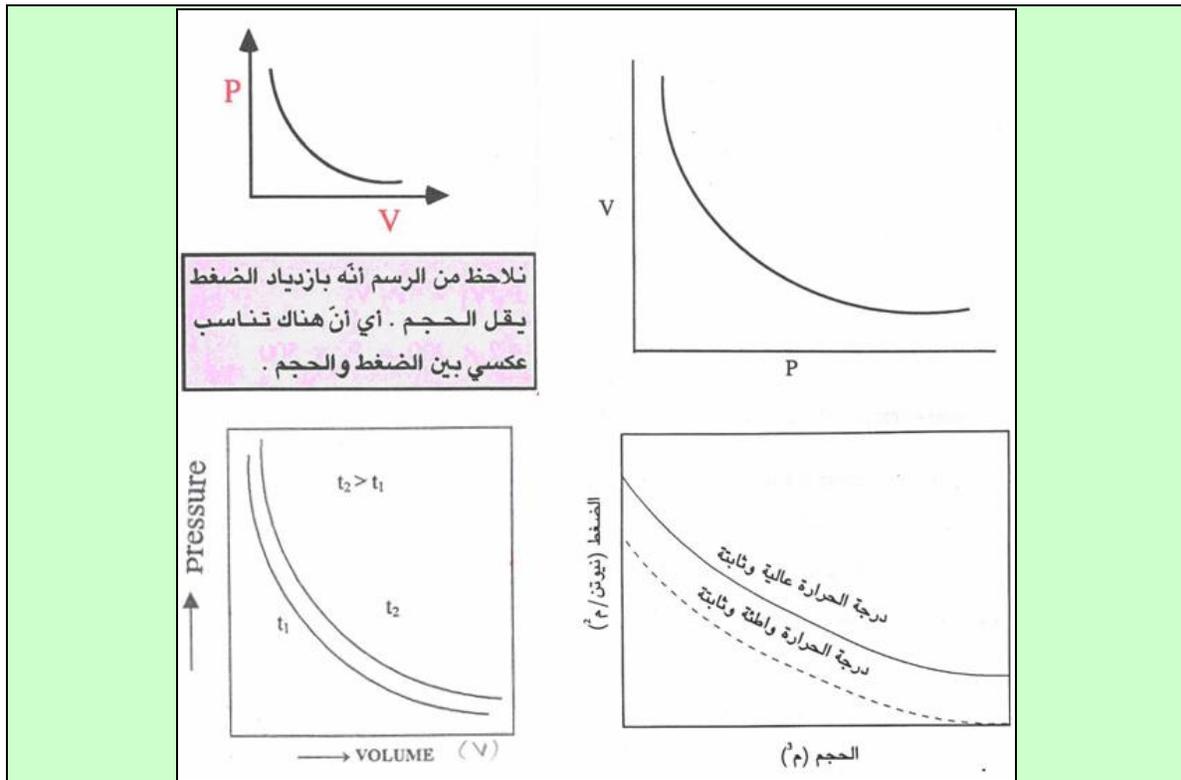
ينص على :

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

وتعرض عادة نتائج الضغط والحجم عند ثبوت درجة الحرارة ، كالتالي حصل عليها بويل،

عند إثبات قانونه، بيانياً برسم العلاقة بين الضغط مقابل الحجم. ويعتبر المنحني

المخروطي الزائد الناتج عند درجة حرارة ثابتة مثلاً لأيسوثيرم.



شكل ٢٨ : العلاقة العكسية بين الحجم والضغط لنفس الكمية من الغاز وعند نفس درجة الحرارة .

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

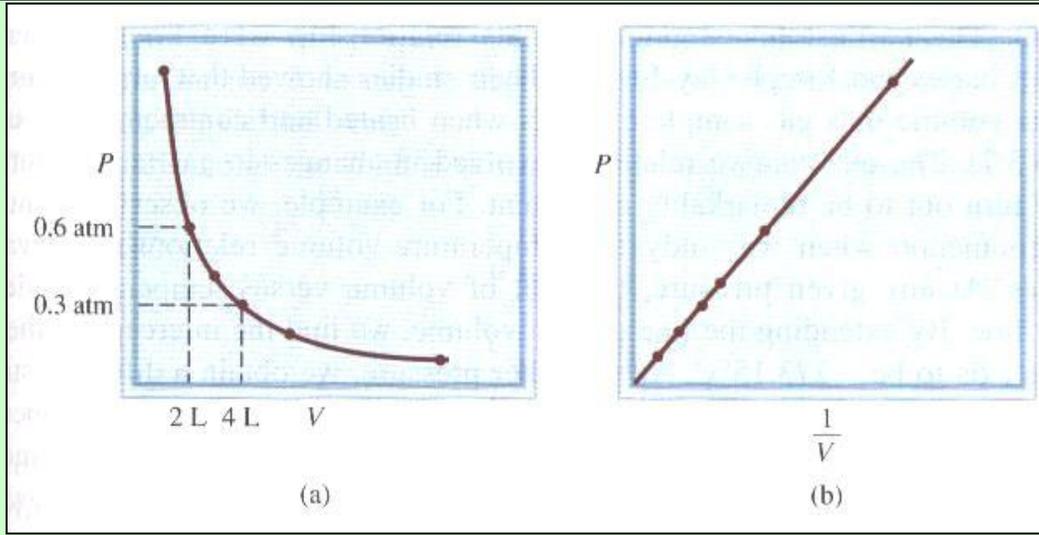


Fig. 29 : Graphs showing variation of the volume of a gas with the pressure exerted on the gas, at constant temperature. (a) P versus V . Note that the volume of the gas doubles as the pressure is halved. (b) P versus $1/V$

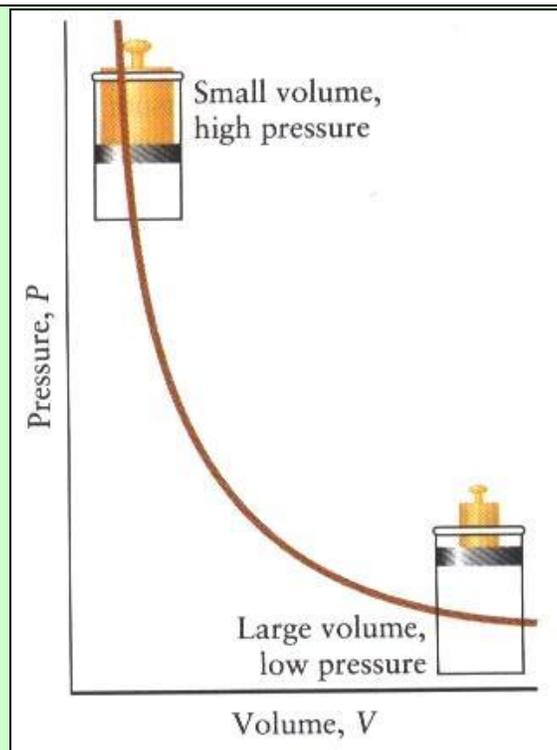


Fig. 30 : Boyle's law summarizes the effect of pressure on the volume of a fixed amount of gas at constant temperature.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

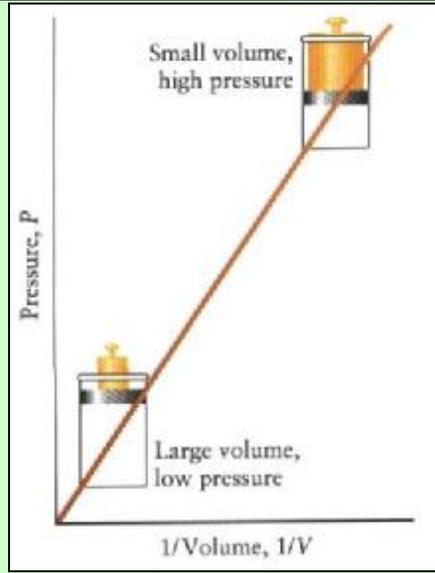
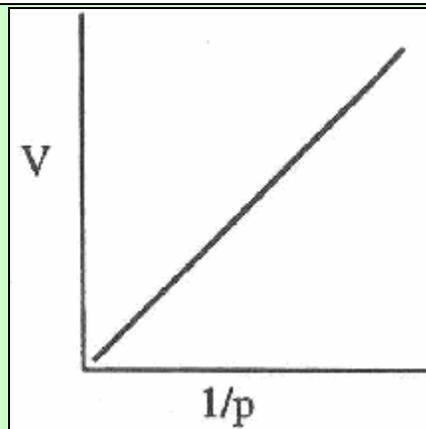


Fig. 31 : When the pressure is plotted against 1/volume, a straight line is obtained. For real gases, Boyle's law breaks down at high pressures beyond the scope of this graph, and a straight line is not obtained in these regions.

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

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

نحصل على الرسم البياني بالشكل (٣٢) والذي ميله يساوي الثابت K



شكل ٣٢

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

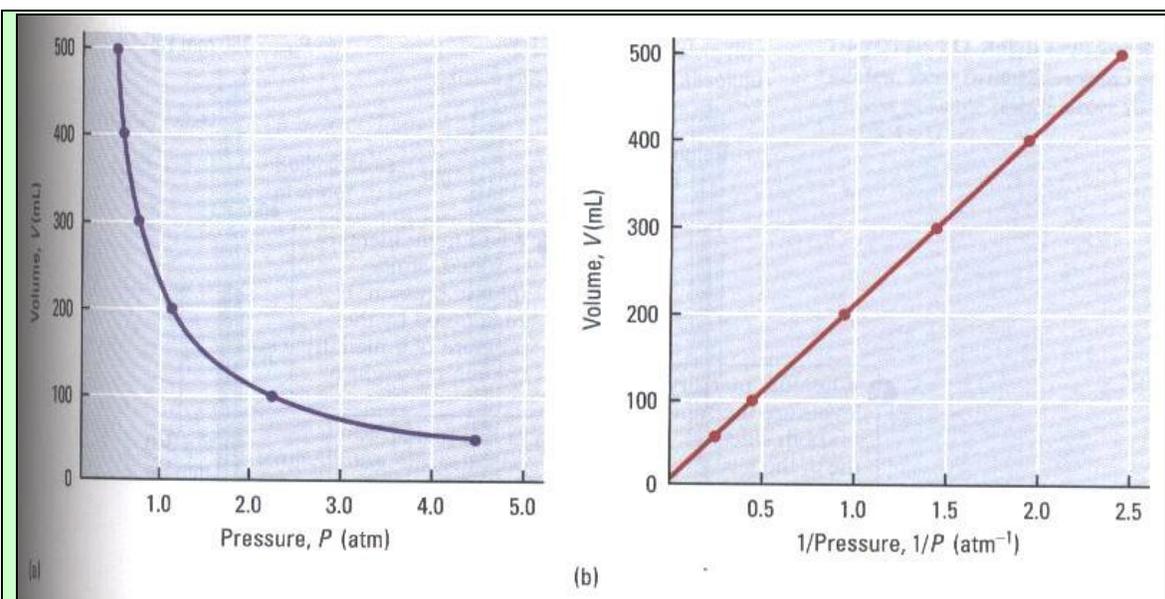


Fig. 33 : Graphical illustration of Boyle's law.

a) Volume V versus pressure P. This curve shows the inverse proportionality between volume and pressure. As pressure, volume decreases. b) V versus 1/P. A linear plot results.

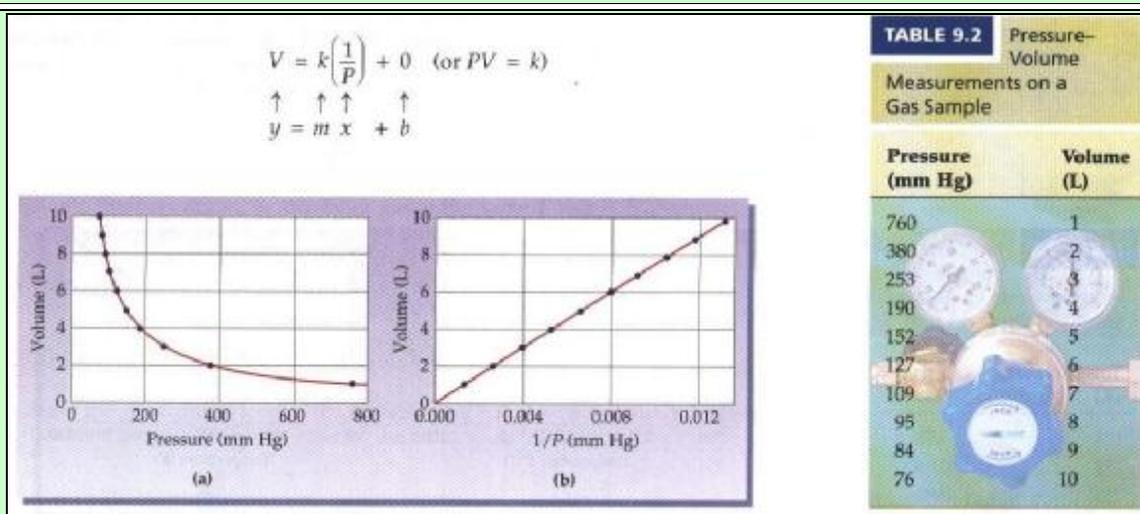


Fig. 34 : Boyle's law.

(a) A plot of V versus P for a gas sample is a hyperbola, but (b) a plot of V versus 1/P is a straight line. Such a straight-line graph is characteristic of equations having the form $y = m x + b$ (where $b = 0$) ($V = k(1/P) + 0$) or $PV = k$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

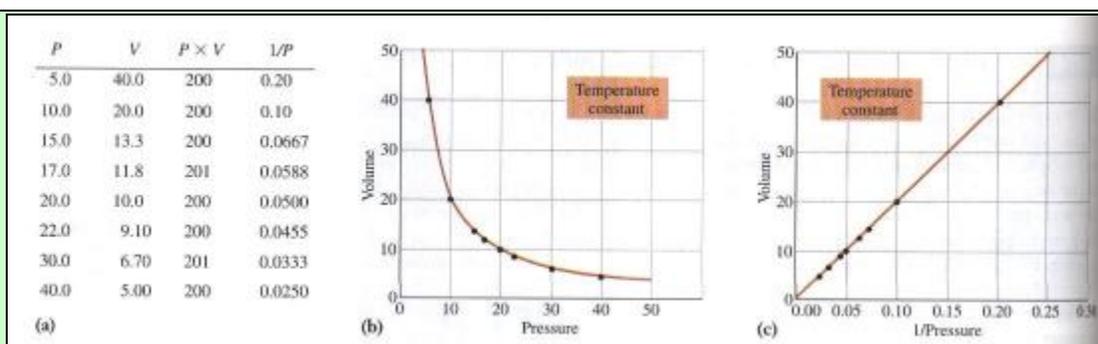


Fig. 35 : Measured values of P and V are presented in the first two columns, on an arbitrary scale. (b, c) Graphical representations of Boyle's Law, using the data of part (a). (b) V versus P. (c) V versus 1/P

وعندما يتحول الغاز بعملية أيزوثيرمية (ثبوت درجة الحرارة) من شروط أولية (حالة محددة بالقيمتين الابتدائيتين (P_1, V_1) الى شروط نهائية (حالة أخرى لها قيمتان جديدتان) (P_2, V_2) ونظراً لثبات حاصل ضرب $(P \times V)$ فإنه يمكن كتابة قانون بويل على صورة ملائمة حيث تؤول علاقة بويل الى :

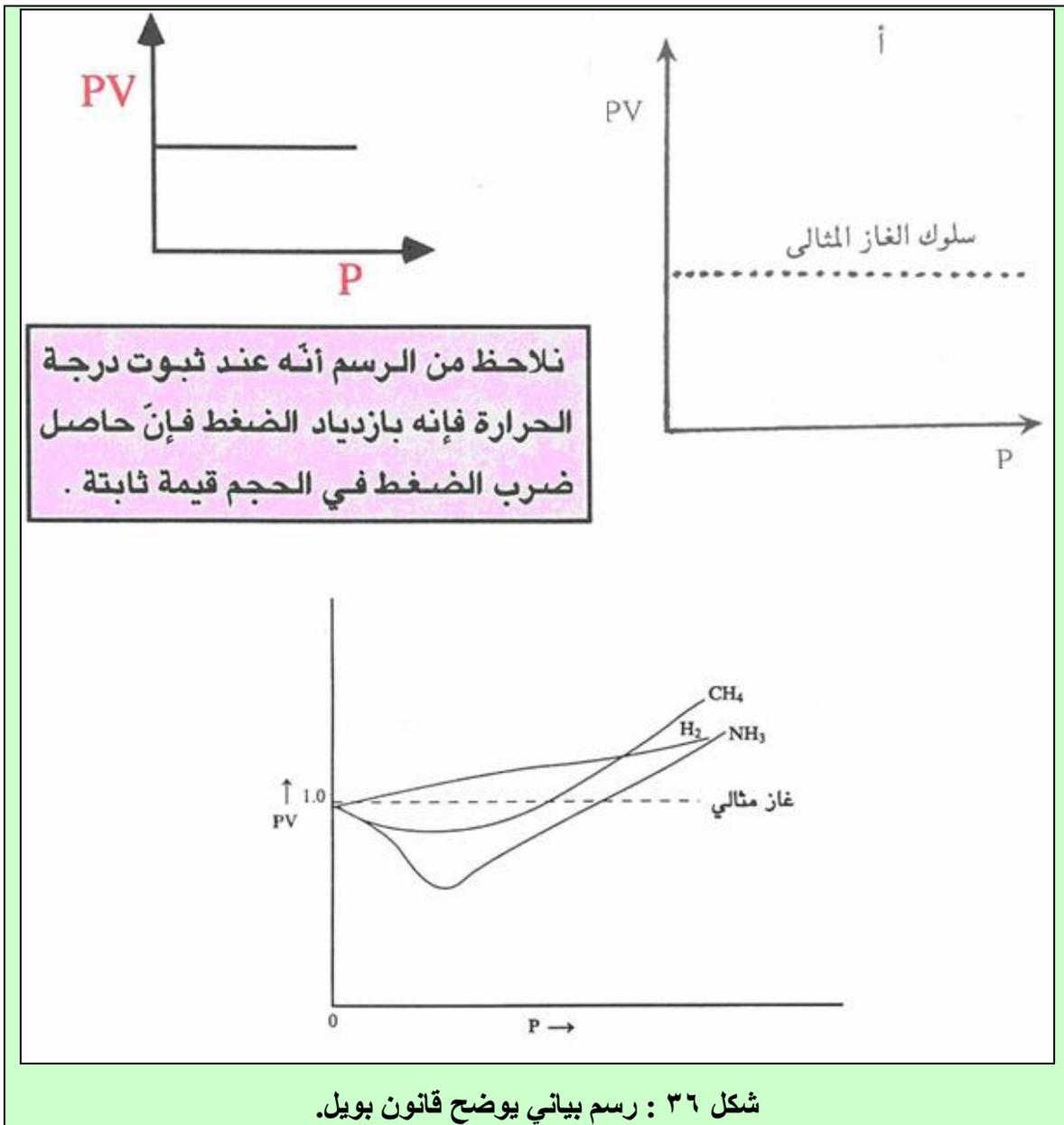
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

وبما أن حاصل ضرب الضغط في الحجم يساوي كمية ثابتة عند درجة حرارية ثابتة لذا فإنه عند رسم العلاقة بين (PV) على محور الصادات و (P) على محور السينات فإنه يجب أن يكون الخط أفقياً مستقيماً، شكل (٣٦). وهذا الرسم البياني يمثل بوضوح سلوك الغاز الذي يتبع قانون بويل، والغاز الذي يخضع لقانون بويل بشكل كامل تحت جميع الظروف يدعى بالغاز المثالي (Ideal Gas) علماً بأن فكرة المثالية هذه هي فكرة نظرية بحتة.

والغازات تتصرف بشكل مثالي (السلوك المثالي) عموماً (تخضع لقانون بويل تقريباً) تحت الظروف التي نواجهها عادة في المختبر (عند الضغوط ودرجات الحرارة العادية) ، والى درجة الدقة في أغلب حساباتنا، أي أنها تخضع لقانون بويل والعلاقة $(PV = K)$ والغازات التي تحيد عن هذا القانون (الغازات الحقيقية) لا تعطي خطأ مستقيماً.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

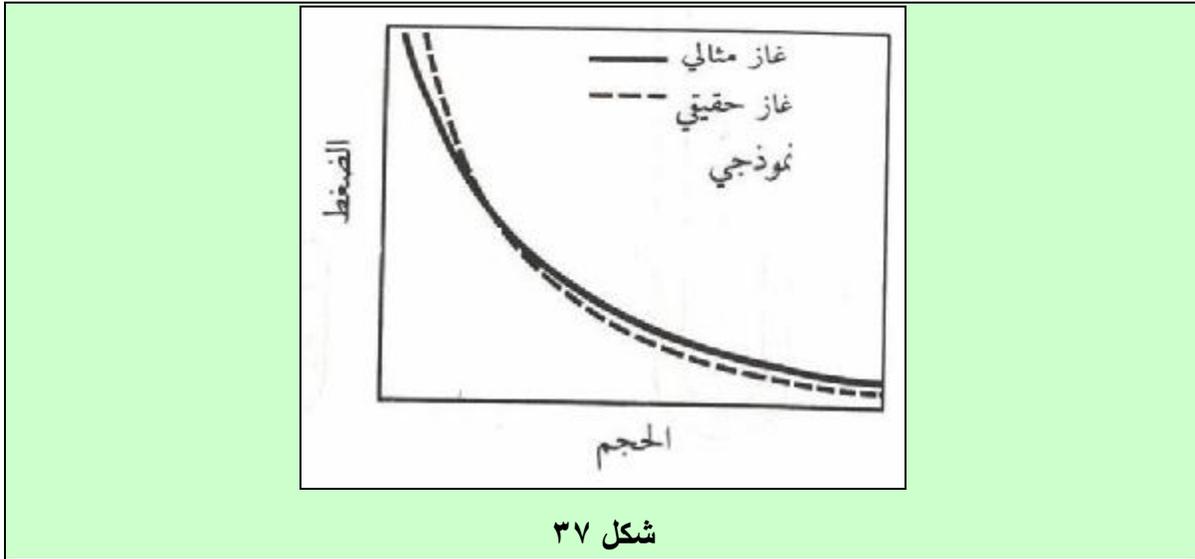
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



وقد وجد العالمان ريكنولت (Regnault) وأمقات (Amagat) أن الخط السابق ليس أفقياً أي أن الغازات لا تخضع خضوعاً تاماً لقانون بويل وأن النتائج التي استنتج بويل عليها قانونه غير كافية.
الشكل (٣٦ ج).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



شكل ٣٧

وفي الشكل (٣٧) فإن (الخط المتصل) يمثل العلاقة العكسية بين P, V المستنتجة من قانون بويل، إلا أن الغازات الحقيقية مثل: H_2, O_2, N_2 لا تتبع هذا التصرف المتنبأ به تماماً

وتطيع (تخضع) الغازات الحقيقية لقانون بويل القانون عند الضغوط المنخفضة ودرجات الحرارة العالية في حين تشذ عن هذا القانون عند الضغوط المرتفعة ودرجات الحرارة المنخفضة. وبالتالي فإن الإختلاف عن السلوك المثالي للغازات يعود إما الى زيادة الضغط أو الى درجة الحرارة المنخفضة وكذلك سهولة تسهيل تلك الغازات فعند الضغوط المنخفضة فإن أحجام الغازات المقاسة تتقارب مع حجوم الغازات المثالية، وبالتالي فالغازات تنصاع لقانون بويل بشكل جيد عندما تكون ضغوطها منخفضة. أما عند الضغوط العالية جداً، يكون الحجم المقاس للغاز الحقيقي أكبر الى حد ما من ذلك المقدر بقانون بويل.

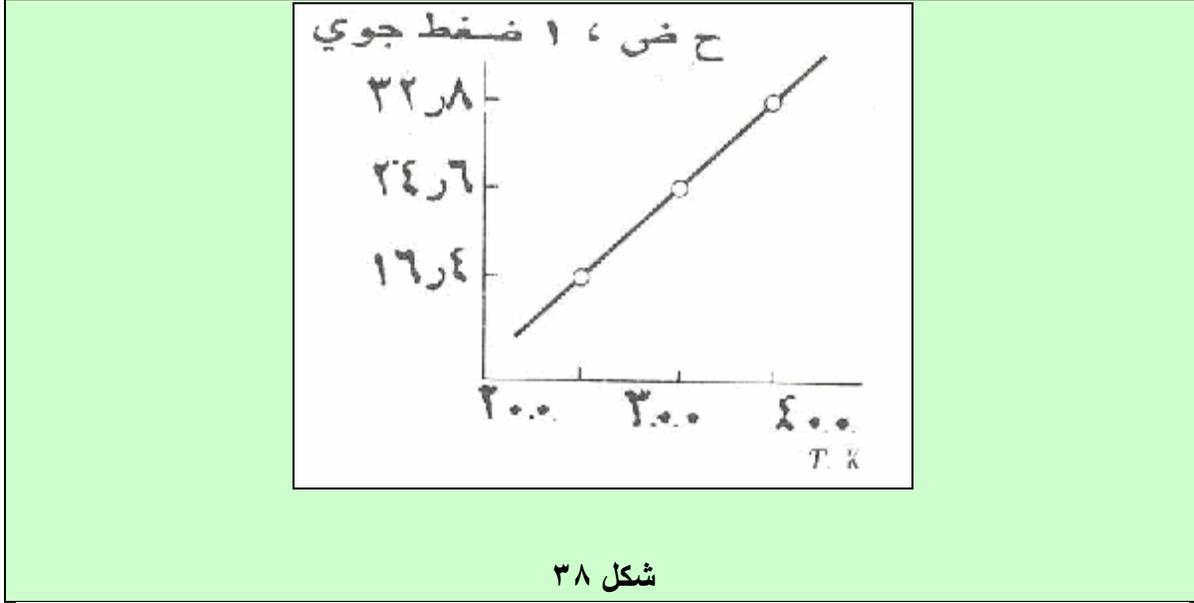
وبالتالي فإنه في حالة الغازات الحقيقية فإن قيمة (PV) تتغير من حالة لأخرى، ويزداد مقدار الفرق بين قيمتها في الحالتين التاليتين :

- كلما ازدادت قيمة الضغط أكثر وأكثر

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

- وكلما كانت درجة الحرارة التي تتم عندها عملية القياس أقل (منخفضة). والواقع أن حاصل ضرب $P \times V$ يتناسب طردياً مع درجة الحرارة، ويبقى مقداراً ثابتاً طالما لم تتغير درجة الحرارة



ويبين الشكل (٣٨) أن هذا المقدار ($P \times V$) هو دالة خطية لدرجة الحرارة. وهذه الملاحظة هامة عند التعامل بالتفصيل فيما بعد مع النظرية الجزيئية للغازات. وبدراسة المعطيات التجريبية في جدول (١١).

جدول ١١ : معطيات (ضغط - حجم) بالنسبة لـ (39.95 g) من غاز الأرجون

درجة الحرارة (°C)	V (L)	P (atm)	PV
100 °C	2.000	15.28	30.560
	1.000	30.52	30.520
	0.500	60.99	30.500
	0.333	91.59	30.530
- 50 °C	2.000	8.99	17.980
	1.000	17.65	17.650
	0.500	34.10	17.050
	0.333	49.50	16.500

ففي كل هذه التجارب تكون كمية الغاز ثابتة عند (39.95 g)، وتكون درجة الحرارة ثابتة إما عند (100 °C) أو (- 50 °C). ويقاس الضغط عندما تكون الكمية المعطاة من

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

غاز محتواه في حجوم مختلفة. وقيم حاصل ضرب (PV) في العمود الأخير التي يمكن الحصول عليها من ضرب القيم في العمودين الثاني والثالث، يجب أن تكون وفقاً لقانون بويل، ثابتة، عند درجة حرارة ثابتة. وتوضح المعطيات المبينة، أنه عند درجة حرارة عالية يكون قانون بويل مطاعاً الى حد بعيد. ولكن عند درجة حرارة منخفضة لا يكون حاصل ضرب (PV) ثابتاً، ولكنه يتناقص تناقصاً له مغزى كلما ازداد الضغط، حيث لا يكون قانون بويل مطاعاً. وبعبارة أخرى، فإنه كلما نقصت درجة حرارة الأرجون (Ar) ، فإن سلوكه يحيد عن ذلك المصنف في قانون بويل. ويمكن إدراك حقيقة أن الحيود عن قانون بويل يزداد عند ضغوط أعلى، من المعطيات التجريبية بالنسبة للأستيلين والمعطاة في الجدول (١٢).

جدول ١٢ : نواتج حاصل ضرب PV بالنسبة لعينة من الأسيتلين.

P, atm	0.5	1.0	2.0	4.0	8.0
PV	1.0057	1.0000	0.9891	0.9708	0.9360

فعندما يزداد الضغط الى الضعف من (0.5) الى (1.0 atm) فإن حاصل الضرب (PV) لا يتغير جوهرياً، بحيث أنه في هذا المدى من الضغط، فإن سلوك غاز الأسيتلين يتبع قانون بويل الى حد معقول. ولكن عندما يزداد الضغط الى الضعف من (4.0) الى (8.0 atm) فإن حاصل الضرب (PV) ينقص بأكثر من (3 %) ، في هذا المدى من الضغط، حيث لا يكون قانون بويل مطاعاً الى حد بعيد. وبالنسبة لأي غاز، فإنه كلما كان الضغط أدنى، كلما كان الإقتراب من سلوك قانون بويل أشد. وعندما يكون قانون بويل مطاعاً، فإنه يقال إن الغاز يظهر سلوكاً مثالياً.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

تطبيقات على قانون بويل

مثال (١٠)

يبلغ ضغط كمية معينة من غاز في إناء حجمه (4 L) مقدار (2 atm) عند (0 °C) فكم يبلغ ضغط نفس الكمية عند نفس درجة الحرارة إذا وضعت في إناء حجمه (2 L)؟

الحل

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
P	2 atm	P ₂
V	4 L	2 L
T	constant	constant
n	constant	constant

بتطبيق علاقة بويل :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)$$

$$P_2 = 2 \text{ atm} \left(\frac{4 \text{ L}}{2 \text{ L}} \right)$$

$$P_2 = 4 \text{ atm}$$

ويمكن حل هذه المسألة من فهم العلاقة النصية لقانون بويل، فقانون بويل ينص على أن العلاقة بين الضغط والحجم علاقة عكسية، ومن المسألة فإن حجم الإناء نقص (من 4 L إلى 2 L) وبالتالي فإن الضغط سيزداد، ولكي نوجد الضغط الجديد (P₂) فإننا نضرب الضغط الأولي (P₁) في كسر من الحجم بحيث يزداد الضغط الأولي، ومن الملاحظ أن قسمة الحجم الأولي (V₁) على الحجم النهائي (V₂) ، تعطي قيمة أعلى من الواحد وبالتالي ضرب هذه القيمة بالضغط الأولي (P₁) يعطي الضغط النهائي (P₂) :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_2 = P_1 \left(\text{Ration of volume that increase in pressure} \right)$$

$$\left(\frac{V_1}{V_2} = \frac{4}{2} = 2 \right)$$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)$$

$$P_2 = 2 \text{ atm} \times \left(\frac{4}{2} \right) = 4 \text{ atm}$$

مثال (١١)

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.

الحل

يمكن حل هذه المسألة بقانون بويل مباشرة كما يلي :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$15 \text{ atm} \times 5 \text{ L} = 3 \text{ atm} \times V_2$$

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

$$V_2 = 25 \text{ L}$$

ويمكن حل المسألة من معرفة قانون بويل الذي يمثل العلاقة العكسية بين الضغط والحجم، ومن المسألة فإن الضغط النهائي انخفض مما يعني زيادة في الحجم. لذلك فإن الحجم النهائي (V_2) عبارة عن حاصل ضرب الحجم الابتدائي (V_1) بكسر (يمثل النسبة بين الضغط الابتدائي والنهائي) أكبر من الواحد، ولا يكون أكبر من الواحد إلا بقسمة الضغط الابتدائي ($P_1 = 15 \text{ atm}$) على الضغط النهائي ($P_2 = 3 \text{ atm}$) كما يلي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$V_2 = V_1 \times (\text{pressure ratio})$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right)$$

$$V_2 = 5 \text{ L} \left(\frac{15 \text{ atm}}{3 \text{ atm}} \right)$$

$$V_2 = 25 \text{ L}$$

مثال (١٢)

2 L من غاز الأوكسجين (O_2) تحت ضغط 760 mmHg كتلته 1.42 g (افرض عدم تغير في درجة الحرارة). ما كثافة الغاز بوحدة g/L إذا زاد الضغط الى 8 atm؟

الحل

في هذا السؤال كانت وحدة الضغط الابتدائي هي (mmHg) ووحدة الضغط النهائي هي (atm)، ولتطبيق قيم الضغط الابتدائية (P_1) والنهائية (P_2) فإنه لا بد وأن يكون لها نفس الوحدة، لذلك لا بد أن تكون وحدة الضغط إما (atm) أو (mmHg)، وبأخذ الوحدة (atm) لذلك نحول القيمة 760 mmHg الى وحدة (atm) : حيث أن العلاقة بينهما :

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$\Rightarrow P_1 = 760 \text{ mmHg} \times \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) = 1 \text{ atm}$$

وقبل إيجاد الكثافة للغاز في حالته النهائية لا بد أن نوجد من قانون بويل حجمه النهائي (V_2) :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$1 \text{ atm} \times 2 \text{ L} = 8 \text{ atm} \times V_2$$

$$V_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{8 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 0.25 \text{ L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ويمكن ايجاد الحجم بطريقة (Pressure ratio) كما سبق :

$$V_2 = V_1 \times (\text{pressure ratio})$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right)$$

$$V_2 = 2 \text{ L} \left(\frac{1 \text{ atm}}{8 \text{ atm}} \right)$$

$$V_2 = 0.25 \text{ L}$$

ولكي نوجد الكثافة للغاز في حجمه النهائي ($V_2 = 0.25 \text{ L}$) نتبع العلاقة :

$$d = \left(\frac{m}{V} \right)$$

$$d = \frac{1.42 \text{ g}}{0.25 \text{ L}}$$

$$d = 5.68 \text{ g/L}$$

مثال (١٣)

اسطوانة ذات مكبس متحرك تحتوي على 540 cm^3 من غاز الأوكسجين تحت ضغط يساوي 63.3 kPa فإذا تحرك المكبس حتى أصبح حجم نفس الكتلة 325 cm^3 فاحسب الضغط النهائي داخل الأسطوانة.

الحل

بتطبيق قانون بويل :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)$$

$$P_2 = 63.3 \text{ kPa} \left(\frac{540 \cancel{\text{cm}^3}}{325 \cancel{\text{cm}^3}} \right)$$

$$P_2 = 105.17 \text{ kPa}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ثانياً : العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة

Volume – Temperature Relationship

قانون تشارلز (1787) – جي لوساك (1802)

Charles' - Gay Lusac's Law and the Absolute Temperature

مضى أكثر من قرن زمني على اكتشاف العلاقة المناظرة لقانون بويل (قانون تشارلز)، وهي العلاقة بين حجم الغاز (V) ودرجة الحرارة (T). ويرجع السبب في طول تلك الفترة التاريخية الى صعوبة إدراك مفهوم درجة الحرارة إذا ما قورن بمفهوم الضغط. وعلى الرغم من أنه يمكن إدراك الفروق بين البارد والساخن إلا أن الطرق اللازمة للتقدير الكمي "درجة الحرارة" لم تكن سهلة الإبتكار. وعلى كل فقبيل نهاية القرن الثامن عشر أصبحت طريقة قياس درجة الحرارة بواسطة استخدام تمدد سائل في أنبوبة زجاجية (مثل الترمومتر الحالي)، طريقة مقبولة لقياس درجة الحرارة. وبالإضافة الى ذلك فقد اتفق في قارة أوروبا على مقياس لدرجة الحرارة تمثل فيه درجة الصفر بنقطة تجمد الماء ودرجة المائة بنقطة غليان الماء عند الضغط الجوي. كما أتاح وجود الترمومترات والإتفاق على قياس درجات الحرارة الفرصة لدراسة التغير في حجم الغاز مع التغير في درجة الحرارة.

ومن الملاحظ أن جميع المواد تتمدد عند تسخينها ، ويتفاوت مقدار التمدد من مادة لأخرى. ويتعرض الهواء الجوي وجميع الغازات الأخرى عند تسخينها (عند ضغط ثابت) لتغيرات كبيرة في الحجم (تتمدد حرارياً). ويمكن عملياً قياس الزيادة في الحجم بزيادة درجة الحرارة، وذلك بحبس كمية ثابتة لغاز في اسطوانة مزودة بمكبس منزلق كما في الشكل (٣٩) وحيث أن الكتلة فوق قمة المكبس ثابتة، فإن العينة من الغاز تبقى عند ضغط ثابت. ويلاحظ أنه كلما سخن الغاز، فإن المكبس يتحرك للخارج، ويزداد الحجم.

ولقد درس العالم الكيميائي الفرنسي جاك الكسندر تشارلز Jacques Alexander Charles عام ١٧٨٧ م ، وكان رائد البالونات في ذلك الوقت، وكذلك درس غاي لوساك

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

في نفس الفترة، تأثير التغير في درجة الحرارة على حجم كمية معينة من الغاز موضوعه تحت ضغط ثابت، فوجد أنه إذا تم تسخين غاز بحيث أن الضغط يبقى ثابتاً، يتمدد الغاز (يزيد حجمه) وأن معدل التمدد مع زيادة درجة الحرارة كان ثابتاً وكان نفسه لجميع الغازات التي درسها مادام الضغط بقي ثابتاً. وهذا الاكتشاف لم يميز حتى قريباً من القرن الماضي.

وقد أجرى العالمان تشارلز Charles وجاي لوساك Gay-Lussac دراسات كمية على هذا السلوك للغازات انتهت بما يعرف الآن بقانون تشارلز حيث أوضحت دراستهما أنه عند الضغط الثابت فإن حجم عينة من الغاز يتمدد بالتسخين وينكمش بالتبريد. وبصفة خاصة فإن الغازات تتمدد أكثر من المادة الصلبة أو السائلة، أما التمدد الحراري الذي تتعرض له المواد الصلبة والسائلة، فيمكن إهماله في كثير من الأحيان لأنه يسبب زيادة بسيطة في الحجم كما يتضح من الجدول (١٣) الذي يقارن الزيادة في حجم 1 ml من كل من الهواء والماء والحديد عند التسخين من درجة صفر مئوي الى درجة 100 °C تحت ضغط جوي.

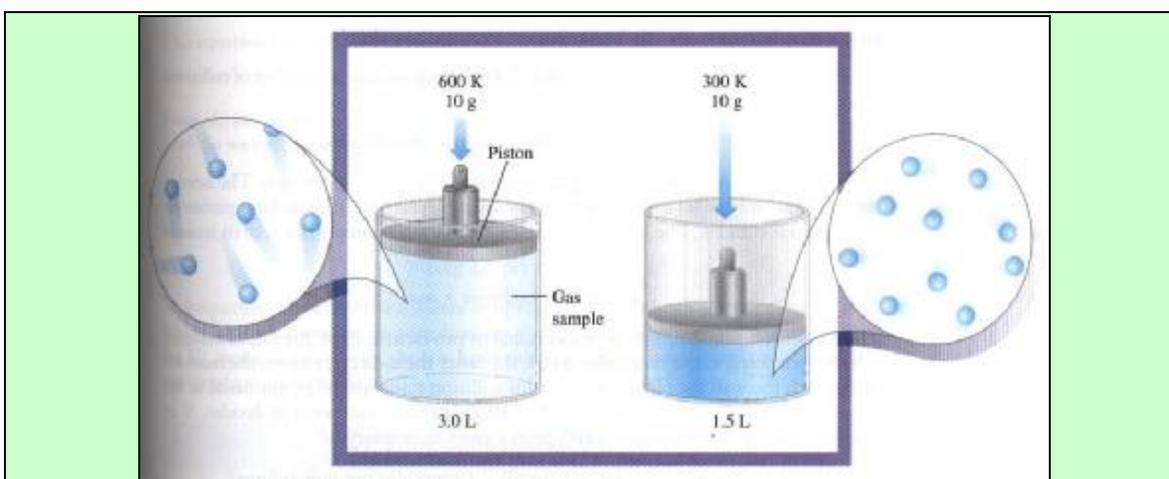
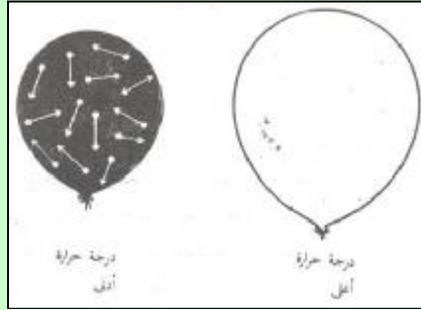


Fig. 39 : A molecular interpretation of Charles Law – the change in volume of a gas with changes in temperature (at constant pressure). At the lower temperature, molecules strike the walls less often and less vigorously. Thus, the volume must be less to maintain the same pressure.

الفصل الثاني : قوانين الغازات
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



شكل ٤٠

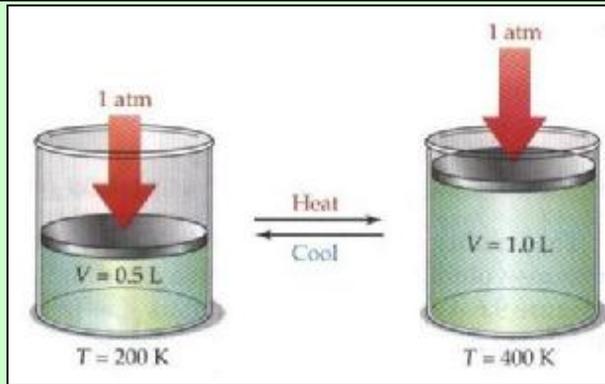


Fig. 41 : Charles's law. At constant n and P , the volume of an ideal gas increases proportionately as its absolute temperature increases. If the absolute temperature is doubled, the volume is doubled. If the absolute temperature is halved, the volume is halved.

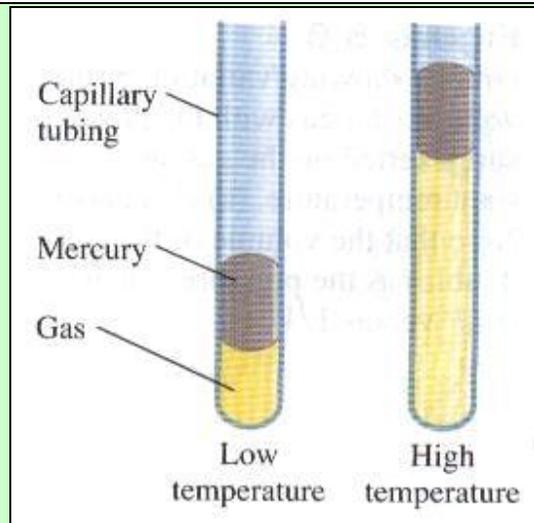


Fig. 42 : Variation of the volume of a gas sample with temperature, at constant pressure. The pressure exerted on the gas is the sum of the atmospheric pressure and the pressure due to the weight of the mercury.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

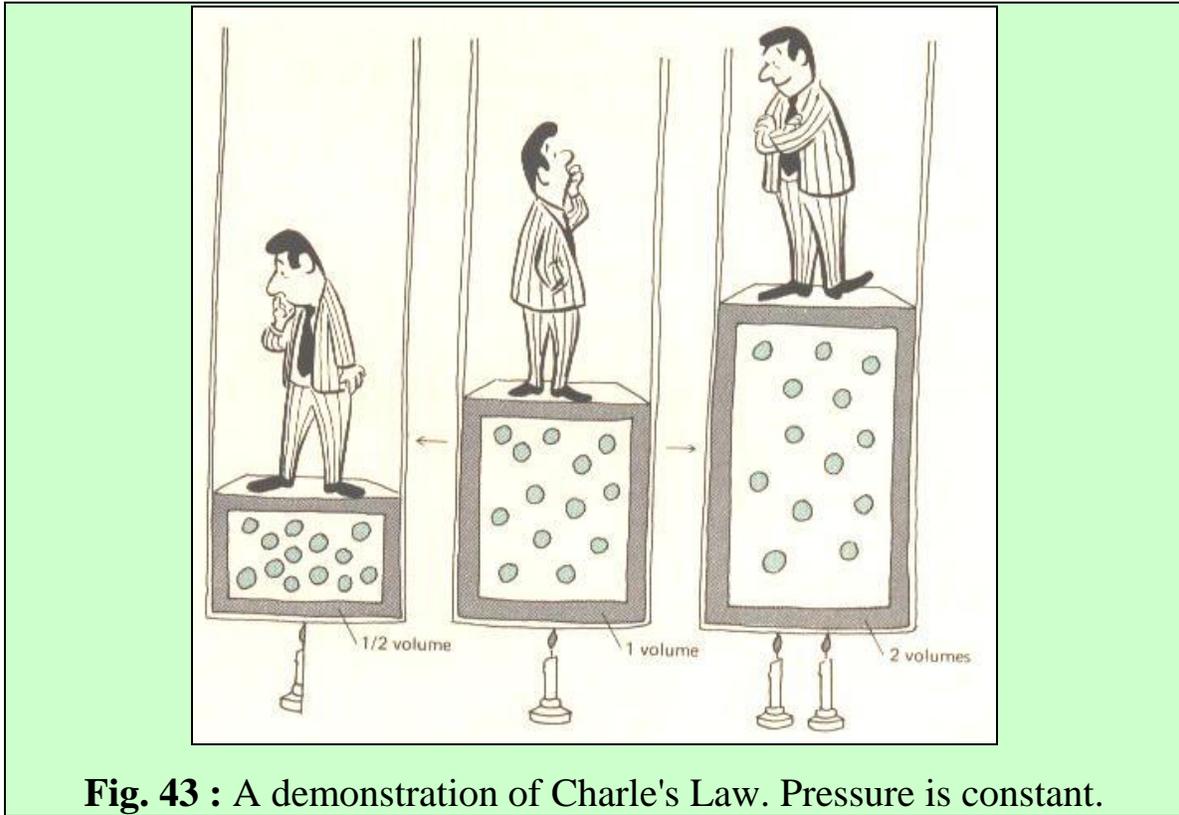


Fig. 43 : A demonstration of Charle's Law. Pressure is constant.

جدول ١٣ : التغير في حجوم المواد الصلبة والسائلة والغازية عند تسخينها

التغير في الحجم		الحجم بوحدة الملليتر (ml)		المادة
النسبة المئوية %	ملليتر ml	عند درجة 100 °C	عند درجة 0 °C	
37 %	0.37	1.37	1.00	هواء
4 %	0.04	1.04	1.00	ماء
3 %	0.03	1.03	1.00	حديد

إن علاقة حجم الغاز (V) ودرجة الحرارة (T) التي تم دراستها من قبل العالم الفرنسي تشارلز 1787م، وطورها (Gay-Lussac) في عام 1802م، تبين العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة للغازات.

وتنص هذه العلاقة على أنه :

عند ضغط ثابت، يزداد (أو يقل) حجم كمية معينة من أي غاز بمقدار ثابت $\left(\frac{1}{273.15}\right)$ من حجمها عند درجة الصفر المئوي كلما ازدادت (أو قلت) درجة حرارة الغاز بمقدار درجة مئوية واحدة".

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الصيغة الرياضية لقانون تشارلز :

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{1}{273.15} \right) t_1 V_0$$

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{t_1}{273.15} \right) V_0$$

$$V_1 = \left(V_0 + \frac{V_0 t_1}{273.15} \right)$$

$$V_1 = \frac{273.15 V_0 + V_0 t_1}{273.15}$$

$$V_1 = \frac{273.15 V_0 + V_0 t_1}{273.15}$$

$$V_1 = V_0 \left(\frac{273.15 + t_1}{273} \right)$$

والمقدار $\left(\left(\frac{t_1}{273.15} \right) V_0 \right)$ في العلاقة :

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{t_1}{273.15} \right) V_0$$

يعبر عن مقدار التغير في الحجم (زيادة بزيادة درجة الحرارة، أو نقصاً بنقصان درجة الحرارة).

ويعرف المقدار $\left(\frac{1}{273.15} \right)$ في العلاقة :

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{1}{273.15} \right) t_1 V_0$$

بمعامل التمدد الحراري الحجمي.

وقد وجد أن العديد من الغازات مثل الأكسجين (O_2) والنيتروجين (N_2) والهيليوم (He) والنشادر (NH_3) وثاني أكسيد الكربون (CO_2) وثاني أكسيد الكبريت (SO_2)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

والأرجون (Ar) لها نفس القيمة لمعامل التمدد الحراري الحجمي أي $\left(\frac{1}{273.15}\right)$ ، وللتبسيط في حساباتنا سنستخدم الرقم (273) بدلاً من (273.15) ونهمل الجزء العشري (0.15).

والعلاقة :

$$V_1 = V_0 \left(\frac{273 + t_1}{273} \right)$$

علاقة خط مستقيم حيث يرسم (V_1) على محور الصادات و (t) على محور السينات. وبالتالي فإن حجم كمية ثابتة من الغاز عند ضغط ثابت يزداد بشكل خطي مع ازدياد درجة الحرارة (أنظر الأشكال ٤٤ – ٤٩)

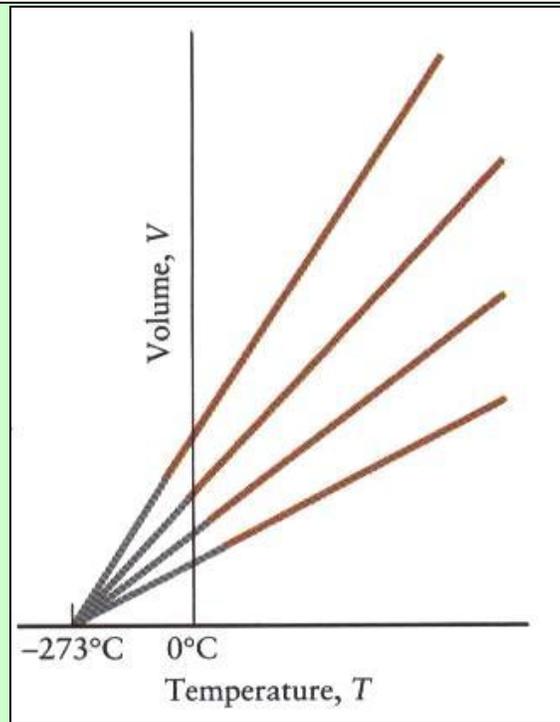


Fig. 44 : The extrapolation of data for a number of gases suggests that the volume of all gases should become 0 at $-273\text{ }^\circ\text{C}$ ($T = 0$ on the Kelvin scale). All gases condense to liquids well before that temperature is reached.

الفصل الثاني : قوانين الغازات
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

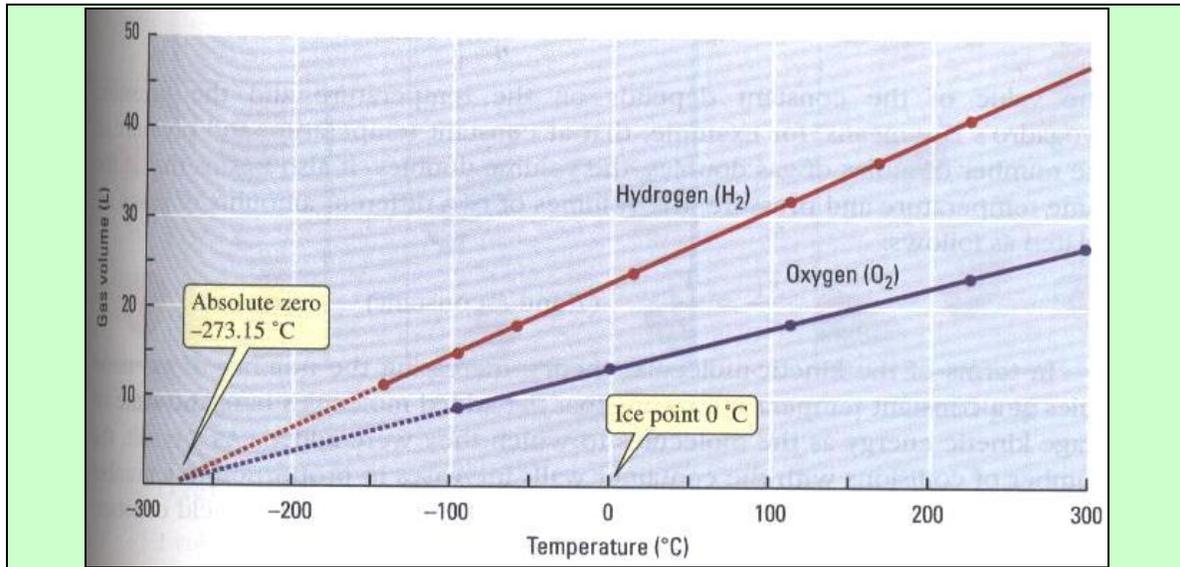


Fig. 45 : Charles's law. The volumes of two different samples of gases decrease with decreasing temperature (at constant pressure and constant molar amount). These graphs (as would those of all gases) intersect the temperature axis at about (- 273 °C).

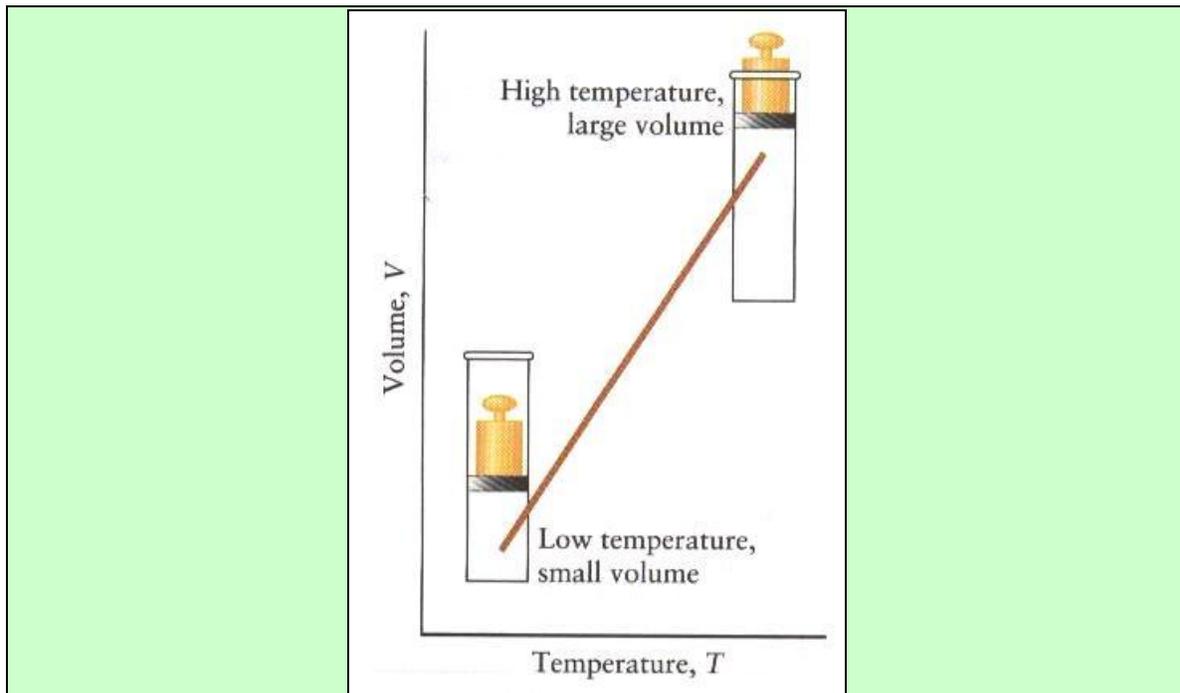


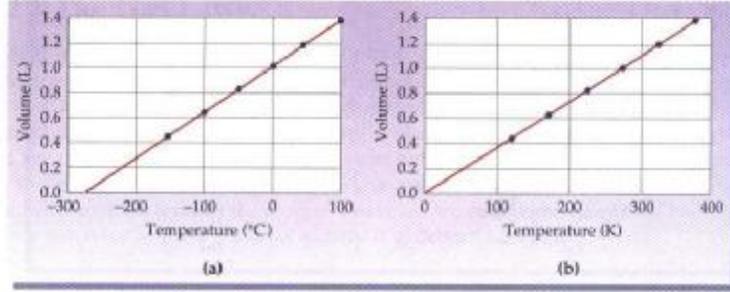
Fig. 46 : When the temperature of a gas is increased and it is free to change its volume at constant pressure (as depicted by the constant weight acting on the piston), the volume increases. A graph of volume against temperature is a straight line.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

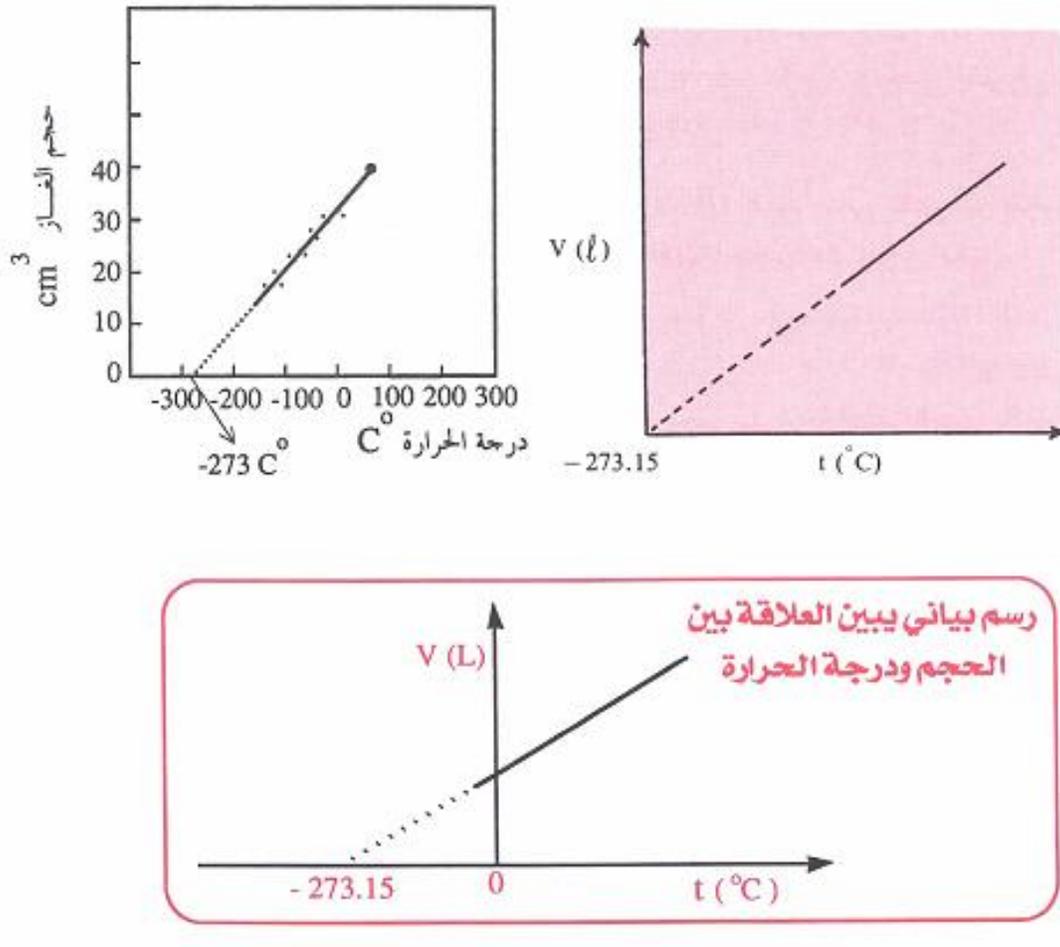
TABLE 9.3 Temperature-Volume Measurements on a Gas Sample at Constant n, P

Temperature (K)	Volume (L)
123	0.45
173	0.63
223	0.82
273	1.00
323	1.18
373	1.37



▲ **FIGURE 9.8** Charles' law. A plot of V versus T for a gas sample is a straight line that can be extrapolated to absolute zero.

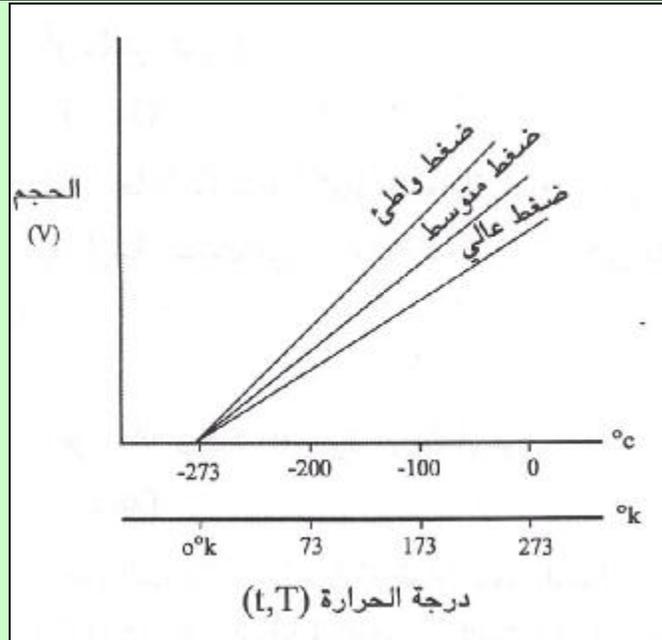
شكل ٤٧



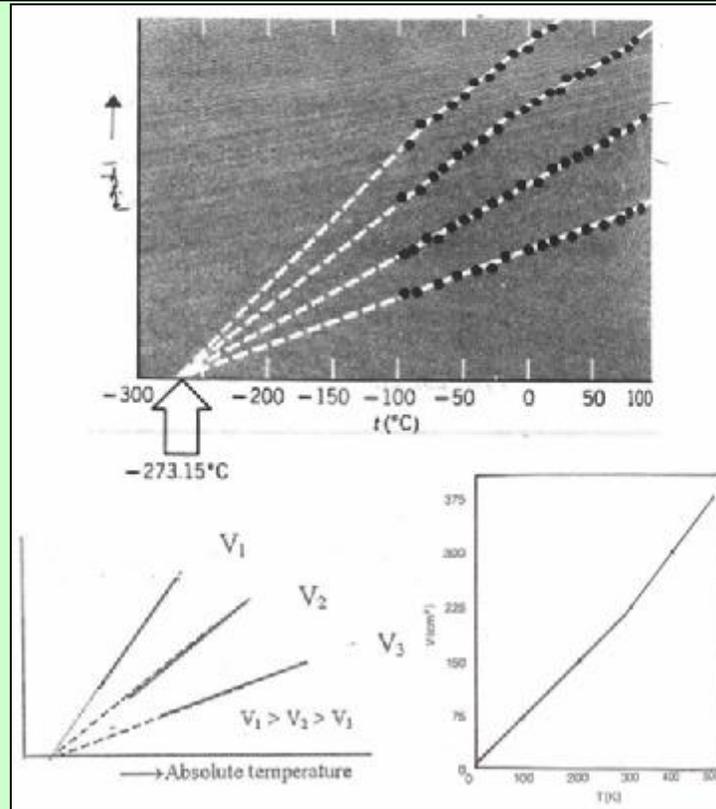
شكل ٤٨

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



شكل ٥٠ : علاقة الحجم بدرجة الحرارة للغاز عند ضغوط مختلفة ثابتة



شكل ٤٩

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

حيث تقع النقط على خط مستقيم، موضحة أن الحجم يتغير خطياً (linearly) مع درجة الحرارة. وإذا خفضت درجة الحرارة، بمقدار كاف، فإن الغاز يتكثف، ولا يمكن الحصول على أي نقط تجريبية. وإذا مد الخط المستقيم، أو بالإستكمال، نحو درجات حرارة أدنى، كما هو مبين بالخط المتقطع، فإنه يصل نقطة لحجم قدره الصفر. ودرجة الحرارة التي يصل عندها الخط المتقطع حجماً قدره الصفر هي $(-273.15 \text{ }^\circ\text{C})$ ، بصرف النظر عن نوع الغاز المستعمل، أو الضغط الذي تجري عنده التجربة. والإشارة إلى النقطة $(-273.15 \text{ }^\circ\text{C})$ بأنها الصفر المطلق (0 K) معقولة، نظراً لأن درجات الحرارة الأدنى من ذلك سوف ترادف حجماً سالباً.

مثال توضيحي لقانون تشارلز

إذا كان حجم الغاز في درجة الصفر المئوي $(V_0 = 273 \text{ cm}^3)$ ، فإنه عند ثبات الضغط يزداد الحجم بواقع $\left(\frac{1}{273}\right)$ من حجمه في درجة الصفر إذا زادت درجة حرارته درجة مئوية واحدة، أي تكون الزيادة:

$$\frac{1}{273} \times 273 = 1 \text{ cm}^3$$

بزيادة درجة الحرارة درجة مئوية واحدة.

ولحساب الحجم الجديد (V_1) نتبع علاقة تشارلز السابقة:

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{t}{273}\right)V_0$$

$$V_1 = 273 + \left(\frac{1}{273}\right) \times 273$$

$$V_1 = 273 + 1 = 274 \text{ cm}^3$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وإذا زادت درجة الحرارة درجتين مئويتين فإن مقدار الزيادة في الحجم تكون $\left(\frac{2}{273}\right)$ من حجمه في درجة الصفر أي تكون مساوية :

$$\frac{2}{273} \times 273 = 2 \text{ cm}^3$$

ولحساب الحجم الجديد (V_1):

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{t}{273}\right)V_0$$

$$V_1 = 273 + \left(\frac{2}{273}\right) \times 273$$

$$V_1 = 273 + 2 = 275 \text{ cm}^3$$

كما أن انخفاض درجات الحرارة يؤدي الى نقصان الحجم بنفس المقدار أي أن أي انخفاض في درجة الحرارة يؤدي الى نقص الحجم بمقدار $\left(\frac{1}{273}\right)$ من حجم الغاز في درجة الصفر المئوي فعند انخفاض درجة الحرارة درجة مئوية واحدة فإن النقص في الحجم يساوي :

$$\frac{1}{273} \times 273 = 1 \text{ cm}^3$$

والحجم الجديد (V_1) هو :

$$V_1 = V_0 - \left(\frac{t}{273}\right)V_0$$

$$V_1 = 273 - \left(\frac{1}{273}\right) \times 273$$

$$V_1 = 273 - 1 = 272 \text{ cm}^3$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٤)

س) عينة من الغاز حجمها 150 ml عند درجة الصفر المئوي. احسب حجم الغاز عند تسخينه الى درجة 25 °C مع ثبوت ضغطه.

الحل

$$V_1 = V_0 + \left(\frac{t_1}{273} \right) V_0$$

$$V_1 = 150 \text{ ml} + \left(\frac{25 \text{ }^\circ\text{C}}{273 \text{ }^\circ\text{C}} \right) \times 150 \text{ ml}$$

$$V_1 = 163.74 \text{ ml}$$

ويمكن تمثيل العلاقة بين درجة الحرارة والحجم في صورة خطية كالمبينة بالخطوط المتصلة في الشكلين (٥١، ٥٢). ومن الواضح بالشكل أن العلاقة هي علاقة خط مستقيم كما يتطلبه القانون ، ومثل هذا المنحنى الذي تم الحصول عليه عند ثبوت الضغط ويسمى isobar

وحيث أن الحجم يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة، يصل حجم الغاز نظرياً الى الصفر عند درجة الصفر المطلق، لكن الغاز تتم إسالته وتجمده قبل الوصول الى الصفر المطلق.

فباستكمال المنحنيات خط الحجم – درجة الحرارة البياني بالإستقراء كما هو مبين في الشكلين (٥١، ٥٢).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

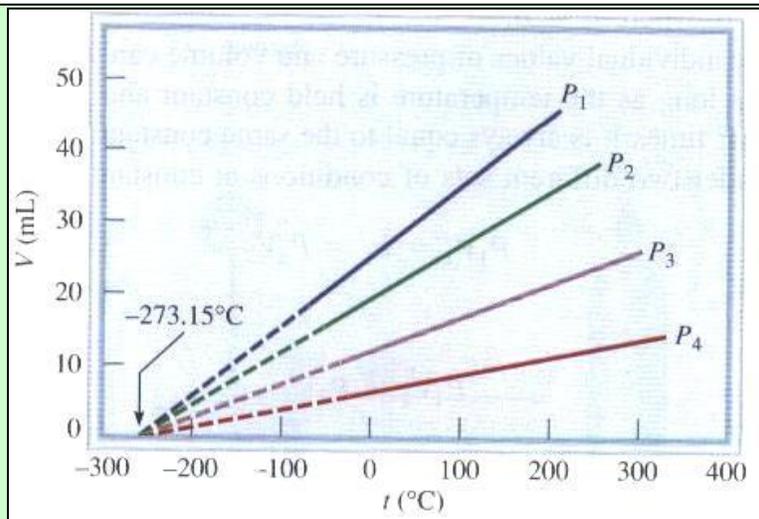


Fig. 51 : Variation of the volume of a gas sample with temperature, at constant pressure. Each line represents the variation at a certain pressure. The pressure increase from P_1 to P_4 . All gases ultimately condensed (become liquids) if they are cooled to sufficiently low temperatures; the solid portions of the lines represent the temperature region above the condensation point. When these lines are extrapolated, or extended (the dashed portions), they all intersect at the point representing zero volume and temperature of $(-273.15\text{ }^\circ\text{C})$.

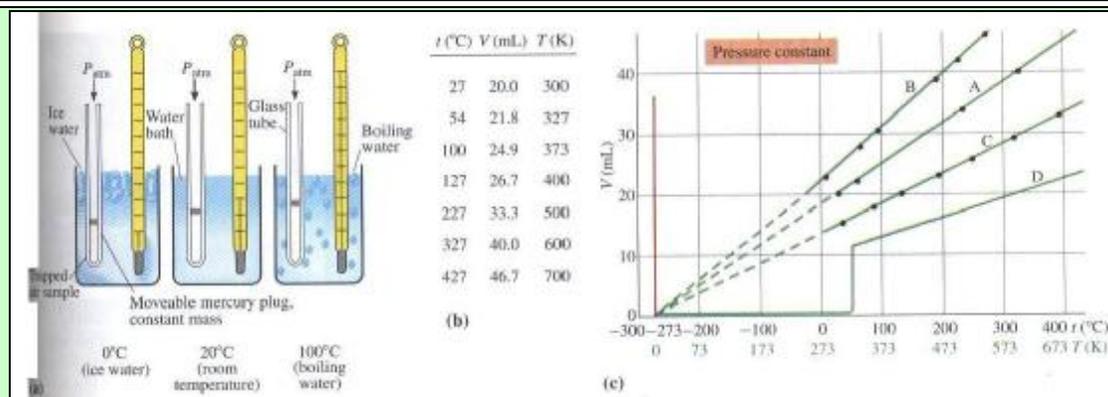


Fig. 52 : An experiment showing that the volume of an ideal gas increases as the temperature is increased at constant pressure.

a) A mercury plug of constant weight, plus atmospheric pressure, maintains a constant pressure on the trapped air.

b) Some representative volume-temperature data at constant pressure. The relationship becomes clear when t (C) is converted to T (K) by adding 273.

c) A graph in which volume is plotted versus temperature on two different scales. Lines A, B, and C represent the same mass of the same ideal gas at different pressures. Line A represents the data tabulated in part (b). Graph D shows the behaviour of a gas that condenses to form a liquid (in this case, at $50\text{ }^\circ\text{C}$) as it is cooled. The volume does not really drop to zero when the gas forms a liquid, but it does become much smaller than the gaseous volume.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

نرى من الرسم أن الخط المستقيم الذي يمثل العلاقة بين درجة الحرارة والحجم لو امتد على استقامته لتقاطع مع خط درجة الحرارة عند الدرجة (-273.15°C). والشيء الملفت للنظر أن هذا التصرف نفسه يلاحظ في أي غاز!

وتمثل هذه النقطة درجة الحرارة التي يكون لكل غاز عندها حجم يساوي الصفر ($V = 0$) إذا لم تتكثف أو يكون لها حجم سالب عند درجات حرارة أقل، وبما أن الحجوم السالبة غير معقولة، فيجب أن تمثل أقل درجة حرارة ممكنة وتدعى درجة الصفر المطلق (Absolute Zero).

وعند هذه الدرجة التي يفترض أن يكون عندها حجم الغاز يساوي صفراً (من الناحية النظرية ولكن هذا لا يحدث في الواقع العملي حيث من المستحيل وفقاً لقانون التحويل الكتلي الذي ينص على أن الكتلة لا يمكن تحطيمها أو تخليقها)، إضافة إلى ذلك فإن الغازات تتم إسالتها قبل ذلك وأحياناً تتحول إلى الحالة الصلبة (كما في غاز CO_2) وبالتالي لا يمكن تطبيق قانون تشارلز - جي لوساك لأنه لم يعد غازاً.

أيضاً درجة الحرارة (-273°C) لم يتم التوصل لها عملياً، حيث أقل درجة حرارة هي درجة حرارة الهيليوم (He) السائل وهي تصل إلى (-269°C).

وفي ضوء هذا السلوك الموحد (جميع المنحنيات يحدث استكمالها حتى $V = 0$ عند درجة حرارة تساوي (-273.15°C) يكون من الأنسب قياس درجات الحرارة من هذه النقطة أي من ($t = -273^{\circ}\text{C}$) بدلاً من قياسها من درجة الصفر المئوي (Celsius Scale) المعتاد.

استخدم العلماء هذا السلوك للغازات كأساس لمقياس حرارة جديد، مقياس الحرارة المطلقة "مقياس كيلفن". حيث لا حظ اللورد كيلفن (1848)، فيزيائي بريطاني، أنه عند مد خطوط مختلفة للحجم والحرارة، تعود إلى الحجم zero (الخطوط المقطعة) ينتج تقاطع مشترك. وهذا التقاطع هو (-273.15°C). وحدد كيلفن درجة الحرارة (-273.15K) على أنها أقل درجة حرارة يمكن بلوغها نظرياً وسميت بالصفر المطلق. واتخذ كيلفن الصفر المطلق كنقطة بداية لمقياسه الذي يساوي تدريجه (واحد كيلفن في المقدار واحد درجة مئوية). ومقياس درجة الحرارة المطلقة ليس له علامة الدرجة كما في التدرج المئوي ($^{\circ}\text{C}$). وتكريماً لعمل اللورد كيلفن سمي هذا المقياس الحراري بمقياس درجة حرارة كيلفن.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

وإذا أبقينا على مقدار المدى الأساسي لدرجة الحرارة على ما هو عليه في التدرج المئوي واكتفينا بإزاحة الصفر فقط فإننا نحصل على مقياس كلفن لدرجة الحرارة المطلقة (Absolute Kelvin Temperature Scale) وتصبح العلاقة بين درجة الحرارة على هذا التدرج T ودرجة الحرارة على التدرج المئوي (t) هي :

$$T = t + 273.15$$

ويرمز عادة لدرجة الحرارة على هذا التدرج المطلق بالرمز كلفن (K) نسبة الى اللورد كلفن الذي اقترح هذا المقياس بعد هذه النتيجة النظرية (1848).
وبإدخال تدرج درجة الحرارة المطلقة أسفل التدرج المئوي يمكن استنباط علاقة بين الحجم (V) ودرجة الحرارة (T) على نمط علاقة (PV) لبويل. وباستكمال الخطوط المستقيمة في الشكلين (٥١، ٥٢).
حتى الحجم صفر عند درجة الحرارة المطلقة (T = 0) يمكننا من كتابة العلاقات التالية :

$$\begin{aligned} V &\propto T \\ V &= KT \\ \Rightarrow \frac{V}{T} &= K \end{aligned}$$

وتعرف هذه النتيجة بقانون جاي لوساك الذي طورها، كما تسمى أحياناً بقانون تشارلز لأنه هو الذي ابتدأها، وتنص هذه النتيجة على أنه :

(عند ثبوت الضغط يتناسب حجم كمية معينة من غاز ما تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة).
The volume of a fixed amount of gas at constant pressure is directly proportional to the absolute temperature.

وكما هو الحال في قانون بويل فإن كثيراً من الغازات تتبع القانون تقريباً وتصبح تبعية غاز لقانون تشارلز خاصية أخرى إضافية لسلوك الغاز المثالي.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وفي كثير من الأحيان نتعامل مع حجم كتلة معلومة من غاز عند درجتين مختلفتين من الحرارة لذلك يمكننا استخدام العلاقة العامة للحجم ودرجة الحرارة للغاز المثالي عند ثبوت الضغط في صورتها الآتية :

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

وهذه العلاقة صحيحة فقط عندما يعبر عن درجة الحرارة بالمقياس المطلق.

$$V_1 = V_0 \left(\frac{273 + t_1}{273} \right) \text{ إثبات قانون تشارلز } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ من القانون الأولي}$$

عند (t_1)

$$V_1 = V_0 \left(\frac{273 + t_1}{273} \right)$$

وعند درجة حرارة أخرى (t_2) يكون حجم V_2 كالاتي :

$$V_2 = V_0 \left(\frac{273 + t_2}{273} \right)$$

وبقسمة (V_1) على (V_2) :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_0 \left(\frac{273 + t_1}{273} \right)}{V_0 \left(\frac{273 + t_2}{273} \right)}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{273 + t_1}{273 + t_2}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \left(\frac{273 + t_1}{273} \right) \times \left(\frac{273}{273 + t_2} \right)$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{273 + t_1}{273 + t_2}$$

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

والخضوع لقانون شارل بدقة يعني أن الغازات لن تتكثف عندما تبرد، لذلك يعتبر التكثف تصرفاً غير مثالي، وتتصرف الغازات الحقيقية أكثر فأكثر بشكل لا مثالي عند اقترابها من درجة حرارة تكثفها. وهذا يعني أن الغازات تتصرف بشكل مثالي عند درجات الحرارة العالية وضغوط منخفضة نسبياً.

س) أثبت من خلال قانون تشارلز أنه عند درجة حرارة (°C - 273) فإن حجم الغاز يؤول إلى صفر؟

$$V_1 = \left(V_0 + \frac{V_0 t_1}{273} \right)$$

$$V_1 = \left(\frac{273 V_0}{273} + \frac{V_0 (-273)}{273} \right)$$

$$V_1 = V_0 \left(\frac{273 - 273}{273} \right)$$

$$V_1 = 0$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

أي أن انخفاض درجة الحرارة الى (-273°C) يؤدي من الوجهة النظرية الى تلاشي حجم الغاز وتعرف هذه الدرجة بالصفر المطلق وتساوي بالتحديد (-273.16°C).

تبسيط معادلة تشارلز الأولية $V_1 = \left(V_0 + \frac{V_0 t_1}{273} \right)$ **باستعمال مقياس كلفن :**

باستعمال مقياس كلفن أو مقياس درجة الحرارة المطلقة حيث يرمز لهذه الدرجة (K) لتمييزها عن الدرجة المئوية (C) والعلاقة بين المقياسين :

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

$$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} - 273$$

وبتعويض المعادلة ($^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$) في المعادلة : $V_1 = \left(V_0 + \frac{V_0 t_1}{273} \right)$ نحصل على :

$$V_1 = \left(V_0 + \frac{V_0 (K - 273)}{273} \right)$$

$$V_1 = \left(\frac{273 V_0}{273} + \frac{V_0 (K - 273)}{273} \right)$$

$$V_1 = \left(\frac{273 \cancel{V_0} + V_0 K - 273 \cancel{V_0}}{273} \right)$$

$$\Rightarrow V_1 = \frac{V_0 K}{273}$$

وهي العلاقة المبسطة لقانون تشارلز الأولي. وعليه فإن مضاعفة درجة الحرارة المطلقة يؤدي الى مضاعفة حجم الغاز.

وفي علاقة تشارلز فإنه لا بد من تحويل درجة الحرارة الى كلفن. ومن الملائم أيضاً عند استعمال الغازات أن يكون لدينا نقطة مرجع. ونقطة المرجع المألوفة بالنسبة للغازات هي (273.15 K) أي (0°C) و (1 atm). ويعرف هذان الشرطان بدرجة الحرارة، والضغط القياسيين بـ (STP).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحيود عن قانون تشارلز

بالنسبة لأي غاز حقيقي، عند ضغوط عالية، وعند درجات حرارة قريبة من نقطة السيولة، فإنه يلاحظ حيوداً عن قانون تشارلز. وقرب نقطة السيولة يكون الحجم الملاحظ أقل من ذلك المتوقع من قانون تشارلز.

تطبيقات على قانون تشارلز

مثال (15)

يبلغ حجم كمية معينة من غاز ما (22.4 L) عند ضغط يساوي (1 atm) ودرجة حرارة تساوي (0 °C)، ما حجم نفس الكمية عند نفس الضغط ، وعند درجة حرارة الغرفة (25 °C).

الحل

لحل هذه المسألة نضع جدولاً يتضمن الحالة الابتدائية والنهائية:

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
T	0 °C = 273 K	25 °C = 298 K
V	2.24 L	V ₂
P	constant	constant
n	constant	constant

بتطبيق علاقة تشارلز :

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

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

$$V_2 = 2.24 \text{ L} \left(\frac{298 \text{ K}}{273 \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 2.445 \text{ L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

ويمكن حل المسألة من خلال قانون تشارلز اللفظي الذي يبين العلاقة الطردية بين الحجم ودرجة الحرارة، وبما أن درجة الحرارة قد زادت (من 0 °C إلى 25 °C)، بالتالي فإن الحجم النهائي (V₂) يزيد، ولكي يزيد تضرب قيمته الأولية (V₁) بنسبة تزيد عن الواحد، ولا تزيد عن الواحد إلا إذا قسمت درجة الحرارة العليا (T₂) على درجة الحرارة الدنيا

$$: \left(\frac{T_2}{T_1} \right) \text{ أي } (T_1)$$

$$V_2 = V_1 \text{ (ratio of temperature that increase in volume)}$$

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

$$V_2 = 2.24 \text{ L} \left(\frac{298 \text{ K}}{273 \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 2.445 \text{ L}$$

مثال (16)

ما الحجم النهائي (V₂) لعينة من غاز حجمها الابتدائي (V₁) يساوي 650 cm³ عند 25 °C إذا سخنت إلى 400 °C (مع ثبات الضغط).

الحل

بتطبيق علاقة تشارلز :

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

$$\frac{650 \text{ cm}^3}{(25 + 273)} = \frac{V_2}{(400 + 273)}$$

$$\frac{650 \text{ cm}^3}{298 \text{ K}} = \frac{V_2}{673 \text{ K}}$$

$$V_2 = 650 \text{ cm}^3 \left(\frac{673 \text{ K}}{298 \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 1467.95 \text{ cm}^3$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ويمكن تطبيق العلاقة اللفظية لتشارلز في حل هذه المسألة :

فبما أن الحرارة ارتفعت فبالمقابل فإن الحجم النهائي (V_2) سيكون أكبر من الحجم الابتدائي عند درجة الحرارة الأقل. لذلك للحصول على الحجم النهائي فإننا نضرب الحجم الابتدائي (V_1) بكسر ناتجه أكبر من الواحد (temperature ratio)، أي بقسمة درجة الحرارة الكبرى على درجة الحرارة الصغرى.

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

$$V_2 = 650 \text{ cm}^3 \times \left(\frac{400 + 273 \text{ K}}{25 + 273 \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 1467.95 \text{ cm}^3$$

مثال (١٧)

بالون حجمه 2 L عند درجة حرارة 25°C فإذا أخذ الى الخارج في أيام البرد القارص حيث كانت درجة الحرارة (-30°C)، فكم سيصبح حجم البالون إذا كان الضغط داخل البالون ثابت.

الحل

بتطبيق قانون تشارلز :

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

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

$$V_2 = 2 \text{ L} \left(\frac{(-30 + 273)}{(25 + 273)} \right)$$

$$V_2 = 2 \text{ L} \left(\frac{243 \text{ K}}{298 \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 1.63 \text{ L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٨)

عند أي درجة حرارة (T_2) ستشغل عينة من غاز حجمها النهائي (V_2) يساوي (0.6 dm^3) تحت ضغط قدره (1000 Pa) إذا كانت تشغل حجماً ابتدائياً (V_1) قدره (0.3 dm^3) عند درجة الحرارة (T_1) ($25\text{ }^\circ\text{C}$) وضغط (1000 Pa)

الحل

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

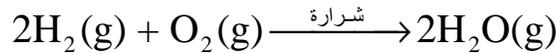
قانون جاي – لوساك للحجوم المتحددة

Gay-Lussac's Law of Combining Volumes

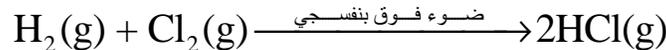
العلاقة بين أحجام الغازات باستخدام المعادلات

تستخدم المعادلة الكيميائية التي تدل على تفاعل أو إنتاج مادتين أو أكثر في الحالة الغازية للدلالة على أحجام الغازات التي تشارك في التفاعل وهناك علاقة بين الأحجام وبين عدد الجزيئات المشار إليها في المعادلة حيث يمكن تعيين الأحجام دون الرجوع إلى كتل الغازات المتفاعلة.

ولقد اعتبرنا في الجزء السابق أنه، عندما تخلط غازات، فإنها لا تتفاعل مع بعضها. ولكنها أحياناً تتفاعل. فمثلاً عندما تمرر شرارة خلال خليط من غازي الهيدروجين، والأكسجين فإن التفاعل يحدث ليكون ماء في الحالة الغازية.



وبالمثل فإنه عندما يعرض خليط من الهيدروجين والكلور إلى ضوء فوق بنفسجي، فإن تفاعلاً يحدث ويتكون غاز كلوريد الهيدروجين.



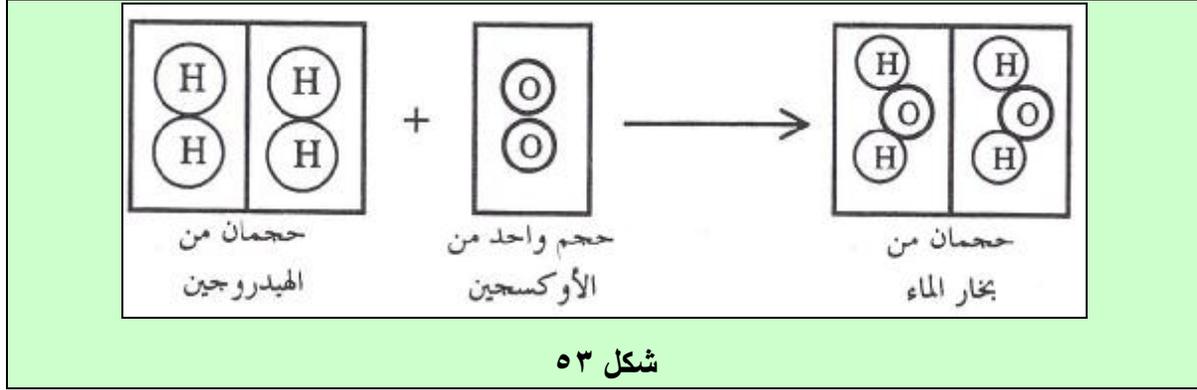
ويلاحظ في أي من مثل هذا التفاعل الذي يتضمن غازات، عند درجة حرارة وضغط ثابتين، أن الحجوم التي تتفاعل فعلاً من الغازات المنفردة تكون مضاعفات بسيطة لبعضها البعض.

مثال توضيحي (١٩)

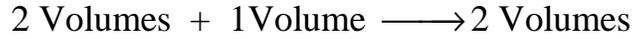
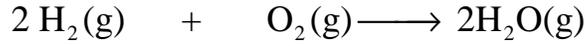
كمثال مميز فإنه بالنسبة للتفاعل بين الهيدروجين والأكسجين لتكوين الماء يتفاعل حجمان من الهيدروجين (H_2) مع حجم واحد من الأكسجين (O_2) لتكوين حجمين من بخار الماء (H_2O) كما في الشكل (٥٣)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

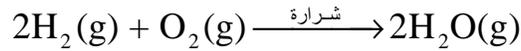
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



وتكون معادلة التفاعل كالتالي :

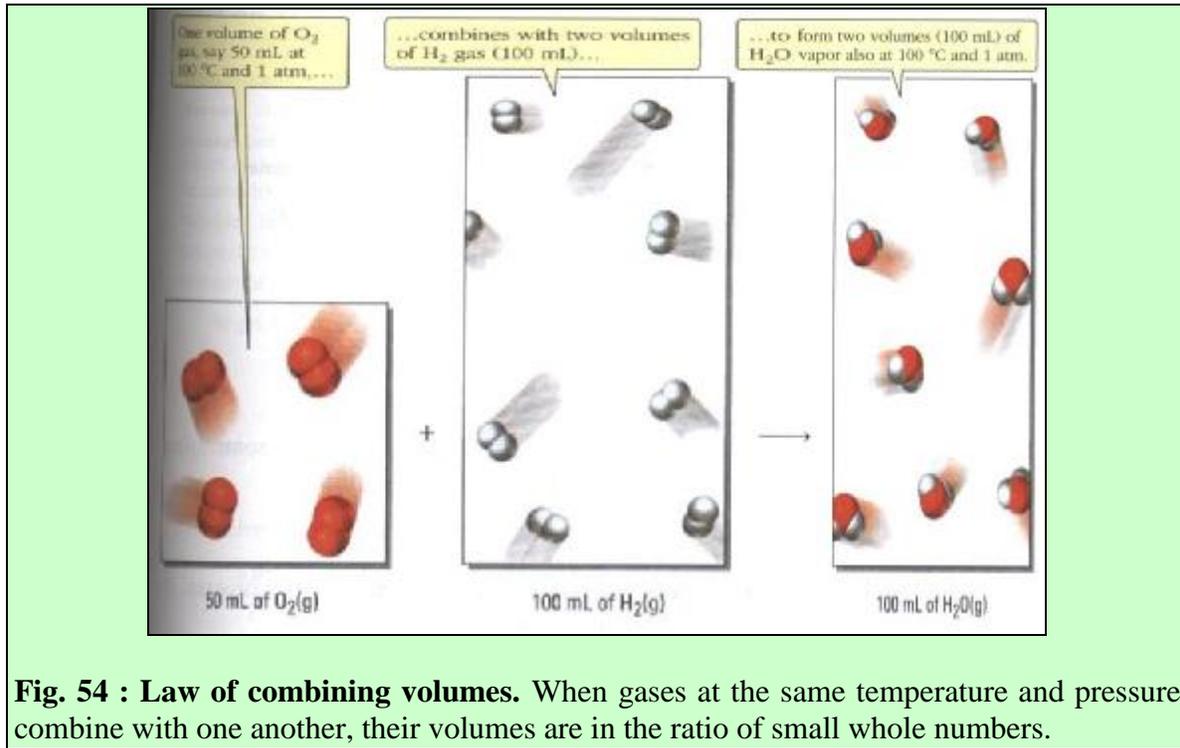


ومن السهل فهم قانون غاي - لوساك ، حيث أن حجوم المواد المتفاعلة والنتيجة الغازية تحدث بنفس نسب عوامل المعادلة الموزونة. وعندما تكون وحدة الحجم هي (L) يلزم (2 L) من الهيدروجين لكل (1 L) من الأوكسجين لينتج (2 L) من الماء :



الفصل الثاني : قوانين الغازات

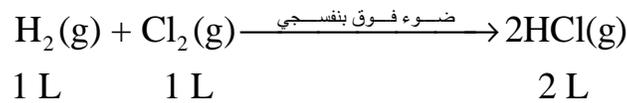
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



مثال توضيحي (٢٠)

عند اتحاد الكلور (Cl_2) مع الهيدروجين (H_2) ، فإن كلوريد الهيدروجين الناتج HCl يحتوي على نفس الأعداد من ذرات الهيدروجين والكلور. وهذه الأعداد من الذرات جاءت من غازي الهيدروجين والكلور. وحسب قانون أفوجادرو فإن لهذه الأعداد من ذرات الهيدروجين أو ذرات الكلور حجوماً متساوية.

وفي التفاعل بين الهيدروجين والكلور، فإن كل لتر من الهيدروجين يتطلب (1 L) من الكلور، ويتكون (2 L) من كلوريد الهيدروجين :



الفصل الثاني : قوانين الغازات

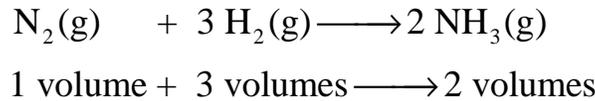
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ويدعم هذا القول قانون جاي لوساك حيث أن حجم معين من الهيدروجين يحتاج الى نفس الحجم من الكلور كما أن ذلك يدعم القول بأن الهيدروجين يتكون من ذرات عددها (٢) أي ثنائي الذرية، وكذلك غاز الكلور.

فلو افترضنا أن الهيدروجين أحادي الذرية وكذلك الكلور أحادي الذرية، فإن لتراً واحداً من الهيدروجين (به نفس العدد من الذرات كما هو في الكلور) يتفاعل مع لتر واحد من الكلور والنتاج هو لتر واحد من كلوريد الهيدروجين، وهذا يخالف الواقع حيث أن غاز كلوريد الهيدروجين الناتج حجمه (2 L) وهذا لا يحدث إلا إذا كان الهيدروجين والكلور ثنائي الذرية، بحيث يعطي عند التفاعل (2 L) من كلوريد الهيدروجين.

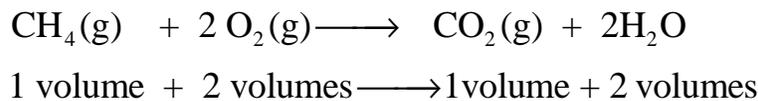
مثال توضيحي (٢١)

حجم واحد من النيتروجين يمكن أن يتفاعل مع ثلاثة حجوم من الهيدروجين ليكون حجمين من الأمونيا



مثال توضيحي (٢٢)

حجم واحد من الميثان يتفاعل مع (يحترق في) حجمين من الأكسجين ليعطي حجم واحد من ثاني أكسيد الكربون وحجمين من البخار

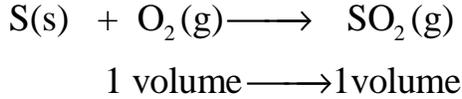


مثال توضيحي (٢٣)

كبريت (صلب) يتفاعل مع حجم واحد من الأكسجين ليشكل حجم واحد من ثاني أكسيد الكبريت :

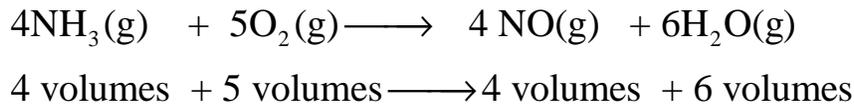
الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

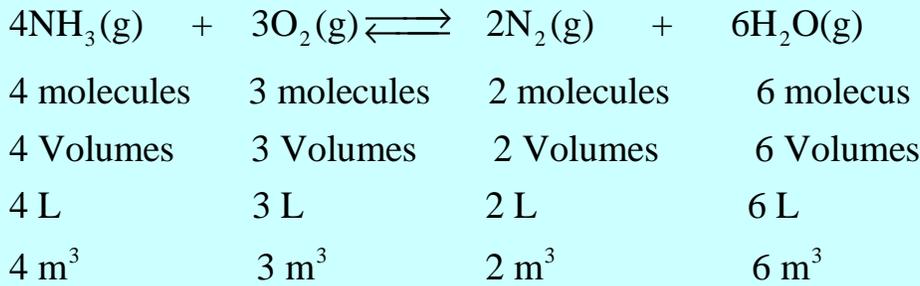


مثال توضيحي (٢٤)

أربعة أحجام من الأمونيا تحترق في خمس حجوم من الأكسجين لينتج أربعة حجوم من أكسيد النيتريك وستة حجوم من البخار:



مثال توضيحي (٢٥)



ويجب أن نعترف أن حسابات حجم الغاز تتطلب معلومات أكثر مثل : معرفة ظروف الحرارة والضغط (أو فرضها) لمعرفة أي المواد موجود في حالة غازية ، معرفة صيغ هذه الغازات التي تدل على العدد الصحيح للذرات في جزيئات الغاز.

فمثلاً إذا قيست أحجام الغازات المتفاعلة والغازات الناتجة عن التفاعل في المعادلة السابقة عند الضغط الجوي ولكن عند درجة حرارة أعلى من 100°C ، فإن 7 وحدات حجم من المواد المتفاعلة ($4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2$) تؤدي إلى الحصول على 8 وحدات حجم من المواد الناتجة (بخار $2\text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$) ، بينما عند الظروف القياسية (0°C) نجد أن 8 حجم من بخار الماء يتكثف ليشتغل حجماً يمكن التغاضي عنه وقدره (0.005) بنفس الوحدات،

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

من الماء في حالة السائل، ولذا فإن حجم $(4 \text{ NH}_3 + 3 \text{ O}_2)$ تؤدي الى الحصول على 2 وحدات حجم (2N_2) من النواتج في الحالة الغازية.

وقد قام العالم غاي- لوساك ، وكان مهتماً بدراسة المناطيد، بدراسة المؤثرات على حجم الغاز وخواص الغازات. وقد توصل غاي- لوساك (1809) الى قانون الحجوم المدمجة (المتحدة) أو المضافة (Combining Volumes) والذي ينص على أنه :

" عند ضغط ودرجة حرارة ثابتين فإن حجوم الغازات المتفاعلة والنتيجة مع بعضها البعض تكون بنسب عددية بسيطة"

أو بعبارة أخرى :

عند ضغط، ودرجة حرارة معينتين، فإن الغازات تتحد بنسبة بسيطة من حيث الحجم، ويحمل حجم أي منتج غازي نسبة عددية صحيحة لذلك الخاص بأي غاز متفاعل.

At constant temperature and pressure, the volumes of reacting gases can be expressed as a ratio of simple whole numbers.



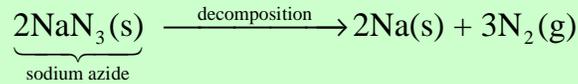
Fig. 55 : Automobile air bags are inflated with N_2 gas produced by decomposition of sodium azide

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



Fig. 56 : The nitrogen gas formed in the rapid reaction :



fills an automobile air bag during a collision. The air bag fills within $1/20^{\text{th}}$ of a second after a front nt collision.

The rapid decomposition of sodium azide, NaN_3 , results in the formation of a large volume of nitrogen gas. The reaction is triggered electrically in this air bag.

تطبيقات على قانون جاي – لوساك للحجوم المتحددة

مثال (٢٦)

ما هو حجم الأكسجين (STP) اللازم لاحتراق (4.5 dm^3) من البيوتان $(\text{C}_4\text{H}_{10})$ ، احتراقاً كاملاً ، عند STP؟ (البيوتان هو الوقود المستعمل في ولاعة السجائر).

الحل

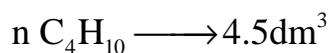
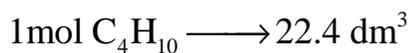
نكتب معادلة كيميائية متوازنة :



ومن الحجم المولاري فإن :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

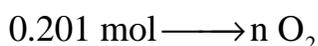
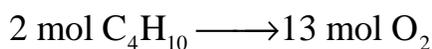
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



$$n \text{ C}_4\text{H}_{10} = 1 \text{ mol} \times \left(\frac{4.5 \text{ dm}^3}{22.4 \text{ dm}^3} \right)$$

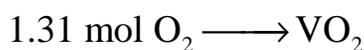
$$n \text{ C}_4\text{H}_{10} = 0.201 \text{ mol}$$

ثم نحسب عدد مولات الأكسجين فمن المعادلة :



$$\Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{0.201 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \times 13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 1.31 \text{ mol O}_2$$

ولحساب حجم O_2 نستعمل الحجم المولاري للغاز عند STP



$$V_{\text{O}_2} = \frac{1.31 \text{ mol O}_2 \times 22.4 \text{ dm}^3 \text{ O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$$

$$V_{\text{O}_2} = 29.3 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$$

مثال (٢٧)

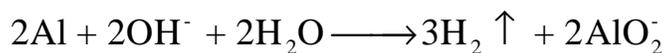
يحتوي منظف مصاريف المياه " درانو " قطعاً صغيرة من الألومنيوم الذي يتفاعل مع NaOH (المكون الرئيس لهذا الصنف) لينتج فقاعات من الهيدروجين. ويفترض أن هذه الفقاعات قد صممت لإثارة المزيج والإسراع في تأثيره. ما هو حجم الهيدروجين (cm^3) عند (STP) الذي سيتم اطلاقه عند إذابة 0.15 g من Al، علماً بأن : (الكتلة الذرية لمول من Al = 27 g/mol).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

معادلة التفاعل :



نحول وزن Al الى مولات حيث :

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{A_{\text{w Al}}}$$

$$n_{\text{Al}} = \frac{0.150}{27} = 5.56 \times 10^{-3} \text{ mol of Al}$$

ومن المعادلة فإن :

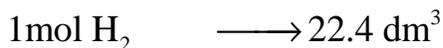


$$n\text{H}_2 = \frac{5.56 \times 10^{-3} \text{ mol Al} \times 3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}}$$

$$n\text{H}_2 = 8.34 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

ومن المعلوم أن حجم مول واحد من H_2 عند STP = 22.4 dm^3

وبالتالي فإن :



$$V_{\text{H}_2} = \frac{8.34 \times 10^{-3} \text{ mol H}_2 \times 22.4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol H}_2}$$

$$V_{\text{H}_2} = 0.187 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$$

$$V_{\text{H}_2} = 187 \text{ cm}^3 \text{ H}_2$$

$$\text{where } 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ثالثاً : العلاقة بين الحجم (V) والكمية (n)

The Quantity –Volume Relationship

قانون غاي - لوساك وقانون أفوجادرو (1811)

Avogadro's Law and the Standard Molar Volume

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.

وبعد التوصل الى قانون الحجم المدمجة لغاي لوساك بفترة قصيرة (بضع سنوات – عام 1811) قام العالم أفوجادرو (Amadeo Avogadro) بتفسير ملاحظات غاي- لوساك وذلك بأن اقترح ما يعرف بفرضية أفوجادرو Avogadro's Hypothesis حيث أن وجود نسب بسيطة بين الحجم المتحد للغازات يؤدي الى الاقتراح بأنه توجد علاقة بسيطة بين حجم الغاز، وعدد جزيئاته.

وتنص فرضية (postulation) أفوجادرو (مبدأ أفوجادرو) التي اقترحها عام (1811) :
" عند نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة تحتوي الحجم المتساوية (V) من الغازات المختلفة على نفس العدد من الجزيئات (N) (أو الذرات في حالة الغازات وحيدة الذرة) ".

Avogadro postulated that :

At the same temperature and pressure, equal volumes of all gases contain the same number of molecules.

وكثير من التجارب أظهرت أن فرضية أفوجادرو (Avogadro's hypothesis) دقيقة في حدود خطأ بحوالي (± 2 %) وذلك التعبير يعرف الآن بقانون أفوجادرو (Avogadro's Law).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

وهذا القانون لا يعني أن تكون حجوم الجزيئات نفسها متساوية ولكنها تدل على أن الغازات إذا تساوت حجومها تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة، كان عدد جزيئاتها متساوياً ولا بأس من اختلاف حجوم الجزيئات نفسها على حساب الفراغ الكائن بينها.

وتقع أهمية هذا القانون في أنه يساعد على تتبع التغيرات في عدد الجزيئات التي تحدث أثناء تفاعل كيميائي، وذلك بقياس التغيرات في الحجم الكلي (أو الضغط). ولا تكون هذه العلاقة صحيحة إلا إذا قيست كمية الغاز بعدد المولات.

مثال توضيحي (٢٨)

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

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

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

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

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

ويمكن أن يصاغ قانون أفوجادرو كالتالي

(إن حجم الغاز عند درجة حرارة وضغط ثابتين يتناسب طردياً مع عدد المولات للغازات).

Avogadro's Law can also be stated as follows :

At constant temperature and pressure, the volume, V, occupied by a gas sample is directly proportional to the number of moles, n, of gas

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$V \propto n$$

$$V = K n$$

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

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

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

أو

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

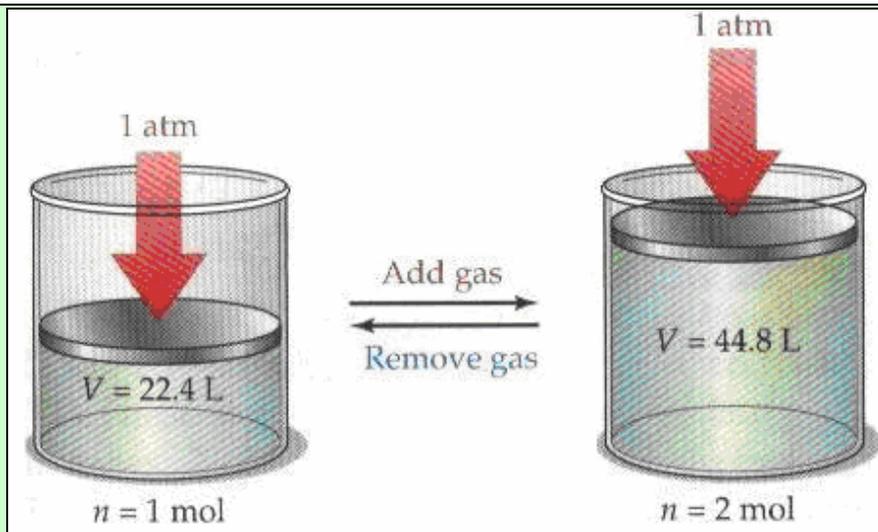


Fig. 57 : Avogadro's law. At constant T and P, the volume of an ideal gas increases proportionately as its molar amount increases. If the molar amount is doubled, the volume is doubled. If the molar amount is halved, the volume is halved.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

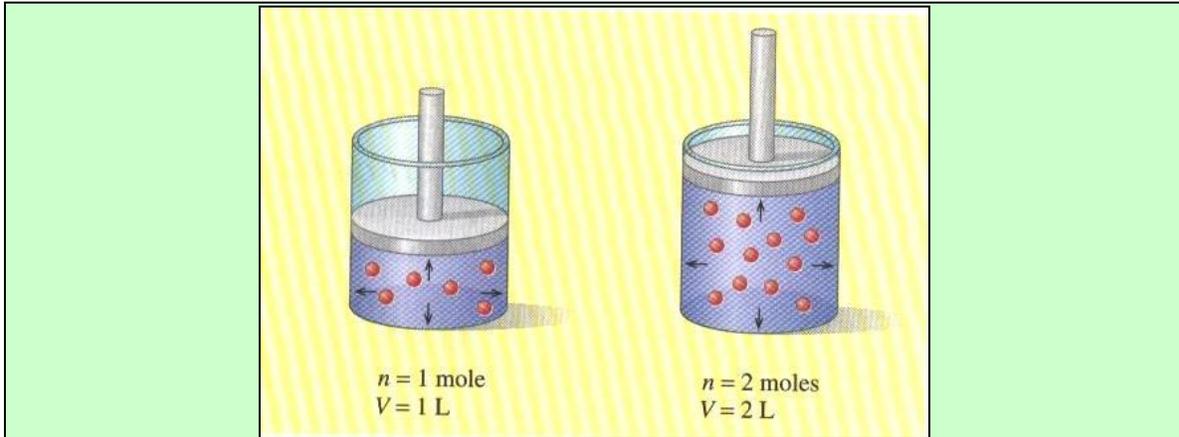


Fig. 58 : Avogadro's law : The volume of a gas is directly related to the number of moles of the gas. If the number of moles is doubled, the volume must double at constant temperature and pressure.

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

$$V_A = K \cdot n_A$$

$$V_B = K \cdot n_B$$

حيث أن (V_A, V_B) تمثل حجوم الغازين (A, B) على التوالي للكميات (n_A, n_B)

ولو فرضنا أن عدد مولات الغازين متساوية فإن: $n_A = n_B$

وتحت نفس الضغط ودرجة الحرارة وجد أفوجادرو بأن حجوم الغازين (A, B) تتساوى
أي أن:

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{K \cdot n_A}{K \cdot n_B} = 1$$

$$\Rightarrow V_A = V_B$$

أي أن :

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

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

تفسير قانون جاي لوساك من مبدأ أفوجادرو

مثال توضيحي (٢٩)

عندما يتحد الهيدروجين مع الكلور، فإنه يمكن، بواسطة التحليل الكيميائي، إثبات أن كلوريد الهيدروجين الناتج، يحتوي أعداداً متساوية من ذرات الهيدروجين، والكلور. وهذه الأعداد المتساوية من ذرات (H, Cl)، تأتي من الجزيئات الأصلية لغاز الهيدروجين، وغاز الكلور. وإذا اعتبرنا أن كلاً من جزيئات الهيدروجين، والكلور ثنائية الذرة، فإنه يلزم أعداداً متساوية من جزيئات الهيدروجين والكلور بالنسبة للتفاعل. وطبقاً لمبدأ أفوجارو، فإن هذه تشغل حجوماً متساوية، متنسقة بذلك مع الملاحظة، بأن الحجوم المتحدة من غازي الهيدروجين والكلور تكون متساوية.

ويمكن إثبات الإفتراض بأن جزيئات الهيدروجين، والكلور، هي ثنائية الذرية، يكون مفضلاً على أحادية الذرية، كما يلي :

إذا كان الهيدروجين أحادي الذرية، أي يتكون من ذرات (H) فردية، وإذا كان الكلور أيضاً أحادي الذرية، فإن (1 L) من الهيدروجين (ذرة n) سوف يتحد مع (1 L) من الكلور (ذرة n) ليعطي (1 L) من غاز (HCl) (جزيئ n). ويكون ذلك متعارضاً مع الملاحظة بأن حجم (HCl) المتكون يكون مرتين قدر الحجم المتفاعل من الهيدروجين أو من الكلور. ومن الضروري حينئذ أن تكون جزيئات الهيدروجين وكذلك الكلور أكثر تعقيداً من أحادية الذرة. وإذا كان الهيدروجين، وكذلك الكلور ثنائي الذرية فإن (1 L) (جزيء n أو ذرة 2n) سوف يتحد مع (1 L) من الكلور (جزيء n أو ذرة 2n)، لتكوين (2 L) من كلوريد الهيدروجين (2n جزيء). ويتفق ذلك مع التجربة^(١).

وطبقاً لما أعلن لأول مرة بواسطة ستانيسلاو كانيزارو (1858) فإنه يمكن استخدام مبدأ أفوجادرو كأساس لتحديد الأوزان الجزيئية. وإذا احتوى غازان عند نفس درجة الحرارة والضغط على نفس العدد من الجزيئات في حجمين متساويين، فإن كتلتي الحجمين

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

المتساويين تعطى مباشرة الكتل النسبية للنوعين من الجزيئات. فمثلاً عند (STP) يلاحظ أن (1 L) م غاز (X)، يزن (0.0900 g)، بينما يزن (1 L) من الأكسجين (1.43 g). وحيث أن عدد الجزيئات هو نفسه في كلتي العينتين، فإنه طبقاً لمبدأ أفوجادرو، يجب أن يكون كل جزيء (X) أثقل من كل جزيء أكسجين بمقدار (0.0900/1.43) أو (0.0630) مرة. ونظراً لأن لجزيء الأكسجين ثنائي الذرية وزناً جزيئياً قدره (32.00 amu)، فإن الوزن الجزيئي للغاز X يكون (0.0630) مرة مثل (32.00) أو (2.016 amu).

وقد أثبتت التجارب أن : 22.414 L (أو اختصاراً 22.414 L) من أي غاز عند درجة الصفر المئوي 0 °C وضغط جوي واحد (1 atm) تحوي 6.023×10^{23} من جزيئات أو ذرات الغاز (وهذا العدد يعرف بعدد أفوجادرو N_A). أي أن المول من أي غاز عند (STP) يشغل حجماً قدره 22.414 L ويعرف ذلك بالحجم المولاري للغاز.

(١) اعتقد دالتون بأن الماء يحتوي على (H) واحدة لكل (O). وكان من الممكن تصحيح هذا الخطأ عن طريق الإستنتاج التالي : يتفاعل حجمان من الهيدروجين مع حجم من الأكسجين لتكوين حجمين من الماء في الحالة الغازية، وحيث أن حجماً واحداً من الأكسجين يعطي حجمين من الماء، فإن جزيء الأكسجين يجب أن يحتوي عدداً زوجياً من ذرات الأكسجين. وإذا كان الأكسجين مثل الهيدروجين ثنائي الذرة، فإن الحقيقة بأن حجمين من الهيدروجين يلزمان لكل حجم من الأكسجين، تنطوي بداهة على أن جزيء الماء يحتوي على عدد من ذرات الهيدروجين ضعف عدد ذرات الأكسجين.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

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 عند (STP). 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 اختصاراً 22.4 L عند STP
the standard molar volume of an ideal gas is taken to be 22.414 liters per mole at STP

جدول ١٤ : الحجم المولاري لغازات عند نفس درجة الحرارة والضغط.

Gas الغاز	Formula الصيغة	g/mol	الحجم المولاري القياسي Standard Molar Volume, V_m (L/mol)	الكثافة* Density at STP (g/L)
Ideal Gas	الغاز المثالي		22.414	
Oxygen	أكسجين	O_2	32.00	1.429
Nitrogen	نيتروجين	N_2	28.01	1.250
Hydrogen	هيدروجين	H_2	2.02	0.090
Helium	هيليوم	He	4.003	0.178
Neon	نيون	Ne	20.18	0.900
Argon	أرجون	Ar	39.95	1.784
Carbon dioxide	ثاني أكسيد الكربون	CO_2	44.01	1.977
Ammonia	نشادر (أمونيا)	NH_3	17.03	0.771
Chlorine	كلور	Cl_2	70.91	3.214

Deviations in standard molar volume indicate that gases do not behave ideally.
* Experimentally determined densities of several gases at standard temperature and pressure.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

حساب الحجم المولاري :

الحجم المولاري (V_m) لعينة – أي عينة ليست فقط غازاً – هو الحجم المشغول (Volume Occupied) مقسوماً على عدد المولات (n) من الذرات، الجزيئات، أو الوحدات الصيغية (Formula Units) :

$$\text{Molar Volume} = \frac{\text{Volume Occupied}}{\text{Number of Moles}}$$

$$V_m = \frac{V}{n}$$

نلاحظ ، أنه بغض النظر عن ماهية الغاز، فإن الحجوم المولارية تقريباً جميعها متشابهة. والاختلافات صغيرة تحت الظروف العادية :

(Differences are Small Under Normal Conditions)

وتصبح أصغر كلما انخفض ضغط الغاز

(Become Smaller as the Pressure of the Gas is Reduced)

ونرى أن الحيود الأعظم يحدث بالنسبة للغازات سهلة الإسالة إلى أبعد حد، مثل الكلور، وثنائي أكسيد الكربون.

ويمكن الحصول على القيم للحجوم المولارية في الجدول (١٤) من قياسات تجرى على غازات عند درجات حرارة مرتفعة، وضغوط منخفضة (حيث يكون سلوك الغاز تقريباً مثالياً إلى حد كبير)، وذلك بالإستكمال إلى (STP) باستخدام قانوني بويل، وتشارلز.

مثال (٣٠)

يشغل مول واحد من غاز حجماً قدره (27.0 L) وكثافته (1.41 g/L) عند ضغط ودرجة حرارة معينين. ما هو الوزن الجزيئي للغاز؟ وما كثافة الغاز عند STP؟

الحل

$$\text{ج) الوزن الجزيئي} = 38.1 \text{ g/mol} \quad \text{الكثافة عند STP} = 1.70 \text{ g/L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٣١)

احسب كتلة جزيء الأكسجين (O_2) عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة.

$$(P = 760 \text{ mmHg}, T = 273 \text{ K})$$

الحل

$$n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow \frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}} = \frac{N}{N_A}$$

$$m_{O_2} = \frac{Mw_{O_2} \times N}{N_A} = \frac{32 \text{ g mol}^{-1} \times 1 \text{ molecule}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecules mol}^{-1}} = 5.31 \times 10^{-23} \text{ g}$$

مثال (٣٢)

يبلغ حجم مول واحد من غاز ما ($V_1 = 10 \text{ L}$) عند ضغط محدد ودرجة حرارة محددة ،

فما حجم (V_2) عشر مولات ($n_2 = 10 \text{ moles}$) من هذا الغاز عند نفس الظروف؟

الحل

بتطبيق العلاقة :

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

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

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

مثال (٣٣)

ما الحجم المولي (V_2) لغاز الأكسجين (O_2) عند درجة حرارة الغرفة ($T_2 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$)

(علماً بأن حجم مول منه عند الظروف القياسية (STP) يساوي ($V_1 = 22.4 \text{ L}$) ،

والظروف القياسية هي : ($P = 1 \text{ atm}, T = 273 \text{ K}$)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

المطلوب هنا حجم واحد مول من غاز الأكسجين (V_m) عند 298 K ($25 \text{ }^\circ\text{C}$) ، ومن المعلوم أن حجم واحد مول من أي غاز عند درجة حرارة $0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$ يساوي 22.4 L ، وبتطبيق قانون تشارلز فإن :

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

$$\frac{22.4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{V_m}{298 \text{ K}}$$

$$V_m = 22.4 \text{ L} \left(\frac{298 \text{ K}}{273 \text{ K}} \right)$$

$$V_m = 24.45 \text{ L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

رابعاً : العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة (قانون الحجم الثابت)

P-T Relationship

The Constant Volume Law

قانون غاي لوساك (قانون أمونتونز)

Amonton's Law (1703)

Gay-Lussac's Law (1802)

إذا سخن حجم معين من غاز في إناء مغلق ثابت الحجم (صلب مثلاً) فإن الحجم في هذه الحالة لا يتمدد، ولكن سوف تتحرك جزيئاته أكثر مما كانت عليه في الحالة السابقة ويزداد التردد وشدة الضربات مع الجدار أو مع جزيء آخر (Violent Collisions) ويعني ذلك أن الضغط سوف يزداد ويعبر عن تلك بالعلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة المطلقة عند ثبوت الحجم.

ويمكن التعبير عن هذه العلاقة بما يلي :

" يتناسب ضغط (P) كتلة معينة من غاز تناسباً طردياً مع درجة حرارتها المطلقة (T) عند ثبوت الحجم".

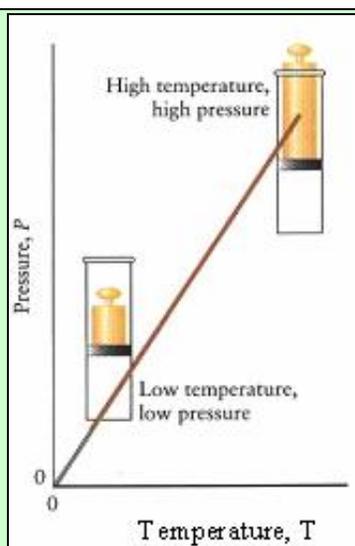


Fig. 59 : The pressure of a fixed amount of gas in a vessel of constant volume is proportional to the absolute temperature. The pressure extrapolates to 0 at $T = 0$ on the Kelvin scale.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

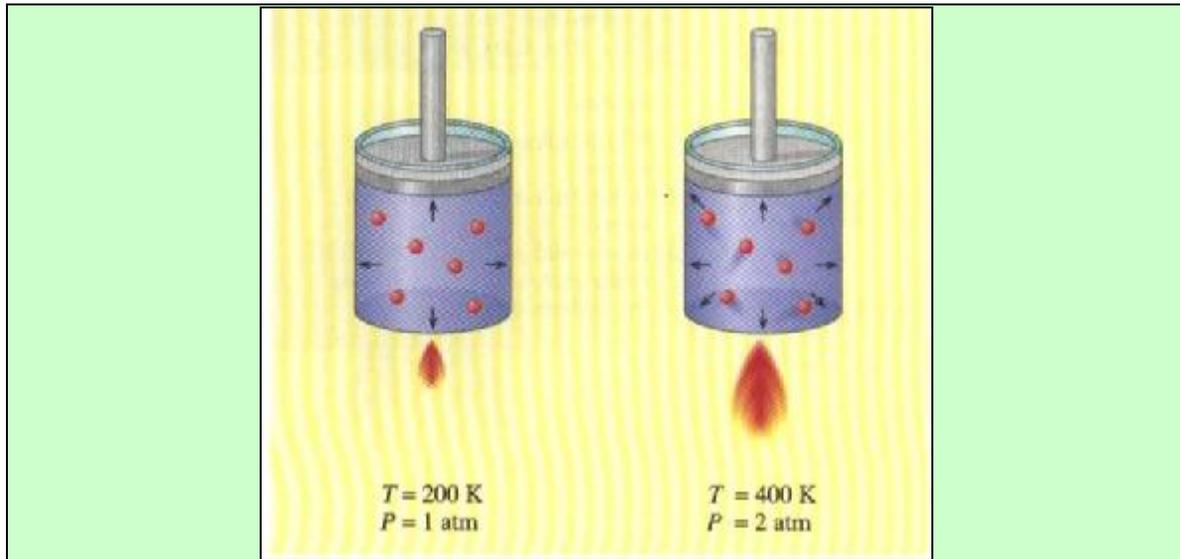


Fig. 60 : Charles's law : The Kelvin temperature of a gas is directly related to the volume of the gas when there is no change in the pressure. When the temperature increases making the molecules move faster, the volume must increase to maintain constant pressure.

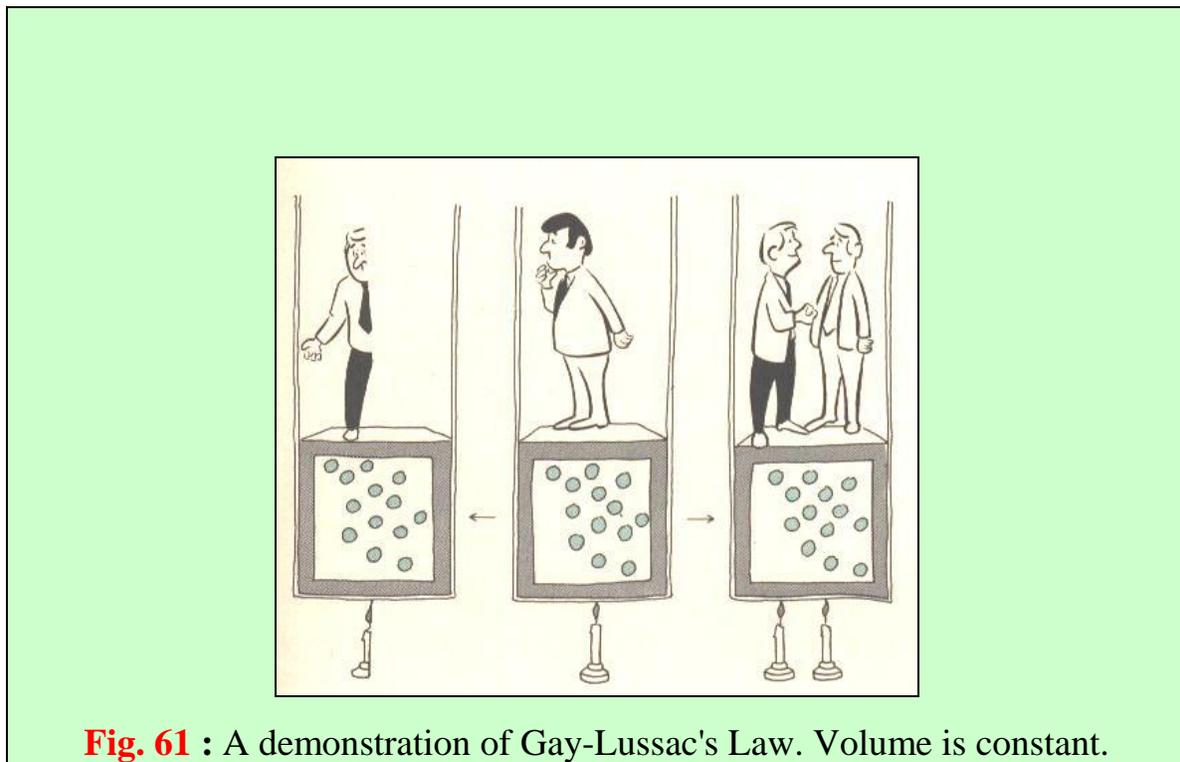


Fig. 61 : A demonstration of Gay-Lussac's Law. Volume is constant.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ويعبر عن قانون غاي لوساك رياضياً :

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

حيث K ثابت الغاز بالنسبة لحجم معين منه ويتغير بتغير الحجم عند درجات حرارة مختلفة وعموماً يمكن كتابتها على الصورة:

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

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.

ويرسم العلاقة بين الضغط (P) مقابل درجة الحرارة المطلقة (T) عند ثبوت الحجم نحصل على خط مستقيم وكل خط في المنحنى (isochore) له ميل معين ويكون الميل أقل عندما يكون الحجم أكبر.

تطبيقات على العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة

مثال (٣٤)

إناء سعته (10 L)، مليء بغاز ما حتى وصل ضغط الغاز (1 atm) عند درجة حرارة (25 °C)، ما هو ضغط الغاز في الإناء لو تم التسخين حتى درجة حرارة 75 °C؟

الحل

	الحالة الأولية (الإبتدائية) (1)	الحالة النهائية (2)
P	1 atm	P ₂
T	298 K	348 K
V	constant	constant
n	constant	constant

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

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

$$\Rightarrow P_f = P_i \left(\frac{T_f}{T_i} \right) = 1 \times \left(\frac{348}{298} \right) = 1.17 \text{ atm}$$

مثال (٣٥)

ما ضغط الغاز، الذي كان أصلاً 115 kPa، إذا ما خفضت درجة الحرارة من (35 °C) إلى (25 °C) مع بقاء الحجم ثابتاً؟

الحل

	الحالة الأولية (الابتدائية) (1)	الحالة النهائية (2)
P	115 KPa	P₂
T	35 + 273 = 308 K	298 K
V	constant	constant
n	constant	constant

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

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

$$P_2 = P_1 \times (\text{ratio of temperatures})$$

$$P_2 = 115 \left(\frac{298}{308} \right) = 111.3 \text{ kPa}$$

نلاحظ أن درجة الحرارة (T₁) انخفضت لذلك فالضغط (P₁) ينخفض ويكون (P₁ > P₂) ولكي تكون قيمة (P₂) أقل نحتاج إلى ضرب (P₁) في معامل أقل من الواحد ولا يكون

ذلك إلا بقسمة $\left(\frac{T_2}{T_1} \right)$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{T_2}{T_1} \right) = 115 \times \left(\frac{298}{308} \right) = 111.3 \text{ kPa}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٣٦)

وضعت عينة من غاز في إناء عند (30 °C) وكان الضغط (3 atm)، فاحسب كم سيكون الضغط لهذه الكمية عند (0 °C).

الحل

	الحالة الأولية (الابتدائية) (1)	الحالة النهائية (2)
P	3 atm	P₂
T	30 + 273 = 303 K	0 + 273 = 273 K
V	constant	constant
n	constant	constant

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

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

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

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

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

وبنفس الطريقة يمكن حل هذه المسألة بطريقة ضرب الضغط الابتدائي في (Temperature Ratio). وبما أن درجة الحرارة انخفضت فبالتالي فإن الضغط النهائي سيكون أقل من الضغط الابتدائي، لذلك لجعل قيمة P₁ تتخفض نضربها في نسبة من درجة الحرارة تكون أقل من الواحد وذلك بقسمة درجة الحرارة الصغرى على

$$\text{الكبرى أي } \left(\frac{T_2}{T_1} \right) :$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_2 = P_1 \times (\text{temperature ratio})$$

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

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

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

مثال (٣٧)

إطار سيارة يحتوي على هواء ضغطه 4 atm عند 30 °C وبعد سير السيارة ارتفعت درجة حرارة الإطار الى 54 °C، فكم سيكون ضغط الهواء داخل الإطار (بافتراض ثبات الحجم).

الحل

	الحالة الأولية (الإبتدائية) (1)	الحالة النهائية (2)
P	4 atm	P₂
T	30 + 273 = 303 K	54 + 273 = 327 K
V	constant	constant
n	constant	constant

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

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

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

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

ويمكن حل المسألة بضرب الضغط الإبتدائي في (Temperature Ratio) وبما أن درجة الحرارة قد ارتفعت فإن الضغط (P₂) سيزيد، وبالتالي فإننا نضرب الضغط الإبتدائي في نسبة (temperature ratio) بحيث تكون هذه النسبة أكبر من الواحد، ولا تكون كذلك إلا بقسمة T₂ على T₁ :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_2 = P_1 \times (\text{temperature ratio})$$

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

$$P_2 = 4 \text{ atm} \left(\frac{54 + 273}{30 + 273} \right)$$

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

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

مثال (٣٨)

في إناء مغلق، ما درجة الحرارة اللازمة لتسخين غاز عند 5°C لكي يتضاعف الضغط.

الحل

نفرض أن الضغط الأولي $P_1 = P$ ، والضغط النهائي كما في السؤال ضعفه أي

$$P_2 = 2P$$

وبتطبيق قانون آمونتونز :

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

$$\frac{P}{2P} = \frac{(5 + 273)}{T_2}$$

$$\frac{1}{2} = \frac{578}{T_2}$$

$$T_2 = 2 \times 578 = 1156 \text{ K}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

سادساً / العلاقة بين ضغط الغاز وكميته

P-n Relationship

العلاقة اللفظية بين (n, P) عند ثبوت (T, V) :

"يتناسب ضغط الغاز طردياً مع كميته عند ثبوت الحجم ودرجة الحرارة"

$$P \propto n$$

$$P = K n$$

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

$$\Rightarrow \frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \text{ or } \frac{P_1}{P_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

مثال (٣٩)

تحتوي اسطوانة غاز تجارية على (15 Kg) من الأكسجين (O_2) فإذا علمت أن ضغطها يبلغ (280 atm) عند درجة حرارة معينة، فكم سيصبح ضغطها عند نفس درجة الحرارة بعد أن يستهلك نصف كميتها؟

الحل

	الحالة الأولية (الابتدائية) (1)	الحالة النهائية (2)
P(atm)	280 atm	P_2
n (mol)	$n_{O_2} = 15 \times 103/32 = 468.75$	$\frac{1}{2} \times 468.75 = 234.75$
V	constant	constant
T	constant	constant

وبتطبيق العلاقة بين الضغط وعدد المولات فإن :

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$$

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

$$P_2 = P_1 \times (\text{ratio of temperatures})$$

$$P_2 = 3 \left(\frac{273}{303} \right) = 2.7 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

سابعاً / العلاقة بين كمية الغاز ودرجة حرارته

n-T Relationship

العلاقة اللفظية بين (n, T) عند ثبوت (P, V) :

" عند ثبوت الحجم والضغط فإن العلاقة بين كمية الغاز ودرجة حرارته المطلقة تكون عكسية".

$$n \propto \frac{1}{T}$$

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

$$n T = K$$

$$\Rightarrow n_1 T_1 = n_2 T_2$$

ثامناً / 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:

$$(P_1 V_1 = P_2 V_2)$$

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

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

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

- وقانون غاي – لوساك (أو قانون أمونتونز) 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 :

$$V \propto T$$

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

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

$$V = \frac{KT}{P}$$

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

وهذه العلاقة لا تكون صحيحة إلا عند ثبوت كمية الغاز (n = constant)

وهو قانون صالح فقط مادامت كمية الغاز (n) لم تتغير. وبالتالي يمكن كتابة هذه العلاقة للحالة الابتدائية والنهائية لغاز كما يلي :

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

ومن المعادلة :

$$\left(\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \right)$$

هناك ست متغيرات إذا علمت خمس منها يمكن حساب السادس.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وعندما :

$$(P_1V_1 = P_2V_2) \quad T_1 = T_2 \quad (T \text{ ثابتة}) \quad \text{نحصل على قانون بويل:} \quad (1)$$

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

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

والظروف القياسية للضغط ودرجة الحرارة : (standard temperature and pressure) (STP)

هي :

$$(0 \text{ } ^\circ\text{C} = 273 \text{ K}, 1\text{atm} = 101.325 \text{ KPa})$$

مثال (٤٠)

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

الحل

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

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

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

وبشكل بديل يمكن ضرب الحجم الأولي (V_1) بمعامل قانون بويل ومعامل قانون تشارلز.

- الضغط ينقص من (985 torr) الى (760 torr) (الحجم يزداد)، لذلك فمعامل قانون بويل هو (985torr/760 torr)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

• درجة الحرارة تقل من 300 K الى 273 K (الحجم يزداد)، لذلك معامل قانون

تشارلز يكون (273 K/300 K)

وبضرب الحجم الأولي بهذه العوامل (factors) يعطي نفس النتيجة.

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

مثال (٤١)

عينة غاز تشغل (10.0 L) عند (24 °C) تحت ضغط 80 kPa، عند أي درجة

حرارة سيشغل الغاز 20 L، إذا زدنا الضغط الى (107 kPa)

الحل

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

$$T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1} = \frac{107 \text{ kPa} \times 20.0 \text{ L} \times 513 \text{ K}}{80 \text{ kPa} \times 10.0 \text{ L}}$$

$$T_2 = 1.37 \times 10^3 \text{ K} (1.10 \times 10^3 \text{ } ^\circ\text{C})$$

والحل بطريقة الضرب في المعامل :

$$T_2 = T_1 \left(\frac{P_2}{P_1} \right) \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

$$T_2 = 513 \text{ K} \left(\frac{107 \text{ kPa}}{80 \text{ kPa}} \right) \times \left(\frac{20 \text{ L}}{10 \text{ L}} \right) = 1.37 \times 10^3 \text{ K} = 1.1 \times 10^3 \text{ } ^\circ\text{C}$$

مثال (٤٢)

ما الحجم المتوقع لغاز عند STP إذا وجد أنه يشغل حجماً مقداره 255 cm³ عند درجة

حرارة 25 °C وضغط 85.0 kPa ؟

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

	الحالة الأولية (الإبتدائية)(1)	الحالة النهائية(2)
V	255cm ³	V ₂
P	85.0 KPa	101.3 KPa
T	298 K	273 K

و بتطبيق العلاقة :

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

ولإيجاد V₂ :

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

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

$$V_2 = \frac{255 \text{ cm}^3 \times 85.0 \text{ kPa} \times 273 \text{ K}}{101.325 \text{ kPa} \times 298 \text{ K}}$$

$$V_2 = 195.97 \approx 196 \text{ cm}^3$$

ويمكن حل المسألة بطريقة النسب :

$$V_2 = V_1 \times (\text{pressure ratio}) \times (\text{temperature ratio})$$

(1) الضغط ارتفع من (85 kPa) الى (101.325 kPa) مما يعني أن الحجم (V₁) سيقبل

وفقاً لقانون بويل، وبالتالي فإنه يضرب في كسر أقل من الواحد $\left(\frac{P_1}{P_2} = \frac{85}{101.325} \right)$

(1) درجة الحرارة انخفضت من (25 °C) الى (0 °C) وبالتالي فإن الحجم (V₁)

سينخفض وفقاً لقانون تشارلز وبالتالي فإن نسبة الحرارة يجب أن تكون أقل من الواحد

تؤدي الى انخفاض قيمة الحجم أي :

$$\left(\frac{T_2}{T_1} = \frac{273}{298} \right)$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وبالتالي فإن الحجم الجديد (V_2) :

$$V_2 = V_1 (\text{pressure ratio}) \cdot (\text{temperature ratio})$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \cdot \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = 255 \text{ cm}^3 \left(\frac{85.0}{101.325} \right) \times \left(\frac{273}{298} \right)$$

$$V_2 = 195.97 \approx 196 \text{ cm}^3$$

وهو الحجم عند (STP)

مثال (٤٣)

عينة من الغاز تمارس ضغطاً قدره (82.5 kPa) في وعاء حجمه 300 cm^3 عند (25 °C). ما الضغط الذي ستمارسه نفس عينة الغاز في وعاء حجمه (500 cm^3) عند درجة حرارة (50 °C)؟

الحل

	الحالة الأولية (الإبتدائية)(1)	الحالة النهائية(2)
P	82.5 KPa	P_2
V	300 cm^3	500 cm^3
T	298 K	323 K

يمكن حل هذه المسألة مباشرة من العلاقة :

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

$$P_1 V_1 T_2 = P_2 V_2 T_1$$

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

$$P_2 = \frac{82.5 \text{ kPa} \times 300 \text{ cm}^3 \times 323 \text{ K}}{500 \text{ cm}^3 \times 298 \text{ K}}$$

$$P_2 = 49.5 \text{ kPa}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

حل المسألة باستخدام علاقة النسب : (Temperature Ratio) , (Volume Ratio) :

بشكل بديل يمكن ضرب الضغط الأولي (P_1) بمعامل قانون بويل ومعامل قانون تشارلز. (1) بسبب زيادة الحجم، ووفقاً لقانون بويل فإن الضغط سينقص لذلك نسبة الحجم تكون أقل من الواحد :

$$\left(\text{volume ratio} = \frac{V_1}{V_2} = \frac{300}{500} \right)$$

(2) وبسبب زيادة درجة الحرارة ووفقاً لقانون غاي-لوساك فإن الضغط سيزداد وبالتالي نسبة الحرارة تكون أعلى من واحد :

$$\left(\frac{T_2}{T_1} = \frac{323}{298} \right)$$

وبالتالي :

$$P_2 = P_1 (\text{volume ratio}) \cdot (\text{temperature ratio})$$

$$P_2 = P_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right) \cdot \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$P_2 = 82.5 \text{ kPa} \left(\frac{300}{500} \right) \times \left(\frac{323}{298} \right) = 49.5 \text{ kPa}$$

مثال (٤٤)

عينة من غاز النيون (Ne) تشغل حجماً قدره (10 L) عند (27 °C) تحت ضغط (985 torr) ما الحجم الذي تشغله عند الظروف القياسية (STP) (Standard Conditions)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

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

$$\Rightarrow V_2 = V_1 \left(\frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} \right)$$

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

وبشكل بديل يمكن حل المسألة السابقة بضرب الحجم الأولي (V_1) بمعامل قانون بويل ومعامل قانون تشارلز اللذان يستنتجان كما يلي :

- الضغط ينقص من (985 torr) الى (760 torr) (الحجم يزداد)، لذلك فمعامل قانون بويل يكون أكبر من الواحد أي : (985 torr/760 torr)
- درجة الحرارة تقل من 300 K الى 273 K (الحجم سيقول)، لذلك معامل قانون تشارلز يكون أقل من الواحد أي : (273 K/300 K)

وبضرب الحجم الأولي بهذه العوامل (factors) يعطي نفس النتيجة السابقة.

$$V_2 = 105 \times (\text{pressure Ratio}) \times (\text{temperature ratio})$$

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

مثال (٤٥)

عينة غاز تشغل حجماً قدره (10.0 L) عند (240 °C) تحت ضغط 80 kPa، عند أي درجة حرارة سيشغل الغاز 20 L، إذا زدنا الضغط الى (107 kPa)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
P	80 kPa	107 atm
V	10 L	20 L
T	240 °C = 513 K	T₂
n	constant	constant

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

$$T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1} = \frac{107 \text{ kPa} \times 20.0 \text{ L} \times 513 \text{ K}}{80 \text{ kPa} \times 10.0 \text{ L}}$$

$$T_2 = 1.37 \times 10^3 \text{ K} (1.10 \times 10^3 \text{ °C})$$

والحل بطريقة الضرب في المعامل :

$$T_2 = T_1 (\text{pressure ratio}) \times (\text{volume ratio})$$

$$T_2 = T_1 \left(\frac{P_2}{P_1} \right) \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

$$T_2 = 513 \text{ K} \left(\frac{107 \text{ kPa}}{80 \text{ kPa}} \right) \times \left(\frac{20 \text{ L}}{10 \text{ L}} \right) = 1.37 \times 10^3 \text{ K} = 1.1 \times 10^3 \text{ °C}$$

مثال (٤٦)

وجد أن ضغط كمية معينة من غاز ما موجود في إناء حجمه (4 L) يساوي (3 atm) عند (30 °C)، فكم يجب أن يساوي الحجم لكي يصبح الضغط (1.5 atm) عند (10 °C)؟

الحل

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
P	3 atm	1.5 atm
V	4 L	V₂
T	30 °C = 303 K	10 °C = 283 K
n	constant	constant

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وبتطبيق العلاقة :

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

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = 4 \text{ L} \left(\frac{3 \text{ atm}}{1.5 \text{ atm}} \right) \times \left(\frac{283 \text{ K}}{303 \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 7.47 \text{ L}$$

مثال (٤٧)

غاز يشغل حجماً قدره لتر واحد عند درجة حرارة (27 °C) و (500 atm) ، احسب حجم الغاز عندما تتغير درجة الحرارة لتصبح (60 °C) والضغط ليصبح (700 atm).

الحل

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
P	500 atm	700 atm
V	1 L	V₂
T	27 °C = 300 K	60 °C = 333 K
n	constant	constant

بتطبيق العلاقة :

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

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = 1 \text{ L} \times \left(\frac{500 \text{ atm}}{700 \text{ atm}} \right) \times \left(\frac{(60 + 273) \text{ K}}{(27 + 273) \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = (1 \text{ L}) \times (0.714) \times (1.11)$$

$$V_2 = 0.79 \text{ L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ويمكن حل هذه المسألة بطريقة النسبة (pressure ration) و (temperature ratio) ،

• حيث أن الحجم يتناسب عكسياً مع الضغط، والضغط في المسألة قد زاد بالتالي فإننا نضرب الحجم الابتدائي في نسبة الضغطين التي تعطي أقل من الواحد أي:

$$.(\text{Pressure Ratio} = P_1/P_2 = 500/700 = 0.4)$$

• كذلك نضرب الحجم الابتدائي بنسبة درجة الحرارة وحيث أن الحرارة قد ارتفعت فإن الحجم سيرتفع وتكون نسبة درجة الحرارة التي يضرب فيها الحجم الابتدائي أكبر من

الواحد الصحيح أي أن : (temperature ratio = $T_2/T_1 = 333/300 = 1.11$)

ويكون الحجم النهائي (V_2) هو :

$$V_2 = V_1 (\text{pressure ratio} < 1) \times (\text{temperature ratio} > 1)$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{500}{700} \right) \times \left(\frac{333}{300} \right)$$

$$V_2 = (1 \text{ L}) \times (0.71) \times (1.11) = 0.79 \text{ L}$$

مثال (٤٨)

يشغل غاز حجماً قدره 9 m^3 تحت ضغط ودرجة حرارة معينة. احسب حجم الغاز عندما تنقص درجة الحرارة الى النصف والضغط يزداد الى عشرة أضعاف.

الحل

	الحالة الابتدائية (1)	الحالة النهائية (2)
P	P = 1	10P = 10
V	9 m³	V₂
T	T = 1	1/2T = 0.5
n	constant	constant

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$(P_1 = 1, P_2 = 10P_1), (T_1 = 1, T_2 = 0.5T_1)$$

$$V_2 = V_1 \times (\text{pressure ratio} < 1) \times (\text{temperature ratio} < 1)$$

$$V_2 = V_1 \times \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \times \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = V_1 \left(\frac{1}{10} \right) \times \left(\frac{0.5}{1} \right)$$

$$V_2 = 9 \text{ m}^3 \times 0.1 \times 0.5$$

$$V_2 = 0.45 \text{ m}^3$$

ويمكن حل المسألة مباشرة من العلاقة :

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

$$P_1 V_1 T_2 = P_2 V_2 T_1$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{1 \times 9 \text{ m}^3 \times 0.5}{10 \times 1} = 0.45 \text{ m}^3$$

مثال (٤٩)

صعدت فقاعة صغيرة من قاع بحيرة حيث (درجة الحرارة 4°C والضغط 3 atm) الى سطح الماء حيث درجة الحرارة والضغط (25°C , 0.9 atm)، احسب حجم الفقاعة فوق سطح الماء إذا كان حجمها الابتدائي (2 ml) .

الحل

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

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = 2 \text{ ml} \left(\frac{3 \text{ atm}}{0.9 \text{ atm}} \right) \times \left(\frac{298 \text{ K}}{277 \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 7.17 \text{ ml}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٥٠)

648 ml من غاز تحت ضغط 570 mmHg ودرجة حرارة 273 °C ، ما الحجم الذي سيشغله الغاز عند الشروط القياسية (النظامية).

الحل

الشروط القياسية (STP) هي $(P = 1\text{atm} = 760\text{ mmHg} , T = 0^\circ\text{C} = 273\text{ K})$

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

$$V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = 648\text{ ml} \left(\frac{570\text{ mmHg}}{760\text{ mmHg}} \right) \times \left(\frac{273\text{ K}}{546\text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 243\text{ ml}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

تاسعاً / القانون العام للغازات المثالية

General Ideal Gas Law

قانون الغاز المثالي

The Ideal Gas Law

قانون تشارلز ومبدأ أفوجادرو أخبرانا أن الحجم لغاز يتناسب طردياً
(Directly Proportional) مع:

• درجة حرارته المطلقة : $(V \propto T)$

• وعدد المولات : $(V \propto n)$

على التوالي.

قانون بويل أخبرنا أن الحجم (V) يتناسب عكسياً (Inversely Proportional) مع
الضغط (P) :

$$\left(V \propto \frac{1}{P} \right)$$

عندما نوحده هذه العلاقات الثلاث نحصل :

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

$$V \propto T$$

$$V \propto n$$

$$V \propto \frac{1}{P} (T) (n)$$

$$V \propto \frac{\overbrace{n}^{\text{from Avogadro}} \times \overbrace{T}^{\text{from Charles}}}{\underbrace{P}_{\text{from Boyle}}}$$

$$\Rightarrow PV \propto nT$$

$$PV = nRT$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ثابت التناسب (Constant of Proportionality) في العلاقة :

$$PV \propto nT$$

يرمز له بالرمز R وتصبح العلاقة :

$$PV = nRT$$

R : يسمى الثابت العام للغازات، لأن له نفس القيمة لجميع الغازات، والغاز الذي يتبع هذا القانون العام وجميع القوانين السابقة تحت كل الظروف يسمى الغاز المثالي. وهذا التعبير يسمى القانون العام للغاز المثالي أو معادلة الحالة بالنسبة للغاز المثالي. ويمكن إيجاد قيمة R بقياس (P, V) و T لعينة غاز تحت ضغط منخفض (عندما يتصرف مثالياً (When it Behaves Ideally) وتعويض قيمها في :

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

ويتم حساب القيمة العددية للثابت العام للغازات (R) في مجموعة من الوحدات لاستخدامها في حل المسائل المتعلقة بالغازات واستخدامها كذلك في كثير من موضوعات الكيمياء مثل التيرموديناميك والكهربية والإتزان الكيميائي والحرارية.

س) سبق أن أخذت العلاقة : $\frac{PV}{T} = K$ ، ما الذي يؤثر في قيمة الثابت K، هل تغير الكمية (n) ستزيد أم تقل منه؟

ج) إذا كان عدد المولات هو n فإن : $\frac{PV}{T} = K$

وإذا تغير عدد المولات الى (n') فإن : $\frac{PV}{T} = K'$

ولمعرفة هل K' أصغر أو أكبر من K يجب معرفة الأثر الذي تحدثه زيادة الكمية على كل من الحجم والضغط ودرجة الحرارة.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ومن المعادلات السابقة فإن :

$$V \propto n \Rightarrow \frac{V}{n} = K$$

$$P \propto n \Rightarrow \frac{P}{n} = K$$

$$T \propto \frac{1}{n} \Rightarrow nT = K$$

مما سبق يتضح أن زيادة الكمية (n) تزيد من المقدار $\frac{PV}{T}$ ، في حين يؤدي انخفاضها الى

انخفاض قيمته :

$$\frac{PV}{T} \propto n$$

$$\frac{PV}{T} = \text{constant} \times n$$

$$\Rightarrow \frac{PV}{nT} = \text{constant} \quad (\text{where constant} = R)$$

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

ومعظم الغازات يتبع السلوك المثالي (وبالتالي معادلة الغاز المثالي) عند :

- الضغوط المنخفضة
 - ودرجات الحرارة العالية
- أما حيود الغازات عن هذه المعادلة فيظهر عند :
- الضغوط المرتفعة.
 - ودرجات الحرارة المنخفضة.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

قيمة الثابت العام للغازات

Value of the Gas Constant

لا تتغير القيمة العددية للثابت (R) إلا باختلاف الوحدات التي يقاس بها كل من **الضغط (P) والحجم فقط (V)**. وعند التعامل مع قوانين الغازات يتم التعويض بقيمة R المناسبة في ضوء الوحدات المتاحة.

ومن السهل اشتقاق وحدات ثابت الغازات على النحو التالي :

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{\text{pressure} \times (\text{length})^3}{\text{degrees} \times \text{moles}}$$

$$R = \frac{\text{force} \times (\text{length})^{-2} \times (\text{length})^3}{\text{degrees} \times \text{moles}}$$

$$R = \frac{\text{force} \times \text{length}}{\text{degrees} \times \text{moles}} = \frac{\text{energy}}{\text{degrees} \times \text{moles}}$$

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

$$R = \text{Nm K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

وفيما يلي سنأخذ بعض هذه القيم العددية للثابت R :

(1) إيجاد قيمة الثابت المولاري (R) للغازات بوحدات atm L /mol K

من قانون أفوجادرو أن المول الواحد من أي غاز يشغل حجماً قدره (22.414 L) عند معدل الضغط ودرجة الحرارة (عند الظروف القياسية 1 atm, 273 K, S.T.P) وبالتعويض في العلاقة :

$$R = \frac{P V}{n T} = \frac{1 \text{ atm} \times 22.4136 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}}$$

$$\Rightarrow R = 0.082056 \text{ atm.L/mol. K} \approx 0.0821 \text{ atm. L /mol K}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ويمكن استخدام وحدة الحجم (ml) لكن في هذه الحالة فإن قيمة (R) تساوي :

$$R = \frac{0.0821 \text{ L.atm}}{\text{mol.K}} = \frac{0.0821 \text{ L} \times 10^3 \text{ ml L}^{-1} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$\Rightarrow R = 82.1 \text{ ml.atm/mol.K}$$

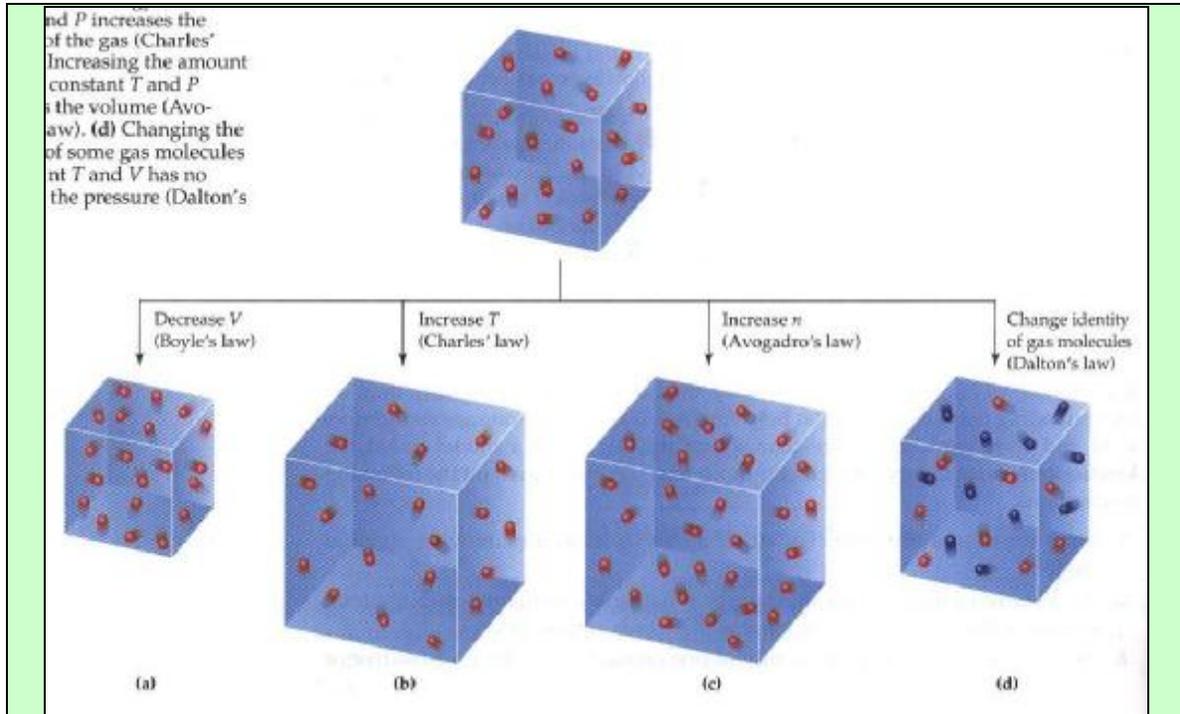


Fig. 62 :

- Decreasing the volume of the gas at constant n and T increases the frequency of collisions with the container walls and therefore increases the pressure (Boyle's law).
- Increasing the temperature (kinetic energy) at constant n and P increases the volume of the gas (Charles's law).
- Increasing the amount of gas at constant T and P increases the volume (Avogadro's law).
- Changing the identity of some molecules at constant T and V has no effect on the pressure (Dalton's law).

(159)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

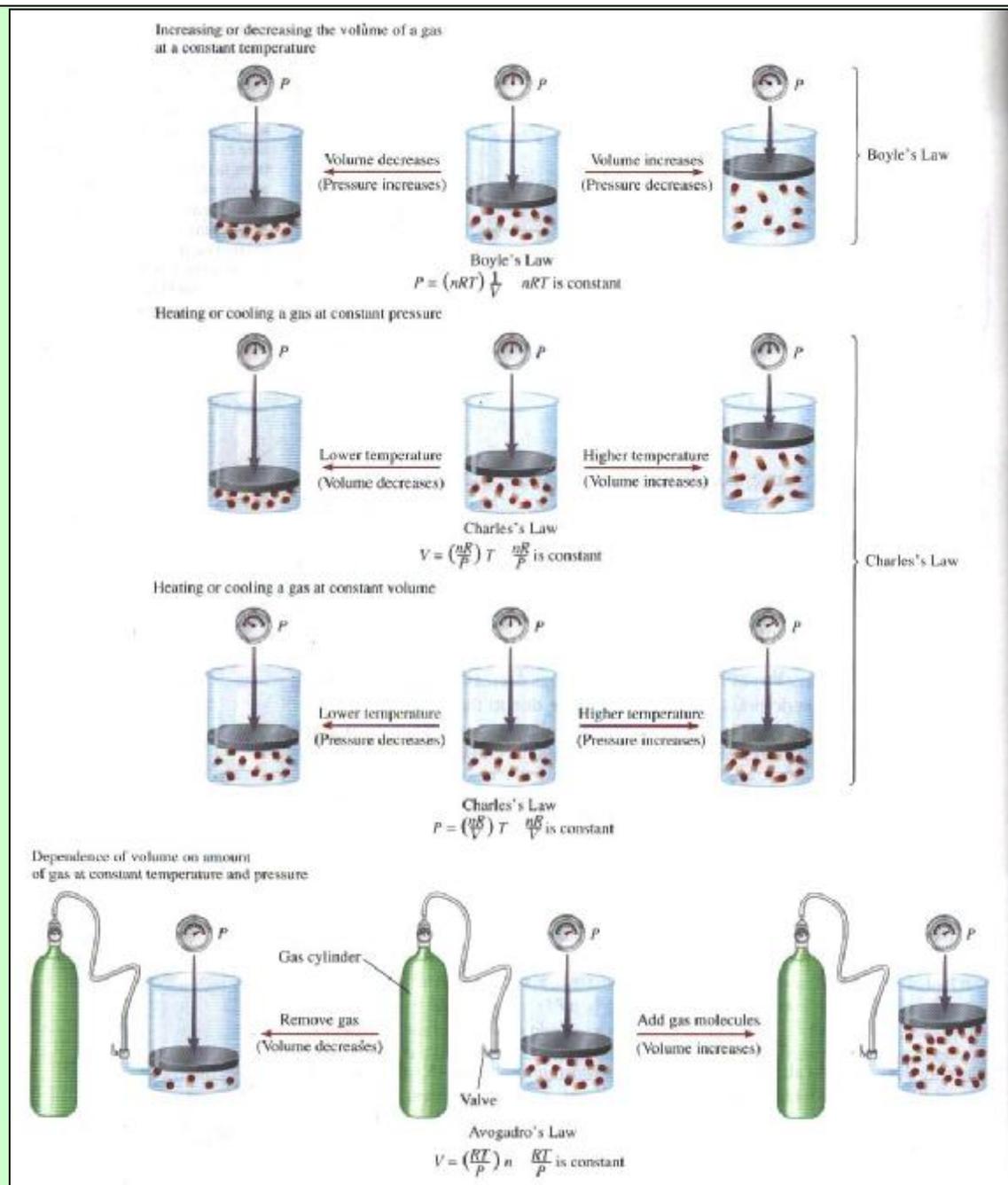


Fig. 63 : Schematic illustrations of Boyle's law, Charles's law, and Avogadro's law

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

٢) إيجاد قيمة الثابت المولاري للغازات (R) بوحدات bar . L/mol K

عند استخدام البار كوحدة للضغط بدلاً من atm :

فإن R :

$$(1 \text{ atm} = 1.01325 \text{ bar})$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1.01325 \text{ bar}) \times (22.4136 \text{ L})}{(1 \text{ mol}) \times (273.15 \text{ K})}$$

$$R = 0.08314 \text{ L bar/mol K}$$

$$\Rightarrow R = 0.08314 \text{ L bar/mol K}$$

٣) إيجاد قيمة الثابت المولاري للغازات (R) بوحدات Pa . dm³/mol K

العلاقة بين الباسكال (Pa) كوحدة للضغط الجوي ووحدة (atm) هي :

$$(1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa})$$

وبالتالي لإيجاد قيمة (R) بوحدة : Pa . dm³/mol . K

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

$$R = \frac{(101325 \text{ Pa}) \times (22.4136 \text{ dm}^3)}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}}$$

$$\Rightarrow R = 8314 \text{ Pa} \cdot \text{dm}^3/\text{mol} \cdot \text{K}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \text{ kPa} \cdot \text{dm}^3/\text{mol} \cdot \text{K}$$

ويمكن الحصول على هذه القيمة من معرفة قيمة R بوحدة : (R = 8.314 atm

L/mol K

ومن معرفة العلاقة بين :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

$$R = \frac{0.08206 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = \frac{(0.082056 \text{ atm} \cdot \text{L} \times 101325 \text{ Pa/atm} \cdot \text{dm}^3/\text{L})}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 8314.32 \text{ Pa dm}^3 / \text{mol K}$$

$$R = 8.314 \text{ kPa dm}^3 / \text{mol K}$$

٤) إيجاد قيمة الثابت المولاري للغازات (R) بوحدات Pa . m³/mol K

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

$$R = \frac{(101325 \text{ Pa}) \times (0.0224136 \text{ m}^3)}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}}$$

$$R = 8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 / \text{mol} \cdot \text{K}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 / \text{mol K}$$

ملحوظة :

ويمكن تحويل وحدة (Pa . m³) الى وحدة (Joule) حيث أن :

$$1 \text{ Pa m}^3 = 1 \text{ J}$$

$$R = 8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 / \text{mol} \cdot \text{K}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \text{ J} / \text{mol K}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \text{ J} / \text{mol K}$$

٥) إيجاد قيمة الثابت المولاري للغازات (R) بوحدات dyne. cm /mol K

هناك وحدة تسمى dyne/cm² وهي تترادف ضغطاً قدره واحد جو (1 atm) (حيث

الداين وحدة للقوة وهي تساوي : 1 dyne = 1 g . cm . s⁻²)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولتحويل وحدة الضغط الجوي (1 atm) (والتي تكافئ عموداً من الزئبق طوله 76 cm) الى وحدة dyne/cm^2 نستخدم نفس العلاقة السابقة :

$$P = h d g$$

$$1 \text{ atm} = (76.00 \text{ cm}) \times (13.5951 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}) \times (980.6667 \frac{\text{cm}}{\text{s}^2})$$

(d) (a)

$$1 \text{ atm} = 1013251.9 \text{ g cm}^{-1} \text{ s}^{-2}$$

$$1 \text{ atm} = \frac{10132252 \text{ g cm s}^{-2}}{\text{cm}^2} = 1013252 \text{ dyne/cm}^2$$

$$1 \text{ atm} = 1.013252 \times 10^6 \text{ dyne/cm}^2$$

وهذه القيمة للضغط تعادل (1 atm) وبالتالي لتحويل الضغط الى وحدات : dyne . cm/mol K

$$R = \frac{P(\text{dyne/cm}^2) \times (\text{cm}^3)}{\text{mol K}} = \text{N} \cdot \text{m mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$R = \frac{(1.013252 \times 10^6 \text{ dyne/cm}^2) \times (22413.6 \text{ cm}^3)}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}}$$

$$R = 83143419.47 \text{ dyne} \cdot \text{cm/ mol K}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \times 10^7 \text{ dyne} \cdot \text{cm/ mol K}$$

٦) إيجاد قيمة الثابت المولاري للغازات (R) بوحدة الإرج erg/mol K

الإرج عبارة عن الشغل المبذول عندما تؤثر قوة قدرها واحد دايين (1 dyne) على مسافة قدرها (1 cm) وهو من وحدات الطاقة. وبالتالي فإن :

$$1 \text{ erg} = 1 \text{ dyne} \cdot \text{cm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولحساب قيمة R بوحدة erg:

$$R = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.013252 \times 10^6 \text{ dyne/cm}^2) \times (22413.6 \text{ cm}^3)}{(1 \text{ mol}) \times (273.15 \text{ K})}$$

$$R = 83143419.47 \text{ dyne. cm/mol.K}$$

$$R = 83143419.47 \text{ erg/mol.K}$$

$$\Rightarrow R = 8.31 \times 10^7 \text{ erg/mol.K}$$

ونظراً لأن الإرج كمية صغيرة من الطاقة، فإنه يعبر بوحدة أكثر ملاءمة وهي الجول حيث أن :

$$1 \text{ Joul} = 10^7 \text{ erg}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \times 10^7 \text{ erg/mol.K}$$

$$R = 8.314 \text{ Joul/K.mol}$$

٧) إيجاد قيمة الثابت المولاري للغازات (R) بوحدات N . m /mol K

في هذه الحالة سنستخدم وحدة الضغط (N/m^2) ووحدة الحجم (m^3) أي تكون وحدة R :

$$R = \frac{P(\text{N/m}^2) \times (\text{m}^3)}{\text{mol K}} = \text{N} \cdot \text{m mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

تعريف النيوتن :

وهو القوة التي تكسب كتلة قدرها (1 Kg) إسراعاً قدره (1 m/s^2).

والنيوتن (N) وحدة القوة في نظام (m . Kg . s)

وللتعبير عن الضغط الجوي القياسي (Standard Atmosphere) بوحدات

:(m . Kg .s)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

نضرب كتلة الزئبق (بوحدة الكيلو جرام) الذي يؤثر على المتر المربع بعجلة الجاذبية الأرضية :

$$P = h \cdot d \cdot g$$

$$P = h \text{ (m)} \cdot d \text{ (Kg/m}^3\text{)} \cdot g \text{ (m/s}^2\text{)} = \text{Kg m}^{-1} \text{ s}^{-2} = \underbrace{\text{Kg m s}^{-2}}_{\text{Newton}} / \text{m}^2 = \text{N/m}^2$$

فإذا علمنا أن ($h = 76 \text{ cm}$, $d = 13.596 \text{ g/cm}^3$, $g = 980.7 \text{ cm/s}^2$) فإن هذه الوحدات يجب تحويلها إلى (Kg, m) كما يلي :

$$h_{\text{Hg}} = 76.00 \text{ cm} = 0.7600 \text{ m}$$

$$d_{\text{Hg}} = \frac{13.5951 \text{ g}}{\text{cm}^3} = \frac{13.5951 \text{ g} \times 10^{-3} \text{ Kg g}^{-1}}{1 \text{ cm}^3 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ cm}^{-3}} = 13595.1 \text{ Kg m}^{-3}$$

$$g = \frac{980.6665 \text{ cm}}{\text{s}^2} = \frac{980.6665 \text{ cm} \times 10^{-2} \text{ m cm}^{-1}}{\text{s}^2} = 9.806665 \text{ ms}^{-2}$$

$$P = h \text{ (m)} \cdot d \text{ (kg m}^{-3}\text{)} \cdot g \text{ (ms}^{-2}\text{)}$$

$$P = (0.7600 \text{ m}) \times (13595.1 \text{ kg m}^{-3}) \times (9.806665 \text{ m s}^{-2})$$

$$P = 101325.1694 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2} = 1.01325 \times 10^5 \text{ kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$$

$$P = 1.01325 \times 10^5 \underbrace{\text{Kg m s}^{-2}}_{\text{N}} / \text{m}^2 \quad (\text{where } \text{N} = \text{Kg m s}^{-2})$$

$$P = 1.01325 \times 10^5 \text{ N/m}^2$$

وهذه القيمة للضغط تعادل (1 atm) وبالتالي لتحويل الضغط الى وحدات N. m/mol

: K

$$R = \frac{P \text{ (N/m}^2\text{)} \times (\text{m}^3)}{\text{mol K}} = \text{N} \cdot \text{m mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$R = \frac{(1.01325 \times 10^5 \text{ N/m}^2) \times (0.0224136 \text{ m}^3)}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \text{ N} \cdot \text{m} / \text{mol K}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

٨) إيجاد قيمة الثابت المولاري للغازات (R) بوحدة J/mol K

أوجدنا في الفقرة السابقة قيمة الثابت (R = 8.314 N. m/mol K).

والجول هو قوة قدرها نيوتن مضروبة في مسافة قدرها (1 m):

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

وبالتالي فإن :

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

$$\therefore R = 8.314 \text{ N} \cdot \text{m/mol K}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

وبالتالي عند التطبيق في معادلة الغاز المثالي بقيمة (8.314 J/mol K) فيجب أن نستخدم للضغط وحدة باسكال (Pa) وللحجم وحدة متر مكعب (m^3).

٩) إيجاد قيمة الثابت المولاري للغازات (R) بوحدة السعر Cal/mol K

غالباً ما تستعمل في مسائل الكيمياء الحرارية والديناميكا الحرارية وحدة للطاقة تعرف بالسعر (calorie) حيث أن العلاقة بين السعر والجول:

$$1 \text{ Cal.} = 4.184 \text{ J}$$

وبالتالي لإيجاد قيمة R بوحدة السعر فإن :

$$R = \frac{8.314 \text{ J / mol K}}{4.184 \text{ J / Cal}}$$

$$\Rightarrow R = 1.987 \text{ Cal/K mol} \approx 2 \text{ Cal/mol K}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

العلاقة بين النيوتن والداين

$$1 \text{ dyne} = 10^{-5} \text{ N}$$

والجول هو قوة قدرها نيوتن مضروبة في مسافة قدرها (1 m):

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

ولتحويل وحدة الضغط من dyne/cm^2 الى N/m^2

$$P = \frac{1 \text{ dyne}}{\text{cm}^2} = \frac{1 \times 10^{-5} \text{ N}}{1 \times 10^{-4} \text{ m}^2} = 0.1 \text{ N/m}^2$$

$$\Rightarrow P = 1 \text{ dyne/cm}^2 = 0.1 \text{ N/m}^2$$

وبما أن :

$$1 \text{ atm} = 1.013 \times 10^6 \text{ dyne/cm}^2$$

$$\Rightarrow 1 \text{ dyne/cm}^2 = 0.1 \text{ N/m}^2$$

$$\therefore 1 \text{ dyne/cm}^2 = 0.1 \text{ N/m}^2$$

$$\Rightarrow 1.013 \times 10^6 \text{ dyne/cm}^2 = P$$

$$P = \frac{0.1 \text{ N/m}^2 \times 1.013 \times 10^6 \text{ dyne/cm}^2}{1 \text{ dyne/cm}^2} = 1.013 \times 10^5 \text{ N/m}^2$$

وبالتالي لحساب قيمة R بوحدة N.m/K.mol أو (J/K.mol) حيث $(1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m})$

m)

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

$$R = \frac{(1.013 \times 10^5 \text{ Newton m}^{-2}) \times (0.0224136 \text{ m}^3)}{(1 \text{ mol}) \times (273.15 \text{ K})}$$

$$\Rightarrow R = 8.314 \text{ J/K.mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ثابت بولتزمان k :

ثابت بولتزمان (k) (Boltzmann constant) وهو عبارة عن ثابت الغاز لكل جزيء
(Gas Constant per Molecule)

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.314 \times 10^7 \text{ erg K}^{-1} \text{ mol}^{-1}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecules} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1.380 \times 10^{-16} \text{ erg / K} \cdot \text{molecule}$$

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecules} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1.380 \times 10^{-23} \text{ J / K} \cdot \text{molecule}$$

جدول ١٥ : ملخص لبعض قيم الثابت R وفقاً لوحدات الضغط والحجم

القيمة العددية R لـ	وحدة R	وحدة الضغط	وحدة الحجم
0.082056	atm L / mol K	atm	L
82.056	atm ml / mol K	atm	ml
0.08314	bar L / mol K	bar	L
8.314	KPa. dm ³ /mol K	kPa	dm ³
8.314	Pa. m ³ / mol K	Pa	m ³
8.314	N. m / mol K	N/m ²	m ³
8.314	J / mol K	Pa	m ³
8.314 x 10 ⁷	dyne. cm/mol K	dyne/cm ²	cm ³
8.314 x 10 ⁷	erg / mol K	dyne/cm ²	cm ³
1.987	cal / mol K		

مثال (٥١)

احسب حجم الغاز الذي تشغله كمية من غاز الفلور F₂(g) مقدارها 4.20 g عند درجة
42 °C وتحت ضغط 720 torr (علماً بأن الكتلة الذرية : (F = 19).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{\left(\frac{4.20 \text{ g}}{38 \text{ g mol}^{-1}}\right) \times (0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{K}^{-1}) \times (42 + 273)}{\left(\frac{720 \text{ torr}}{760 \text{ torr atm}^{-1}}\right)} = 3.00 \text{ L}$$

مثال (٥٢)

نفخ بالون حجمه 740 cm^3 بغاز الهيليوم (He) بضغط قدره 145 Lb/in^2 عند درجة حرارة 22°C ، احسب كمية الهيليوم الداخل في البالون. (الكتلة الذرية $\text{He} = 4$)
علماً بأن : $(1 \text{ atm} = 14.7 \text{ Lb/in}^2)$.

الحل

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M_w} RT$$

$$m = M_w \left(\frac{PV}{RT} \right)$$

$$m = 4 \text{ g mol}^{-1} \left(\frac{\left(\frac{145 \text{ Lb in}^{-2}}{14.7 \text{ Lb in}^{-2} \text{ atm}^{-1}} \right) \times \left(\frac{740 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3 \text{ L}^{-1}} \right)}{(0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{K}^{-1}) \times (295 \text{ K})} \right) = 1.20 \text{ g He}$$

مثال (٥٣)

ملء إناء ذو حجم ثابت مقداره 1.20 L بغاز النيتروجين (N_2) تحت درجة الحرارة والضغط القياسي. كم يصبح الضغط إذا رفعت درجة الحرارة الى (90°C) ؟

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

الحجم في هذه الحالة ثابت ، وعدد المولات كذلك ثابت، والمتغير هنا هو درجة الحرارة والضغط .

$$P_1 V = nRT_1$$

$$P_2 V = nRT_2$$

$$\frac{P_1 V}{P_2 V} = \frac{nRT_1}{nRT_2}$$

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

$$P_2 = 1 \text{ atm} \times \frac{363 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 1.22 \text{ atm}$$

مثال (٥٤)

ما الحجم الذي تشغله كمية من غاز الهيدروجين تزن 2.5g عند الظروف القياسية (R = 0.0821 L.atm /mol K) (الكتلة الذرية = 1 = H).

الحل

$$PV = n R T$$

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

$$V = \left(\frac{m_{H_2}}{Mw_{H_2}} \right) \times \left(\frac{RT}{P} \right)$$

$$V = \left(\frac{2.5 \text{ g}}{(2 \times 1) \text{ g mol}^{-1}} \right) \times \left(\frac{0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \right)$$

$$V = (1.25 \text{ mol}) \times \left(\frac{0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} \right)$$

$$V = 28 \text{ L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٥٥)

احسب حجم (6.02 × 10²² molecules) جزيء من غاز الهيدروجين عند الشروط القياسية (R = 0.0821 L. atm mol⁻¹ K⁻¹)

الحل

أولاً نحسب عدد المولات من العلاقة :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n = \frac{6.02 \times 10^{22} \text{ molecules}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecules/mole}}$$

$$n = 0.1 \text{ mole}$$

حيث N : عدد الجزيئات، N_A : عدد أفوجادرو

وبالتالي لحساب حجم الغاز :

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{n R T}{P}$$

$$V = \frac{(0.1 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(1 \text{ atm})}$$

$$V = 2.24 \text{ L}$$

مثال (٥٦)

إذا كان 0.32 mol من غاز CO₂ يشغل حجماً قدره 8 dm³ عند 100 °C فما هو ضغط الغاز (R = 0.0821 L. atm. mol⁻¹. K⁻¹)

الحل

نحول الحجم الى وحدة اللتر، وبما أن (1 dm³ = 1 L) وبالتالي فإن (8 dm³ = 8 L) ولكي نوجد الضغط :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n R T}{V}$$

$$P = \frac{(0.32 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{K}^{-1}) \times (373 \text{ K})}{(8 \text{ L})}$$

$$P = 1.225 \text{ atm L}$$

مثال (٥٧)

ما عدد مولات عينة من غاز حجمها 200 ml جمعت عند درجة حرارة 45 °C وضغط قدره 800 mmHg ، علماً بأن : (R = 0.0821 L. atm. mol⁻¹ K⁻¹).

الحل

نحول وحدة الحجم الى لتر بالقسمة على 1000 ، كذلك نحول وحدة الضغط الى atm بالقسمة على (760) ويمكن حساب عدد المولات من العلاقة:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{\left(\frac{800 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} \right) \times \left(\frac{200 \text{ ml}}{1000 \text{ ml/L}} \right)}{(0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{K}^{-1}) \times (318 \text{ K})}$$

$$n = 8.06 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

مثال (٥٨)

إذا كانت كتلة (560 cm³) من الغاز هي 1.55 g عند الظروف القياسية ، فاحسب الوزن الجزيئي لهذا الغاز ، علماً بأن : (R = 0.0821 L. atm. mol⁻¹ . K⁻¹).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M_w} RT$$

$$M_w = \frac{m}{P V} R T$$

$$M_w = \left(\frac{1.55}{(1 \text{ atm}) \times (560 \text{ cm}^3 / 1000 \text{ cm}^3 / \text{L})} \right) \times (0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times (273 \text{ K})$$

$$M_w = 62 \text{ g/mol}$$

مثال (٥٩)

احسب الوزن الجزيئي لغاز إذا كان 5g منه تشغل حيزاً مقداره 0.75 L عند درجة قدرها (40 °C) و ضغط قدره (35 cm Hg)

الحل

$$P = \frac{35 \text{ cm Hg}}{76 \text{ cmHg}/1 \text{ atm}} = 0.46 \text{ atm}$$

$$T = 40 + 273 = 313 \text{ K}$$

$$P V = n R T$$

$$PV = \frac{m}{M_w} RT$$

$$M_w = \frac{mRT}{PV}$$

$$PV = \frac{5 \text{ g}}{M_w} (0.0821 \text{ atm.Lmol}^{-1} \text{K}^{-1}) \times (313 \text{ K})$$

$$M_w = \frac{(5 \text{ g}) \times (0.0821 \text{ atm.Lmol}^{-1} \text{K}^{-1}) \times (313 \text{ K})}{(0.46 \text{ atm}) \times (0.75 \text{ L})}$$

$$M_w = 372.42 \text{ g/mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٦٠)

عند ضغط كمية من غاز CH_4 في إناء سعته 20 L بمقدار 190 cmHg فإذا علمت أن درجة الحرارة ($-5^\circ C$) فاحسب ما يلي :

(أ) عدد المولات (ب) الكتلة بالجرام (ج) عدد الجزيئات

علماً بأن الكتل الذرية : ($H = 1, C = 12$) ، ($R = 0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

الحل

نحول وحدات الضغط الى (atm) والحرارة الى (K) كما يلي :

$$P = \frac{190 \text{ cmHg}}{76 \text{ cmHg/atm}} = 2.5 \text{ atm}$$

$$T = (-5^\circ C + 273) = 268 \text{ K}$$

(أ) حساب عدد المولات n :

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(2.5 \text{ atm}) \times (20 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times (268 \text{ K})}$$

$$n = 2.27 \text{ mol}$$

(ب) حساب الكتلة بالجرام m :

$$Mw_{CH_4} = (12 + 4 \times 1 = 16)$$

$$m_{CH_4} = n \times Mw$$

$$m_{CH_4} = 2.27 \times 16$$

$$m_{CH_4} = 36.32 \text{ g}$$

(ج) حساب عدد الجزيئات N :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$N = n N_A$$

$$N = 2.27 \text{ mol} \times 6.023 \times 10^{23} \text{ molecules mol}^{-1}$$

$$N = 1.37 \times 10^{24} \text{ molecules}$$

مثال (٦١)

احسب الوزن الجزيئي لغاز مثالي بوحدة (g mol^{-1}) وزنه 1.12 g في إناء حجمه 240 ml عند ضغط 755 torr ودرجة حرارة 100°C

الحل

$$P = \frac{755 \text{ torr}}{760 \text{ torr/atm}} = 0.993 \text{ atm}$$

$$V = \frac{240 \text{ ml}}{1000 \text{ ml/L}} = 0.24 \text{ L}$$

$$T = 100^\circ\text{C} + 273 = 373 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M_w} RT$$

$$M_w = \frac{m}{PV} RT$$

$$M_w = \frac{(1.12 \text{ g}) \times (0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (373 \text{ K})}{(0.993 \text{ atm}) \times (0.24 \text{ L})}$$

$$M_w = 144 \text{ g/mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٦٢)

نتج عن التحليل العضوي لمركب (H = 7%, C = 55.8 %, O = 37.2%) فإذا بخرت عينة وزنها 1.45 g فوجدت أنها تشغل حيزاً قدره (530 cm³) عند 100 °C، وضغط (740 mmHg)، فأوجد الصيغة الجزيئية للمركب العضوي.
(الكتل الذرية : H = 1, C = 12, O = 16).

الحل

نحسب الوزن الجزيئي للصيغة الجزيئية كما يلي :

$$P = \frac{740 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} = 0.974 \text{ atm}$$

$$V = \frac{530 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3/\text{L}} = 0.53 \text{ L}$$

$$T = 100 + 273 = 373 \text{ K}$$

$$P V = n R T$$

$$P V = \frac{m}{M_w} R T$$

$$M_w = \frac{m R T}{P V}$$

$$M_w = \frac{(1.45 \text{ g}) \times (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (373 \text{ K})}{(0.974 \text{ atm}) \times (0.53 \text{ L})}$$

$$M_w = 86 \text{ g/mol}$$

نوجد عدد مولات كل عنصر بافتراض أن المادة وزنها (100 g) وبالتالي فوزن الهيدروجين = 7.7 g، وزن الكربون يساوي (55.8 g)، ووزن الأكسجين يساوي (16 g)، والوزن الكلي للمركب :

$$m_O + m_H + m_C$$

$$37.2 + 7 + 55.8 = 100 \text{ g}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

نوجد بعد ذلك عدد المولات لكل عنصر :

$$n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{A_{\text{w}_{\text{O}}}} = \frac{37.2}{16} = 2.325 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{A_{\text{w}_{\text{H}}}} = \frac{7}{1} = 7 \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{A_{\text{w}_{\text{C}}}} = \frac{55.8}{12} = 4.65 \text{ mol}$$

وللحصول على الصيغة الأولية للمركب فإننا نقسم قيم عدد المولات أعلاه على أقل قيمة وهي (2.325)

وهي تمثل النسبة بين عدد الذرات :

C	:	H	:	O
$\frac{4.65}{2.325}$:	$\frac{7}{2.325}$:	$\frac{2.325}{2.325}$
2	:	3	:	1

وبالتالي فإن الصيغة الأولية للمركب هي : $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}$

ووزن هذه الصيغة الأولية هي : $(2 \times 12 + 3 \times 1 + 1 \times 16 = 43)$

وبالتالي لمعرفة تكرار الصيغة الأولية في الصيغة الجزيئية :

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{وزن الصيغة الأولية}} = \text{عدد تكرار الصيغة الأولية}$$

$$2 = \frac{86}{43} = \text{عدد تكرار الصيغة الأولية}$$

وبالتالي فإن الصيغة الجزيئية تكون : $2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}) = \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٦٣)

وضعت عينة من غاز النيتروجين (N_2) في وعاء حجمه (0.29 L) عند ($25\text{ }^\circ\text{C}$) فإذا أضيف إليها (0.1 g) من غاز الأكسجين O_2 بحيث أصبح الضغط داخل الوعاء (0.997 atm) احسب وزن النيتروجين عند نفس الدرجة. (الكتلة الذرية للنيتروجين = 14).

الحل

أولاً نحسب عدد مولات الأكسجين :

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}}$$

$$n_{O_2} = \frac{0.1 \text{ g}}{(2 \times 16) \text{ g/mol}} = 3.125 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

ونحسب عدد المولات الكلي (مولات النيتروجين + مولات الأكسجين) من العلاقة التالية :

$$P_t V = n_t RT$$

$$n_t = \frac{P_t V}{RT}$$

$$n_t = \frac{(0.997 \text{ atm}) \times (0.29 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L.atm/K.mo}) \times (25 + 273)}$$

$$n_t = 0.0118 \text{ mol}$$

وبالتالي يمكن حساب مولات النيتروجين كما يلي :

$$n_t = n_{O_2} + n_{N_2}$$

$$n_{N_2} = n_t - n_{O_2}$$

$$n_{N_2} = 0.0118 - 3.125 \times 10^{-3}$$

$$n_{N_2} = 8.675 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ومنه يمكن حساب وزن النيتروجين :

$$m_{N_2} = n_{N_2} \times Mw$$

$$m_{N_2} = (8.675 \times 10^{-3}) \times (2 \times 14)$$

$$m_{N_2} = 0.2429 \text{ g}$$

مثال (٦٤)

إذا كان لدينا كتلتين متساويتين من غازي (O₂) و (HBr) في وعائين منفصلين لهما نفس الحجم وعند نفس درجة الحرارة، فأى الوعائين يكون الضغط فيه أعلى. (الكتل الذرية :

$$(H = 1, O = 16, Br = 80)$$

الحل

بكتابة معادلة الغاز الأول (O₂) والغاز الثاني (HBr) :

$$P_{O_2} \cdot V = \frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}} RT$$

$$P_{HBr} \cdot V = \frac{m_{HBr}}{Mw_{HBr}} RT$$

$$m_{O_2} = m_{HBr}$$

وبقسمة معادلة غاز الأكسجين على معادلة غاز النيتروجين نحصل على :

$$\frac{P_{O_2} \cdot V}{P_{HBr} \cdot V} = \frac{\frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}} RT}{\frac{m_{HBr}}{Mw_{HBr}} RT} \Rightarrow \frac{P_{O_2}}{P_{HBr}} = \frac{1}{Mw_{O_2}} \times \frac{Mw_{HBr}}{1}$$

$$\frac{P_{O_2}}{P_{HBr}} = \frac{Mw_{HBr}}{Mw_{O_2}} = \frac{81}{32}$$

وبذلك نلاحظ أن ضغط غاز الأكسجين أعلى من ضغط غاز HBr

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٦٥)

احسب عدد ذرات الهيدروجين في (10 L) من غاز الهيدروجين عند الظروف القياسية (STP) ($R = 0.0821 \text{ at. L/mol K}$).

الحل

نحسب أولاً عدد مولات غاز الهيدروجين :

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(1 \text{ atm}) \times (10 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L.atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (273 \text{ K})} = 0.446 \text{ mol}$$

ويكون عدد جزيئات الهيدروجين:

$$N_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \cdot N_A$$

$$N_{\text{H}_2} = 0.446 \text{ mol} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ molecules/mol} = 2.68 \times 10^{23} \text{ molecules}$$

وحيث أن كل جزيء هيدروجين يحتوي على ذرتين ، فإن عدد ذرات الهيدروجين :

$$N_{\text{H}} = 2.68 \times 10^{23} \times 2 = 5.36 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

مثال (٦٦)

يبلغ حجم (10 g) من غاز (4.62 L) عند (35 °C) وضغط (762 torr) فإذا تم إضافة (12.3 g) من نفس الغاز فاحسب الضغط الجديد للغاز عند (51 °C) مع ثبات الحجم.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

بالتعويض بالكمية (10 g) لإيجاد الوزن الجزيئي للغاز :

$$PV = \frac{m}{M_w} RT$$

$$M_w = \frac{m}{PV} R T$$

$$M_w = \frac{(10 \text{ g}) \times (0.0821 \text{ L.atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (308 \text{ K})}{(762 \text{ torr}/760 \text{ torr atm}^{-1}) \times (4.62 \text{ L})}$$

$$M_w = 54.59 \text{ g/mol}$$

ولحساب الضغط الجديد للكمية (10 + 12.3 = 22.3 g) :

$$PV = \frac{m}{M_w} RT \Rightarrow P = \frac{m}{M_w V} R T$$

$$P = \frac{(22.3 \text{ g}) \times (0.0821 \text{ L.atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (324 \text{ K})}{(54.59 \text{ g/mol}) \times (4.62 \text{ L})}$$

$$P = 2.35 \text{ atm}$$

$$P = 2.35 \text{ atm} \times \left(\frac{760 \text{ torr}}{\text{atm}} \right) = 1786 \text{ torr}$$

مثال (٦٧)

أكمل الجدول التالي :

T (K)	T (°C)	N (molecule)	m (g)	n (mol)	V (L)	P (atm)	الغاز
298	25	4.9×10^{22}	1.4	0.082	2	1	NH ₃
293	20	6.02×10^{23}	2	1	26.7	0.9	H ₂
278	5	6.02×10^{22}	4.4	0.1	10	0.23	CO ₂
300	27	3.01×10^{23}	18.25	0.5	8.2	1.5	HCl

مثال (٦٨)

أثبت أن ضغط كتلة معينة من غاز CO الموجود في إناء ذي حجم معين يساوي عند نفس

الدرجة ضعف ضغط نفس الكتلة من غاز C₄H₈ الموجودة بنفس الحجم.

(الكتل الذرية : H = 1, C = 12, O = 16)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

نأتي بمعادلة الغاز المثالي لكل غاز على حدة :

$$P_{CO} \cdot V_{CO} = \frac{m_{CO}}{Mw_{CO}} RT \dots\dots\dots 1$$

$$P_{C_4H_8} \cdot V_{C_4H_8} = \frac{m_{C_4H_8}}{Mw_{C_4H_8}} RT \dots\dots\dots 2$$

بقسمة المعادلة (1) على المعادلة (2) :

$$\frac{P_{CO} \cdot V_{CO}}{P_{C_4H_8} \cdot V_{C_4H_8}} = \frac{\left(\frac{m_{CO}}{Mw_{CO}} \right) RT}{\left(\frac{m_{C_4H_8}}{Mw_{C_4H_8}} \right) RT}$$

$$\frac{P_{CO}}{P_{C_4H_8}} = \frac{Mw_{C_4H_8}}{Mw_{CO}}$$

$$\frac{P_{CO}}{P_{C_4H_8}} = \frac{56}{28} = \frac{2}{1}$$

وبذلك يتضح أن ضغط P_{CO} ضعف ضغط $P_{C_4H_8}$.

مثال (٦٩)

احسب قيمة ثابت الغازات العام (R) بوحدة $(Pa \cdot m^3 \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1})$ بافتراض أن لديك مولاً واحداً من الغاز عند الظروف القياسية (STP)

الحل

$$P = 1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

$$V = 1 \text{ L} = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ومن المعلوم أن حجم مول واحد من أي غاز في الظروف القياسية :

$$(V = 22.4 \text{ L} = 22.4 \times 10^{-3} \text{ m}^3)$$

ولحساب قيمة R :

$$R = \frac{P V}{n T}$$

$$R = \frac{101325 \text{ Pa} \times 22.4 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}}$$

$$R = 8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

مثال (٧٠)

كم تبلغ كثافة غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 عند درجة حرارة $(100 \text{ }^\circ\text{C})$ وضغط (1.5 atm) ؟ (علماً بأن الكتل الذرية $\text{C} = 12, \text{O} = 16$).

الحل

نحسب أولاً الوزن الجزيئي لغاز ثاني أكسيد الكربون :

$$M_w\text{CO}_2 = 1 \times 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g/mol}$$

وبتطبيق العلاقة :

$$P M_w = d R T$$

$$d = \frac{P M_w}{R T}$$

$$d = \frac{(1.5 \text{ atm}) \times (44 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}) \times (373 \text{ K})}$$

$$d = 2.16 \text{ g/L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولتحويل وحدة الكثافة الى g/cm^3 :

$$d = \frac{2.16 \text{ g}}{\text{L}}$$

$$d = \frac{2.16 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3}$$

$$d = 2.16 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

مثال (٧١)

ما الوزن الجزيئي لغاز تبلغ كثافته عند الظروف القياسية (0.00187 g/cm^3) .

الحل

نحول أولاً كثافة الغاز الى وحدة g/L :

$$d = \frac{0.00187 \text{ g}}{\text{cm}^3}$$

$$d = \frac{0.00187 \text{ g}}{10^{-3} \text{ L}}$$

$$d = 0.00187 \times 1000 = 1.87 \text{ g/L}$$

ولإيجاد الوزن الجزيئي للغاز نتبع العلاقة :

$$P M_w = d R T$$

$$M_w = \frac{d}{P} R T$$

$$M_w = \left(\frac{1.87 \text{ g/L}}{1 \text{ atm}} \right) \times (0.0821 \text{ L.atm/K.mol}) \times (273 \text{ K})$$

$$M_w = 42 \text{ g/mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٧٢)

كمية من غاز مثالي تزن 10531 g ، تشغل حجماً قدره 1.531 ml عند درجة حرارة 10 °C ، وضغط 2 atm ، احسب ضغط كمية أخرى من نفس الغاز تزن 0.28 g ، وتشغل 15.0 ml عند 25 °C

الحل

$$P_1 V_1 = n_1 RT \quad \text{or} \quad P_1 V_1 = \frac{g_1}{M_w} RT_1$$

$$P_2 V_2 = n_2 RT_2 \quad \text{or} \quad P_2 V_2 = \frac{g_2}{M_w} RT_2$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{\left(\frac{g_1}{M_w}\right) RT_1}{\left(\frac{g_2}{M_w}\right) RT_2}$$

$$\Rightarrow P_2 = \frac{P_1 V_1 g_2 T_2}{V_2 g_1 T_1} = \frac{(2 \text{ atm}) \times (1.531 \times 10^{-3} \text{ L}) \times (0.28 \text{ g}) \times (298 \text{ K})}{(150 \times 10^{-3} \text{ L}) \times (1.531 \text{ g}) \times (283 \text{ K})}$$

$$P_2 = 0.00306 \text{ atm}$$

مثال (٧٣)

احسب عدد جزيئات الهواء (الذي يشتمل على أكسجين بنسبة 21% ، ونيروجين بنسبة 79%) التي تصطدم في الثانية بجدار إناء كروي، نصف قطره 10.0 cm ، عند درجتي (0 °C, 100 °C) ، وذلك عند ضغط يساوي (1 atm) عند البداية (أي عند 0 °C).

الحل

أولاً / نحسب حجم الإناء الكروي من العلاقة :

$$\frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \times \frac{22}{7} \times (10)^3 = 4190 \text{ cm}^3 = 4.19 \text{ L}$$

وحيث أن $P_t = 1 \text{ atm}$ ، ومنه فإن الضغط الجزئي للغازين :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_{N_2} = 0.79 \text{ atm}, \quad P_{O_2} = 0.21 \text{ atm}$$

ولحساب عدد الجزيئات فإننا نتبع العلاقة :

عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوجادرو

$$N = n \cdot N_A$$

لذلك نحسب أولاً عدد المولات لكل غاز وذلك من العلاقات التالية :

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n_{N_2} = \frac{0.79 \text{ atm} \times 4.19 \text{ L}}{0.082 \text{ L atm/K mol} \times 273 \text{ K}} = 0.14786 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{0.21 \text{ atm} \times 4.19 \text{ L}}{0.082 \text{ L atm/Kmol} \times 273 \text{ K}} = 0.0393 \text{ mol}$$

ولحساب عدد الجزيئات N :

$$N_{N_2} = N_A \times n_{N_2}$$

$$N_{N_2} = 6.023 \times 10^{23} \times 0.14786 = 8.9 \times 10^{22} \text{ molecules}$$

$$N_{O_2} = N_A \times n_{O_2}$$

$$N_{O_2} = 6.023 \times 10^{23} \times 0.0393 = 2.366 \times 10^{22} \text{ molecules}$$

ثانياً / عند درجة الحرارة 100°C :

عند هذه الدرجة فإن الضغط الكلي غير معروف كما في الحالة الأولى، ولكن الضغط

الإبتدائي لكل غاز معلوم، لذلك لحساب الضغط الجزئي لكل غاز عند الدرجة الجديدة نتبع

العلاقة :

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

$$\frac{(P_{N_2})_1}{T_1} = \frac{(P_{N_2})_2}{T_2}$$

$$(P_{N_2})_2 = (P_{N_2})_1 \left(\frac{T_2}{T_1} \right) = 0.79 \times \left(\frac{373}{273} \right) = 1.079 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولحساب الضغط الجزئي لغاز الأكسجين نتبع نفس العلاقات :

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

$$\frac{(P_{O_2})_1}{T_1} = \frac{(P_{O_2})_2}{T_2}$$

$$(P_{O_2})_2 = (P_{O_2})_1 \left(\frac{T_2}{T_1} \right) = 0.21 \times \left(\frac{373}{273} \right) = 0.28692 \text{ atm}$$

ومن ثم نحسب عدد المولات لكل غاز عند الضغط الجديد:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n_{N_2} = \frac{1.079 \text{ atm} \times 4.19 \text{ L}}{0.082 \text{ L atm/K mol} \times 373 \text{ K}} = 0.14786 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{0.28692 \text{ atm} \times 4.19 \text{ L}}{0.082 \text{ L atm/Kmol} \times 373 \text{ K}} = 0.0393 \text{ mol}$$

وهو نفس العدد من المولات عند الضغط ودرجة الحرارة السابقة، وبالتالي فإن عدد المولات أو الجزيئات ثابت لا يتغير بتغير درجة الحرارة أو الضغط.

مثال (٧٤)

وعاء (A) حجمه (500 ml) متصل بوعاء آخر (B) حجمه 1000 ml، وكلاهما

مملوء بالهواء عند (STP) سخن الوعاء B الى 100 °C

(أ) احسب ضغط الغاز عند هذه الدرجة

(ب) احسب وزن الهواء الذي انتقل من B الى A

علماً بأن : (كثافة الهواء = 1.29 g/L عند STP).

الحل

يمكن حساب ضغط الغاز بتطبيق العلاقة للقانون الموحد للغازات :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$\frac{P_0 V}{T_0} = \frac{P V}{T}$$

$$\frac{P_0 (V_A + V_B)}{T_1} = P \left(\frac{V_A}{T_0} + \frac{V_B}{T_0 + 100} \right)$$

$$\Rightarrow P = \frac{\frac{P_0 (V_A + V_B)}{T_0}}{\left(\frac{V_A}{T_0} + \frac{V_B}{T_0 + 100} \right)} = \frac{\frac{P_0 (V_A + V_B)}{T_0}}{\frac{V_A (T_0 + 100) + T_0 V_B}{T_0 (T_0 + 100)}} = \frac{P_0 (V_A + V_B)}{X_0} \times \frac{X_0 (T_0 + 100)}{V_A (T_0 + 100) + T_0 V_B}$$

$$\Rightarrow P = \frac{P_0 (V_A + V_B) (T_0 + 100)}{V_A (T_0 + 100) + T_0 V_B}$$

$$P = \frac{76 \text{ cmHg} (500 \text{ cm}^3 + 1000 \text{ cm}^3) \times (273 + 100)}{500 \text{ cm}^3 (273 + 100 \text{ K}) + 273 \text{ K} \times 1000 \text{ cm}^3} = \frac{76 \text{ cmHg} \times 1500 \text{ cm}^3 \times 373 \text{ K}}{500 \text{ cm}^3 \times 373 \text{ K} + 273 \text{ K} \times 1000 \text{ cm}^3}$$

$$P = 92.6 \text{ cm Hg}$$

وبالنسبة للوعاء B قبل التسخين وبعده، وبتطبيق القانون العام للغازات نجد أن:

$$P_0 V = n_0 R T_0, \quad P V = n R T$$

$$\frac{P_0 V}{P V} = \frac{n_0 R T_0}{n R T} \Rightarrow \frac{P_0}{P} = \frac{n_0 T_0}{n T}$$

$$P_0 n T = P n_0 T_0$$

$$\frac{n}{n_0} = \frac{P T_0}{P_0 T} = \frac{92.6 \times 273}{76 \times 373} = 0.89$$

ويعني ذلك أن ما يتبقى من الهواء في الوعاء B بعد التسخين يشكل 89% وما تسرب منه

الى الوعاء A عبارة عن 11% وبذلك تكون كتلة الهواء المتسرب الى الوعاء A هي :

$$0.11 \times 1.29 = 0.1419 \text{ g}$$

مثال (٧٥)

كمية من غاز كتلتها 0.0825 g تشغل حجماً قدره 27.34 ml عند 16.5 °C وضغط

704 mmHg احسب الوزن الجزيئي للغاز.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

$$P V = \frac{m}{M_w} R T$$

$$M_w = \frac{m}{P V} R T$$

$$M_w = \frac{0.0825 \text{ g}}{\left(\frac{704 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} \right) \times \left(\frac{27.34 \text{ ml}}{1000 \text{ ml/L}} \right)} \times 0.082 \text{ atm.L/mol.K} \times 289.5 \text{ K} = 77.3 \text{ g/mol}$$

مثال (٧٦)

غلاية سعتها 8 L صممت لكي تتحمل ضغوطاً حتى 1000 atm، وإذا كان في الغلاية 1.5 Kg من بخار الماء، وضح الى أي درجة حرارة يمكن تسخين تلك الغلاية قبل أن تنفجر.

الحل

بتطبيق العلاقة :

$$P V = \frac{m}{M_w} R T$$

$$T = \frac{P V M_w}{m R} = \frac{1000 \text{ atm} \times 8 \text{ L} \times 18 \text{ g/mol}}{1500 \text{ g} \times 0.082 \text{ atm. L/K.mol}} = 1170 \text{ K} \quad (897 \text{ }^\circ\text{C})$$

مثال (٧٧)

كثافة الثلج الجاف (ثاني أكسيد الكربون الصلب) تساوي 1.56 g/cm³ أوجد حجم المول، والحجم لكل جزيء. (الوزن الجزيئي لـ CO₂ يساوي 44.01 g/mol).

الحل

وزن المول الواحد من الثلج الجاف لثاني أكسيد الكربون CO₂ = 44.01 g/mol

ومن العلاقة بين الكثافة والحجم :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$d = \frac{m}{V}$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{44.01 \text{ g}}{1.56 \text{ g/cm}^3} = 28.2 \text{ cm}^3/\text{mol}$$

1 mol of CO₂ contains N_A molecules = 6.022 × 10²³ molecules

$$\Rightarrow V(\text{one molecule}) = \frac{28.2 \text{ cm}^3/\text{mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ molecules/mol}} = 4.68 \times 10^{-23} \text{ cm}^3/\text{molecule}$$

مثال (٧٨)

احسب الحجم الذي يشغله (0.25 mol) من غاز الأوكسجين عند ضغط (0.5 atm) ودرجة حرارة (50 °C) علماً بأن : (R = 0.08206 L.atm/K.mol).

الحل

$$P V = n R T$$

$$0.5 \text{ atm} \times V = (0.25 \text{ mol}) \times (0.08206 \text{ atm L/K mol}) \times (298 \text{ K})$$

$$V = \frac{(0.25 \text{ mol}) \times (0.08206 \text{ atm L/K mol}) \times (298 \text{ K})}{0.5} = 12.23 \text{ L}$$

مثال (٧٩)

ما الحجم الذي يشغله (3.4 g) من غاز النشادر NH₃ عند درجة حرارة (27 °C) وضغط (2 atm)؟

$$(M_w_{\text{NH}_3} = 17, m_{\text{NH}_3} = 3.4 \text{ g. } R = 0.0821 \text{ L atm/K. mol})$$

الحل

والقانون PV = nRT يمكن كتابته بصيغة أخرى :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$PV = \left(\frac{m}{M_w} \right) RT$$

$$V = \left(\frac{m}{M_w} \right) \frac{RT}{P}$$

$$V = \frac{3.4 \text{ g}}{17 \text{ g mol}^{-1}} \times \frac{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm mol}^{-1} \text{K}^{-1} \times 300 \text{ K}}{2 \text{ atm}}$$

$$V = 2.463 \text{ L}$$

مثال (٨٠)

احسب الوزن الجزيئي لغاز ما إذا كان (10 g) من هذا الغاز تشغل (2.8 L) عند (27 °C) وضغط (2 atm) حيث : (R = 0.0821 atm L/mol K).

الحل

$$P V = \frac{m}{M_w} R T$$

$$M_w = \frac{m}{PV} R T$$

$$M_w = \frac{10 \text{ g}}{2 \text{ atm} \times 2.8 \text{ L}} \times (0.0821 \text{ atm L/Kmol}) (300 \text{ K})$$

$$M_w = 44 \text{ g/mol}$$

مثال (٨١)

ما كثافة غاز (C₂H₆) بوحدة g/L عند درجة حرارة 27 °C وضغط 1.2 atm ؟
(V = 1 L, R = 0.0821 atm. L/K. mol)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M_w} RT$$

$$PM_w = \frac{m}{V} RT$$

$$PM_w = dRT$$

$$d = \frac{PM_w}{RT}$$

$$d = \frac{1.2 \text{ atm} \times 30 \text{ g/mol}}{(0.0821 \text{ atm.L/mol K}) \times 300 \text{ K}} = 2.46 \text{ g/L}$$

مثال (٨٢)

(560 cm³) من غاز ثاني أكسيد الكربون وزنه (1 g) في درجة حرارة وضغط معينين، وغاز آخر وزنه (1.5 g) يشغل حجماً مقداره (880 cm³) في الدرجة الحرارية نفسها والضغط نفسه. أوجد الوزن الجزيئي لهذا الغاز المجهول.

الحل

يمكن تطبيق العلاقة

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M_w} RT$$

$$\Rightarrow M_w = \frac{m}{PV} RT$$

وبالتالي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$Mw = \frac{m}{PV} RT$$

$$\frac{Mw_{CO_2}}{Mw_X} = \frac{\frac{m_{CO_2} RT}{PV_{CO_2}}}{\frac{m_X RT}{PV_X}} \Rightarrow \frac{Mw_{CO_2}}{Mw_X} = \frac{\frac{m_{CO_2}}{V_{CO_2}}}{\frac{m_X}{V_X}}$$

$$\frac{44}{Mw_X} = \frac{\frac{1}{560}}{\frac{1}{880}} \Rightarrow Mw_X = 42 \text{ g/mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

كثافة الغاز (d) وكتلته المولية (Mw)

Gas Density and Molar Mass

استعمال قوانين الغازات لتعيين الوزن الجزيئي

Using the Gas Laws to Determine Molecular Weight

كثافة المادة هي كتلة حجم معين من المادة عند درجة حرارة معينة :

$$d = \left(\frac{m}{V} \right)$$

وبسبب تأثير درجة الحرارة على حجم الغاز مقارنة بآثره على حجم السائل أو الصلب فإنه يمكن استخدام القانون العام للغازات لمعرفة كثافة الغاز عند الظروف المختلفة. ومن القانون العام للغازات المثالية يمكن إيجاد العلاقة بين كثافة غاز وكتلته المولية (وزنه الجزيئي Mw).

وتعتبر طريقة تعيين الوزن الجزيئي باستخدام قوانين الغازات من أفضل الطرق المستعملة في حالة المواد التي يمكن دراستها في الحالة الغازية وتنطبق عليها قوانين الغازات. فكما سبق أن درسنا أن مولاً واحداً من أي غاز يشغل حجماً قدره (22.4 L) في الظروف القياسية للضغط ودرجة الحرارة (1 atm, 25 °C). وبذلك لتعيين الوزن الجزيئي لغاز ما، علينا قياس أو حساب وزن 22.4 L منه في الظروف القياسية.

$$PV = n R T$$

$$P V = \frac{m}{M_w} R T$$

$$P M_w = \frac{m}{V} (R T)$$

$$P M_w = d R T$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

حيث :

m : كتلة الغاز بوحدة g

Mw : الوزن الجزيئي بوحدة (g/mol)

d : الكثافة بوحدة g/L عند استخدام الحجم بوحدة اللتر.

ويمكن أن تكون وحدة الكثافة g/ml وهي نفسها الوحدة g/cm^3 حيث أن :

($1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$) ، أي بشكل عام جرام/وحدة الحجم.

R : ثابت الغازات العامة (0.0821 L. atm/mol K).

الوزن الجزيئي للغاز بطريقة الكثافة الحدية

Molecular Weight of A gas by Limiting Density Method

إن معادلة الغاز المثالي الذي يحتوي على عدد مولات (n) وحجم (V) هي :

$$PV = nRT$$

وعندما يكون وزن الغاز (m) ووزنه الجزيئي (Mw) فإن عدد مولات الغاز هي :

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

وبالتالي فإن معادلة الغاز المثالي تصبح :

$$P V = \frac{m}{Mw} R T$$

وبإجراء بعض التعديلات على هذه المعادلة :

$$P Mw = \frac{m}{V} RT$$

$$P Mw = d R T$$

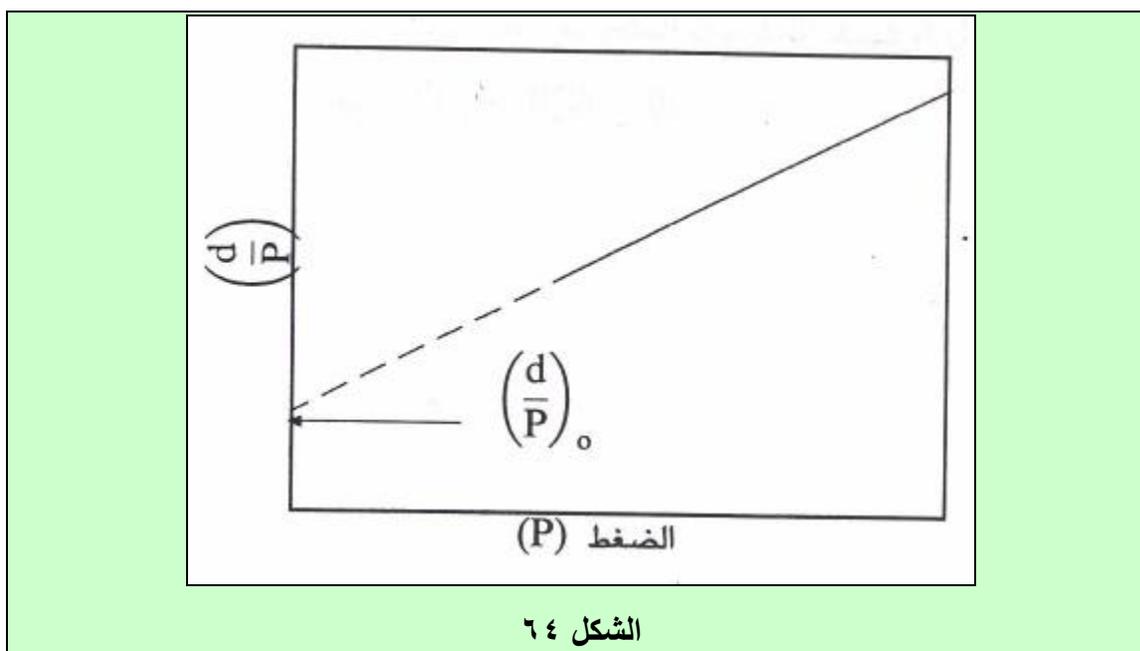
$$\Rightarrow Mw = \left(\frac{d}{P} \right) R T$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وتمثل هذه، العلاقة بين كثافة الغاز ووزنه الجزيئي.

وبما أن (M_w) ، و (R) ثابتة عند درجة حرارية معينة فإن $\left(\frac{d}{P}\right)$ يكون ثابتاً ولا يعتمد على (P) وهذا صحيح بالنسبة للغاز المثالي فقط (شكل ٦٤). أما بالنسبة للغاز الحقيقي فقد وجد أن $\left(\frac{d}{P}\right)$ يتغير بتغير الضغط (P) (شكل ٦٤).



لذا فإن في حالة الغاز المثالي فإن العلاقة بين $\left(\frac{d}{P}\right)$ والضغط (P) تكون علاقة خطية كما

يلي :

إن إيصال الخط المستقيم الى قيم ضغوط منخفضة والى ضغط صفر يجعلنا نتكلم عن

الغاز المثالي عند الضغوط المنخفضة وإن القيمة $\left(\frac{d}{P}\right)_0$ تسمى بالقيمة الحدية limiting

Value وتكون المعادلة :

$$M_w = \frac{d}{P} R T$$

بالصورة التالية :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$M_w = \left(\frac{d}{P} \right)_0 R T$$

والتي يمكن من خلالها حساب الوزن الجزيئي للغاز.

تعرف هذه الطريقة بطريقة الكثافة الحدية limiting Density Method لحساب الوزن الجزيئي للغاز.

وتعتبر هذه الطريقة من الطرق المضبوطة جداً وتستخدم في بعض الأحيان لحساب الوزن الذري المضبوط لبعض العناصر. فمثلاً لقد وجد أن الوزن الجزيئي المضبوط للأمونيا بهذه الطريقة هو (17.034)، ولما كان الوزن الذري للهيدروجين هو (1.0080) فإن الوزن الذري للنيتروجين هو :

$$17.034 = \text{Atomic weight of } N_2 + 3 \times 1.0080$$

$$\text{Atomic weight } (N_2) = 17.034 - 3.024 = 14.010$$

إن كثافة الغاز عند ضغط معين يمكن حسابها بطرق عديدة ومن أكثر الطرق شيوعاً هي طريقة ركنولت Regnault's method :

طريقة ركنولت لحساب كثافة الغاز

الخطوات :

- وفي هذه الطريقة فإنه يتم ملء إناء زجاجي بالغاز عند ضغط معين
- ثم يتم وزنه.
- ثم يحدد وزن الغاز من معرفة وزن الإناء فارغاً ووزن الإناء مع الغاز فإن الفرق في الوزنين يمثل وزن الغاز
- تحدد كثافة الغاز بقسمة وزنه على حجمه وهذا يمثل كثافة الغاز في ضغط معين.

الفصل الثاني : قوانين الغازات
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

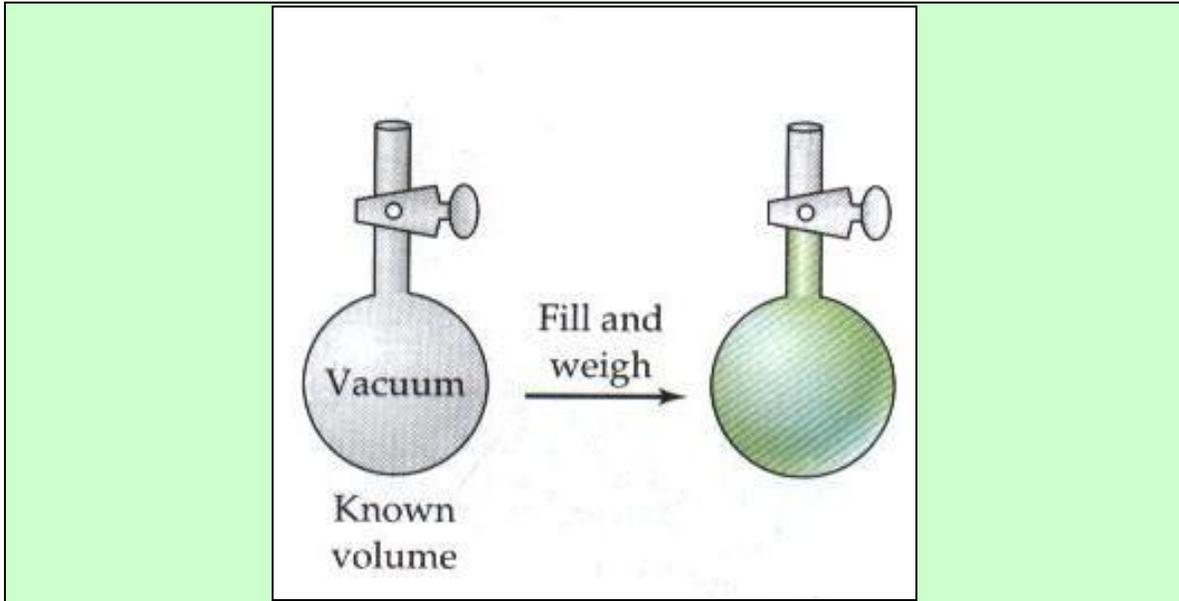


Fig. 65 : Determining the density of an unknown gas. A bulb of known volume is evacuated, weighed when empty, filled with gas at a known pressure and temperature, and weighed again. Dividing the mass by the volume gives the density.

كما ويمكن حساب الوزن الجزيئي للمواد المتطايرة **Volatile Substances** بطريقة
فكتور ماير **Victor –Mayer Method**.

طريقة فكتور ماير لحساب الوزن الجزيئي للمواد المتطايرة

وفيها :

- يتم تحويل وزن معين من المادة الى بخار مما يسبب إزاحة حجم معين من الهواء بقدر حجم المادة المراد قياس وزنها الجزيئي.
- يجمع الهواء فوق الماء وأن هذا الحجم مقاس في الضغط الجوي وفي درجة حرارة معينة.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

مثال (٨٣)

ما كثافة غاز CO_2 عند الظروف القياسية (STP).

الحل

$$Mw_{\text{CO}_2} = (1 \times 12 + 2 \times 16) = 44 \text{ g/mol}$$

$$PMw = d RT$$

$$d = \frac{P Mw}{R T}$$

$$d = \frac{(1 \text{ atm}) \times (44 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ atm.L.mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (273 \text{ K})}$$

$$d = 1.96 \text{ g/L}$$

ويمكن حل المسألة بطريقة أخرى وهي أنه من المعلوم أن حجم (1 mol) من أي غاز

$$22.4 \text{ L} =$$

ووزن المول الواحد من غاز $\text{CO}_2 = 44 \text{ g}$ وبالتالي يمكن حساب الكثافة كما يلي :

$$d = \frac{m}{V}$$

$$d = \frac{44 \text{ g}}{22.4 \text{ L}}$$

$$d = 1.96 \text{ g/L}$$

مثال (٨٤)

ما كثافة غاز الأكسجين O_2 عند الظروف القياسية (STP)

(الكتلة الذرية للأكسجين = 16).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

$$Mw_{O_2} = 2 \times 16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$P M w = d R T$$

$$d = \frac{P M w}{R T}$$

$$d = \frac{1 \text{ atm} \times 32 \text{ g/mol}}{(0.082 \text{ L.atm/mol K}) \times (273 \text{ K})}$$

$$d = 1.43 \text{ g/L}$$

طريق أخرى للحل :

حجم مول واحد من غاز الأكسجين عند درجة حرارة (0 °C) هو 22.4 L ووزن

المول الواحد يساوي 32 g/mol

وبالتالي فإن :

$$d = \frac{m}{V} = \frac{32 \text{ g}}{22.4 \text{ L}}$$

$$d = 1.43 \text{ g/L}$$

مثال (٨٥)

احسب كثافة غاز (N₂) عند (- 5° C) وضغط (74 cm Hg) (الوزن الذري للنيتروجين = 14).

الحل

$$P = \frac{74 \text{ cm Hg}}{76 \text{ cm Hg/ atm}} = 0.974 \text{ atm}$$

$$T = (- 5 + 273) = 268 \text{ K}$$

$$Mw_{N_2} = 2 \times 14 = 28 \text{ g/mol}$$

$$P M w = d R T$$

$$d = \frac{P M w}{R T} = \frac{(0.974 \text{ atm}) \times (28 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L. atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (268 \text{ K})} = 1.24 \text{ g/L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٨٦)

ما الوزن الجزيئي لغاز كثافته (1.23 g/L) عند الظروف القياسية (STP)
 .(R = 0.0821 L. atm/mol. K)

الحل

$$PM_w = dRT$$

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

$$M_w = \frac{(1.23 \text{ g/L}) \times (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (273 \text{ K})}{(1 \text{ atm})}$$

$$M_w = 27.57 \text{ g/mol}$$

مثال (٨٧)

ما الوزن الجزيئي لغاز كثافته (2.3 g/L) عند درجة حرارة (- 25 °C) وضغط قدره
 (2.35 atm) حيث (R = 0.0821 L. atm. mol⁻¹ K⁻¹)

الحل

$$PM_w = dRT$$

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

$$M_w = \frac{(2.3 \text{ g/L}) \times (0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (-25 + 273)}{(2.35 \text{ atm})}$$

$$M_w = 19.93 \text{ g/mol}$$

مثال (٨٨)

إذا كانت كثافة غاز الأرجون (Ar) عند (- 5 °C) تساوي (1 g/L) احسب الضغط
 بوحدة (atm) عند نفس الدرجة (الوزن الذري للأرجون = 40).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

$$P M_w = d R T$$

$$P = \frac{d R T}{M_w}$$

$$P = \frac{(1 \text{ g/L}) \times (0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times (-5 + 273)}{40}$$

$$P = 0.55 \text{ atm}$$

مثال (٨٩)

إذا فرض أن مركز الشمس يتكون من غازات متوسط وزنها الجزيئي (2 g/mol) وكثافتها (1.4 g/cm³) وضغطها (1.4 × 10⁹ atm) احسب درجة الحرارة في مركز الشمس (R = 0.0821 L. atm. mol⁻¹ K⁻¹)

الحل

الكثافة لا بد أن تكون بوحدة (g/L) :

$$d = \frac{0.0014 \text{ g}}{\text{cm}^3}$$

$$d = \frac{0.0014 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1000 \text{ cm}^3/\text{L}}{1000 \text{ cm}^3/\text{L}}$$

$$d = \frac{(0.0014 \text{ g})}{0.001 \text{ L}} = 1.4 \text{ g/L}$$

ويمكن حساب درجة الحرارة كما يلي :

$$P M_w = d R T$$

$$T = \frac{P M_w}{d R}$$

$$T = \frac{(1.4 \times 10^9 \text{ atm}) \times (2 \text{ g/mol})}{(1.4 \text{ g/L}) \times (0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})} = 2.44 \times 10^{10} \text{ K}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٩٠)

إذا كان ضغط غاز الإيثان (C_2H_6) هو (1.2 atm) ودرجة حرارته ($27\text{ }^\circ\text{C}$) أوجد كثافة هذا الغاز بوحدة (g/ml)، علماً بأن : (الكتل الذرية : (H = 1, C = 12).

الحل

$$PM_w = d R T$$

$$d = \frac{PM_w}{RT}$$

$$d = \frac{(1.2 \text{ atm}) \times (2 \times 12 + 6 \times 1)}{(0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times (300 \text{ K})}$$

$$d = 1.46 \text{ g/L}$$

ونحول هذا القيمة الى وحدة g/ml كما هو مطلوب في السؤال :

$$d = \frac{1.46 \text{ g}}{\text{L}} = \frac{1.46 \text{ g}}{1000 \text{ ml}} = 1.46 \times 10^{-3} \text{ g/ml}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

حسابات على التفاعلات غازية

مثال (٩١)

احسب حجم غاز الكلور (Cl_2) الذي يمكن الحصول عليه من تفاعل (9.125 g) من كلوريد الهيدروجين (HCl) عند (20°C) وضغط قدره (836 mmHg) مع فائض من KMnO_4 حسب التفاعل التالي :



الحل

أولاً نوجد عدد مولات غاز الكلور المتكونة ومن ثم نعوض بهذا العدد في معادلة الغاز المثالي لنحسب الحجم.

حساب عدد مولات غاز HCl المتفاعلة :

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{W HCl}}}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{9.125\text{g}}{(1 + 35.5)} = 0.25 \text{ mol}$$

ومن المعادلة :



$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{5 \times 0.25}{16} = 0.0781 \text{ mol}$$

ولحساب حجم غاز الكلور المتكون نعوض في معادلة الغاز المثالي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

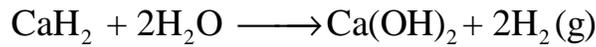
$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0.0781 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L.atm mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times (20 + 273)^\circ\text{K}}{\left(\frac{836 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg atm}^{-1}}\right)} = 1.71 \text{ L}$$

مثال (٩٢)

احسب وزن هيدريد الكالسيوم CaH_2 اللازم لإنتاج (0.6 L) من غاز الهيدروجين (H_2) عند درجة حرارة (20°C) وضغط (1.0 atm) حسب التفاعل التالي :



الحل

نحسب أولاً عدد مولات غاز الهيدروجين الناتجة من المعطيات في السؤال بتطبيق قانون الغاز المثالي :

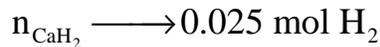
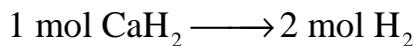
$$P_{\text{H}_2} V = n_{\text{H}_2} RT$$

$$n = \frac{P_{\text{H}_2} V}{RT}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{1.0 \text{ atm} \times 0.6 \text{ L}}{0.0821 \text{ L.atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (20 + 273) \text{ K}}$$

$$n_{\text{H}_2} = 0.025 \text{ mol}$$

ومن المعادلة :



$$n_{\text{CaH}_2} = \frac{1 \times 0.025}{2}$$

$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 0.0125 \text{ mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولتحويل هذه الكمية الى وزن بالجرام :

$$n_{\text{CaH}_2} = \frac{m_{\text{CaH}_2}}{Mw_{\text{CaH}_2}}$$

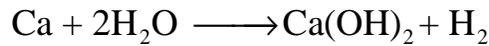
$$m_{\text{CaH}_2} = n_{\text{CaH}_2} \times Mw_{\text{CaH}_2}$$

$$m_{\text{CaH}_2} = 0.0125 \text{ mol} \times (40 + 2 \times 1) \text{ g mol}^{-1}$$

$$m_{\text{CaH}_2} = 0.525 \text{ g}$$

مثال (٩٣)

كم لتراً من غاز الهيدروجين في الشروط القياسية ينتج من تفاعل 15 g من الكالسيوم :



(الكتلة الذرية للكالسيوم = 40).

الحل

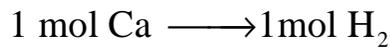
نوجد عدد مولات الكالسيوم المتفاعلة :

$$n_{\text{Ca}} = \frac{m_{\text{Ca}}}{Mw_{\text{Ca}}}$$

$$n_{\text{Ca}} = \frac{15 \text{ g}}{40 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$n_{\text{Ca}} = 0.375 \text{ mol}$$

ومن المعادلة :



$$n_{\text{H}_2} = \frac{1 \times 0.375}{1} = 0.375 \text{ mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولحسم حجم غاز الهيدروجين نطبق معادلة الغاز المثالي :

$$PV = nRT$$

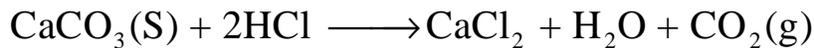
$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{0.375 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L. atm mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 8.40 \text{ L}$$

مثال (٩٤)

عند الظروف المعيارية (القياسية)، احسب عدد لترات ثاني أكسيد الكربون CO_2 الناتج من تفاعل (0.05 mol) من كربونات الكالسيوم CaCO_3 حسب التفاعل التالي :



الحل

الجواب : 1.12 L

مثال (٩٥)

احسب حجم غاز الهيدروجين الناتج من تفاعل 4.6 g من الصوديوم Na عند (40 °C) وضغط قدره (0.8 atm) حسب التفاعل التالي :



الحل

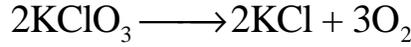
الجواب : 3.2 L

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٩٦)

ما وزن كلورات البوتاسيوم المتفككة لدى الحصول على (100 L) من الأكسجين في الشروط النظامية :



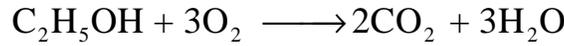
الأوزان الذرية (K = 39.1, Cl = 35.5, O = 16)

الحل

الجواب : 364.49 g

مثال (٩٧)

احسب وزن الإيثانول $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ اللازم للتفاعل مع (146 L) من الأكسجين (O_2) عند (27°C) وضغط قدره (91.2 cmHg) حسب التفاعل :



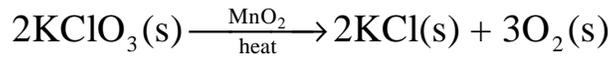
الكتل الذرية (H = 1, C = 12, O = 16)

الحل

الجواب : 109.066 g

مثال (٩٨)

ما حجم الأكسجين عند (STP) الذي يمكن إنتاجه بتسخين (g 112) من كلورات البوتاسيوم (KClO_3).



الحل

الحجم $\text{VO}_2 = 30.7 \text{ L}$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (٩٩)

خليط من (1.80 g) من كلورات البوتاسيوم ($KClO_3$) و كلوريد البوتاسيوم (KCl) سخنت حتى تحلل كل ($KClO_3$). وبعد التجفيف ، فإن الأكسجين المتحرر احتل (405 ml) عند ($25\text{ }^\circ\text{C}$) عندما كان الضغط البارومتري (745 torr).

(أ) كم مولاً من الأكسجين أنتج؟

(ب) ما نسبة $KClO_3$ في الخليط؟

الحل

(أ) عدد مولات الأكسجين تساوي (0.0162 mol) (ب) % $KClO_3 = 73.3\%$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

قانون دالتون للضغوط الجزئية

Dalton's Law of Partial Pressures (1807)

كان من الاهتمامات الرئيسية للعالم دالتون دراسة الظروف المناخية والجوية . ولقد احتفظ لمدة ٥٧ عاماً بكتيب خاص دون فيه "ملاحظات على الطقس" ووصف فيه بعض الأجهزة المستعملة في قياس الظروف المناخية، كقياس درجة الحرارة، ومقياس الضغط الجوي، ومقياس درجة تشبع الهواء ببخار الماء الجوي.

وقد أدت دراسته لتركيب الهواء الجوي الى وضع النظرية الذرية. كما أن دراسته لتغير ضغط بخار الماء في الجو أدت الى اكتشافه لعلاقة أولية بسيطة تتضمن الضغط الكلي لخليط غازي. فقد وجد أن درجة تشبع الهواء الجوي ببخار الماء تعتمد فقط على درجة الحرارة. فعند درجة (25 °C) يكون أعلى ضغط يحصل عليه بخار الماء هو 24 mm Hg، وهذا يعني أنه إذا سمح للماء أن يتبخر داخل وعاء مغلق، فإن ضغط بخار الماء يصل الى حد أقصى مقداره 24 mmHg عند درجة 25 °C. وبذلك إذا كان الهواء موجوداً داخل الوعاء وضغطه يساوي 760 mmHg فإن الضغط الكلي داخل الوعاء :

$$P_t = P_{\text{air}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_t = 760 + 24 = 784 \text{ mmHg}$$

أما إذا كان الوعاء مفرغاً من الهواء وضغطه = صفراً، فإن الضغط الكلي في هذه الحالة يساوي ضغط بخار الماء (24 mmHg) .

وقد أجرى دالتون التجربة باستعمال غازات أخرى وحصل على نفس النتيجة. فمثلاً إذا احتوى الإناء على غاز النيتروجين (N₂) وضغطه 500 mmHg ففي وجود الماء يرتفع الضغط الى 524 mmHg عند درجة 25 °C.

وعلى أساس هذه الدراسات فقد استنتج عام (1801) أن :

" الضغط الكلي لخليط من الغازات لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزئية لهذه الغازات إذا شغل كل غاز الحيز بمفرده".

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

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

إن المسافات الكبيرة التي تفصل بين جزيئات الغاز كفيلة بأن تضمن لكل غاز استقلالاً عن غيره في الخليط، وحرية في حركة جزيئاته. وعلى هذا الأساس نتوقع أن يؤثر كل من الغازات بضغط خاص به، وكأنه الوحيد الذي يشغل الحجم المحدد، وأن يكون الضغط الكلي للمخلوط مجموع هذه الضغوط الجزئية للغازات المكونة له.

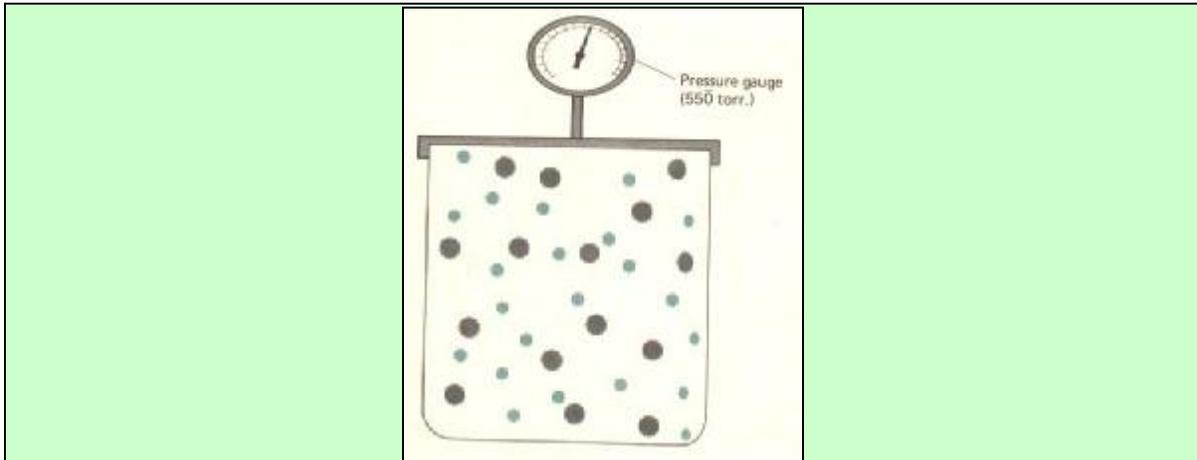


Fig. 66 : Dalton's Law of partial pressures. Partial pressure of oxygen gas (small dots) is 250 torr, and partial pressure of nitrogen gas (large dots) is 300 torr

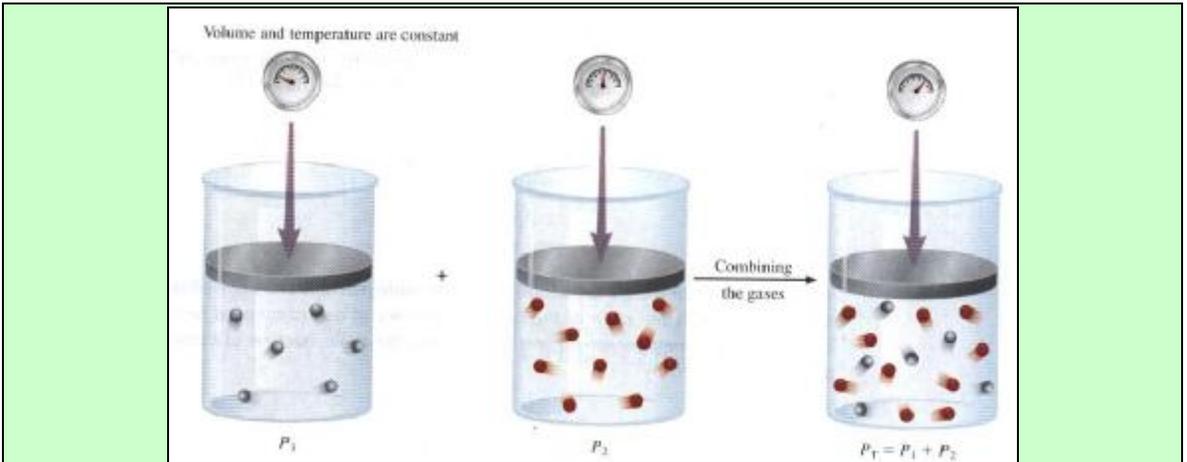
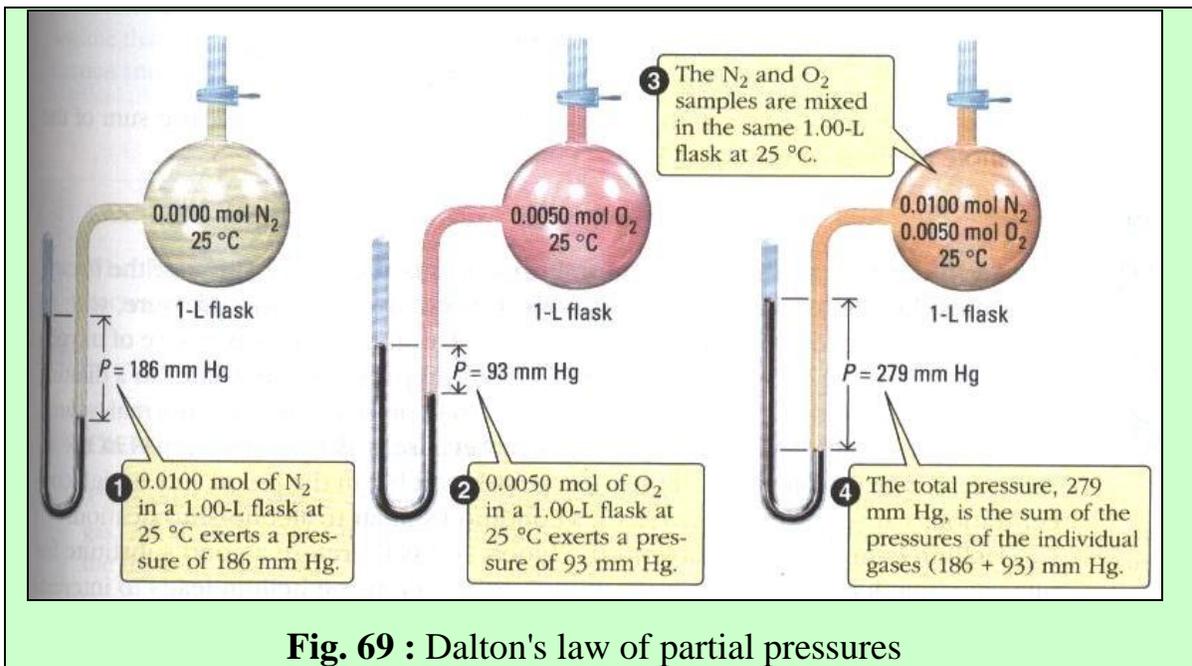
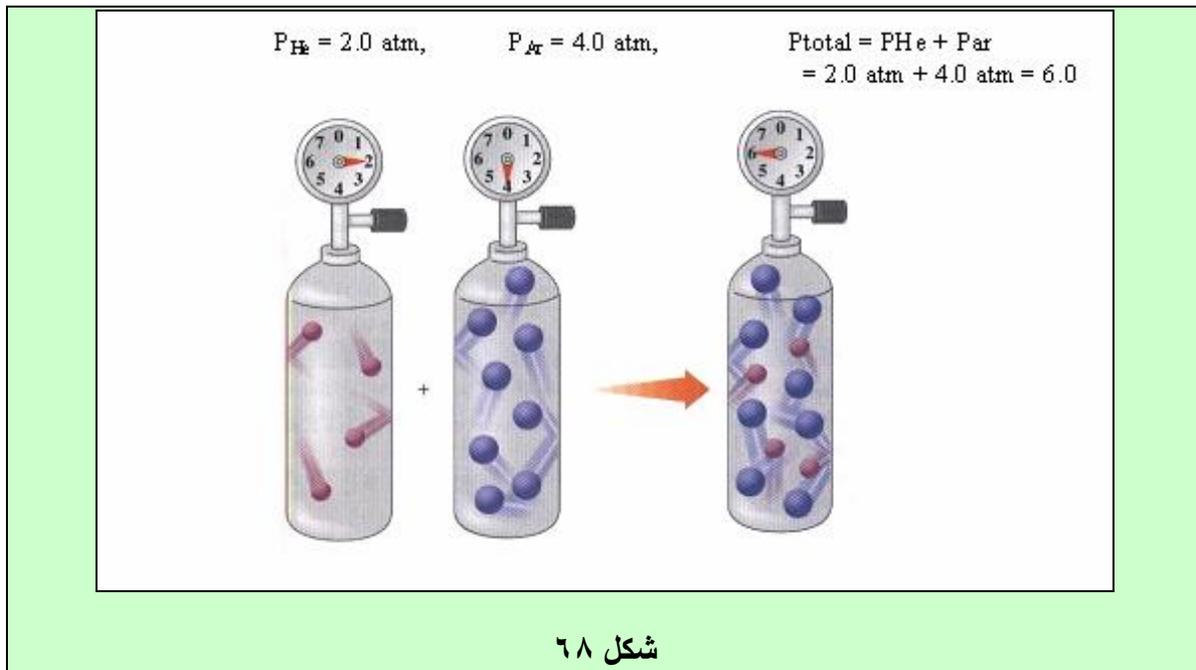


Fig. 67 : Schematic illustration of Dalton's law of partial pressures.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

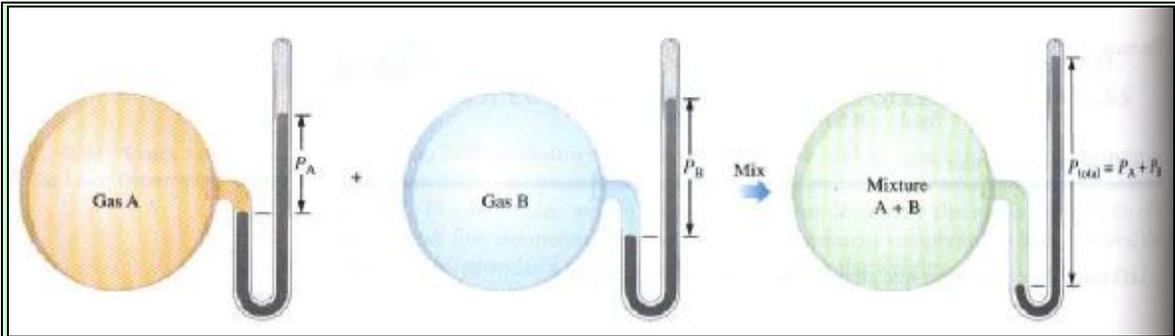


Fig. 70 : An illustration of Dalton's Law. When the two gases A and B are mixed in the same container at the same temperature, they exert a total pressure equal to the sum of their partial pressure.

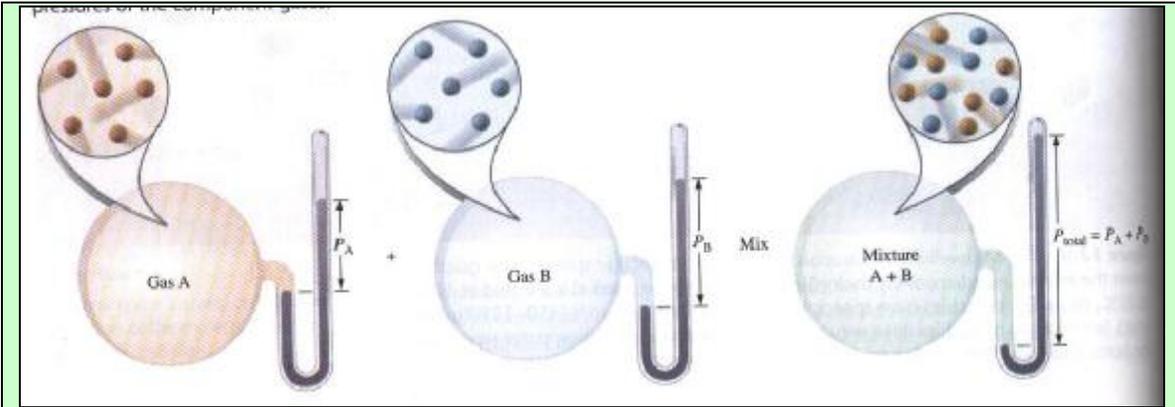


Fig. 71 : A molecular interpretation of Dalton's Law. The molecules act independently in the mixture, so each gas exerts its own partial pressure due to its molecular collisions with the walls. The total gas pressure is the sum of the partial pressures of the component gases.

فلنأخذ مثلاً ثلاثة أوعية مليئة بغازات، سعة كل منها 1 L، وعند نفس درجة الحرارة :

- أحدها يحتوي على غاز النيتروجين (N_2) عند ضغط 0.5 atm
 - والثاني يحتوي على غاز الأكسجين (O_2) بضغط 0.75 atm
 - والثالث يحتوي على غاز الهيدروجين (H_2) عند ضغط 0.1 atm
- فإذا اختلطت هذه الغازات في إناء واحد، سعته لتر واحد، فإن الضغط الكلي (P_t) يساوي مجموع ضغوط هذه الغازات منفصلة عند نفس الدرجة والحجم:

الفصل الثاني : قوانين الغازات

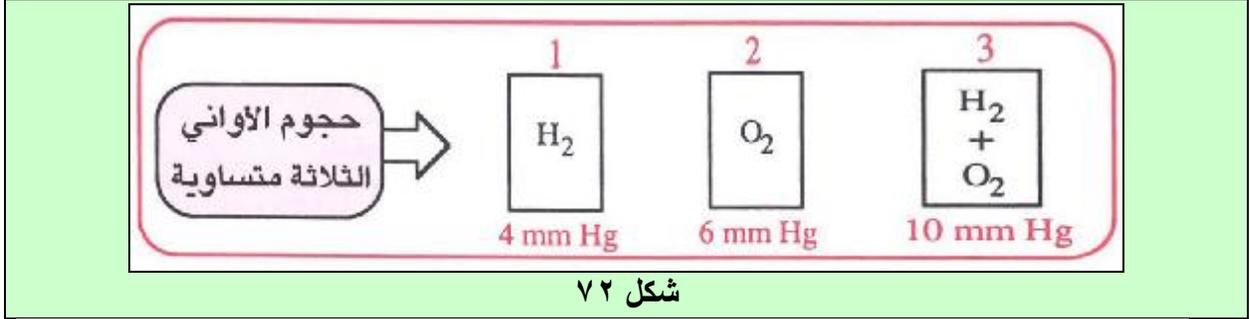
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_t = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{H_2}$$

$$P_t = 0.5 + 0.75 + 0.1$$

$$P_t = 1.35$$

ويعرف ضغط غاز بذاته في خليط من الغازات بالضغط الجزئي، وبالإستعانة بالشكل (٧٢).



حيث تكون كل الأوعية من نفس الحجم وكل منها له مانومتر لقياس الضغط . ولنفترض أن عينة من الهيدروجين قد ضخت داخل الوعاء الأول، وأن ضغطها المقيس هو (4 mmHg)، وأن عينة من الأكسجين قد ضخت في الوعاء الثاني، وأن ضغطها المقيس هو (6 mmHg). وإذا نقلت كلتا العينتين الى الوعاء الثالث فإنه يلاحظ أن الضغط يكون (10 mmHg).

وبذلك فإنه يمكن صياغة قانون دالتون للضغوط الجزئية على النحو التالي :

" الضغط الكلي لخليط من الغازات لا تتفاعل مع بعضها البعض في حجم معين وعند درجة حرارة معينة يساوي مجموع الضغوط الجزئية لهذه الغازات " ويعبر عنه رياضياً في حالة خليط يحتوي على عدد (n) من الغازات.

$$P_t = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

وهذا يعني أنه عند وضع أكثر من غاز (لا تتفاعل كيميائياً) في نفس الوعاء يكون الضغط الممارس من قبل كل غاز في المزيج نفسه كما لو كان هو الغاز الوحيد في الوعاء. والضغط الممارس من قبل كل غاز في المزيج يدعى الضغط الجزئي (Partial Pressure).

فلو كان لدينا غازات (A, B, C)، عدد مولاتها (n_A, n_B, n_C) فإن ضغوطها الجزئية تحسب كما يلي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_A V = n_A R T \Rightarrow P_A = \frac{n_A R T}{V}$$

$$P_B V = n_B R T \Rightarrow P_B = \frac{n_B R T}{V}$$

$$P_C V = n_C R T \Rightarrow P_C = \frac{n_C R T}{V}$$

$$P_t = P_A + P_B + P_C$$

$$P_t = \frac{n_A R T}{V} + \frac{n_B R T}{V} + \frac{n_C R T}{V}$$

$$\Rightarrow P_t = \frac{(n_A + n_B + n_C) R T}{V}$$

$$P_t = \frac{n_t R T}{V}$$

$$\Rightarrow P_t V = n_t R T$$

ومن هنا فإن المعادلة العامة للغازات في صورتها العامة في حالة الغازات النقية :

$$PV = nRT$$

يمكن تطبيقها على مخلوط من الغازات تماماً :

$$P_t V = n_t R T$$

ولتطبيق قانون دالتون في كثير من المسائل العملية فإننا نشق ما يسمى بالكسر الضغطي (Pressure Fraction) وهو نسبة الضغط الجزئي لأي مكون من مكونات المخلوط الى الضغط الكلي:

$$\text{pressure fraction} = \left(\frac{P_A}{P_t} \right)$$

ويمكن أن يحسب لأي غاز بقسمة معادلة الغاز المثالي في الحالة النقية على معادلة الغاز المثالي في حالة مخلوط الغازات :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_A V = n_A RT$$

$$P_t V = n_t RT$$

$$\frac{P_A V}{P_t V} = \frac{n_A R T}{n_t R T}$$

$$\Rightarrow \frac{P_A}{P_t} = \frac{n_A}{n_t} = X_A$$

$$\frac{P_B}{P_t} = \frac{n_B}{n_t} = X_B$$

$$\frac{P_C}{P_t} = \frac{n_C}{n_t} = X_C$$

حيث (X_A, X_B, X_C) هي الكسور المولية (Mole Fraction) للغازات (A, B, C).
ومجموع الكسور المولية هو واحد:

$$\sum X = 1$$

ويمكن حساب الضغط الجزئي لأي مكون من مكونات المخلوط كما يلي :

$$P_A = X_A P_t$$

$$P_B = X_B P_t$$

$$P_C = X_C P_t$$

وتتبع معظم مخاليط الغازات البسيطة قانون دالتون تحت الضغط الجوي ولكن كثيراً منها يظهر حيوداً ملحوظاً تحت الضغوط العالية تماماً كما تظهر الغازات الحقيقية حيوداً عن القانون العام للغازات المثالية تحت الضغوط العالية. وسوف يتعاضد الحيود عن قانون الغاز المثالي كلما ازداد الضغط الكلي. ويمكن استعمال القانون السابق مادام الغاز بعيداً عن منطقة التسييل للغازات المكونة للخليط.

- ولا يعزى ذلك الحيود فقط الى التجاذبات بين جزيئات من نفس النوع، ولكن أيضاً الى تجاذبات بين الأنواع المختلفة من الجزيئات.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

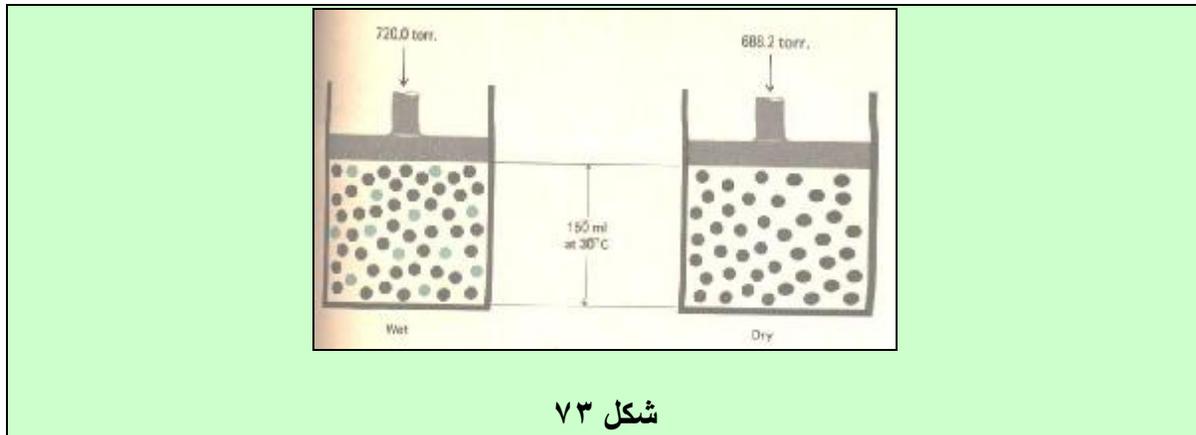
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

- وعلاوة على ذلك، فإن الفراغ الذي يحتوي الجزيئات في الخليط يكون مشغولاً جزئياً بجزيئات من أنواع مختلفة، مما يقلل بذلك الحجم الفعال (effective volume) للغازات الموجودة، ومع ذلك فإنه عملياً يمكن استعمال قانون دالتون دون خطأ كبير وذلك عند ضغوط في نطاق واحد جو، حيث يكون الحيويد صغيراً.

تجميع الغازات فوق سطح الماء

Collecting Gases Over Water

من التطبيقات العملية لقانون دالتون للضغوط الجزئية حساب ضغوط الغازات المتجمعة فوق سائل. وكثيراً ما تجمع الغازات المحضرة في المختبر عن طريق إزاحة الماء. وإذا جمع الغاز فوق سطح سائل متطاير مثل الماء (الأشكال ٧٤ – ٧٨) فيجب إجراء تصحيح لضغطه نظراً لكمية بخار الماء الموجودة مع الغاز (يكون الغاز الذي يجمع بهذه الطريقة ملوثاً بجزيئات الماء التي تتبخر الى داخل الغاز (شكل ٧٣)، ويكون الغاز المتجمع فوق الماء مشبعاً ببخار الماء الذي يشغل الحجم الكلي للغاز وله ضغط جزئي. والضغط الجزئي لبخار الماء (Vapor Pressure) محدد عند كل درجة حرارة ولا يعتمد على طبيعة الغاز أو ضغطه. هذه القيمة المحددة لضغط بخار الماء – كدالة في درجات الحرارة – موجودة في جداول بالمراجع العلمية.



الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

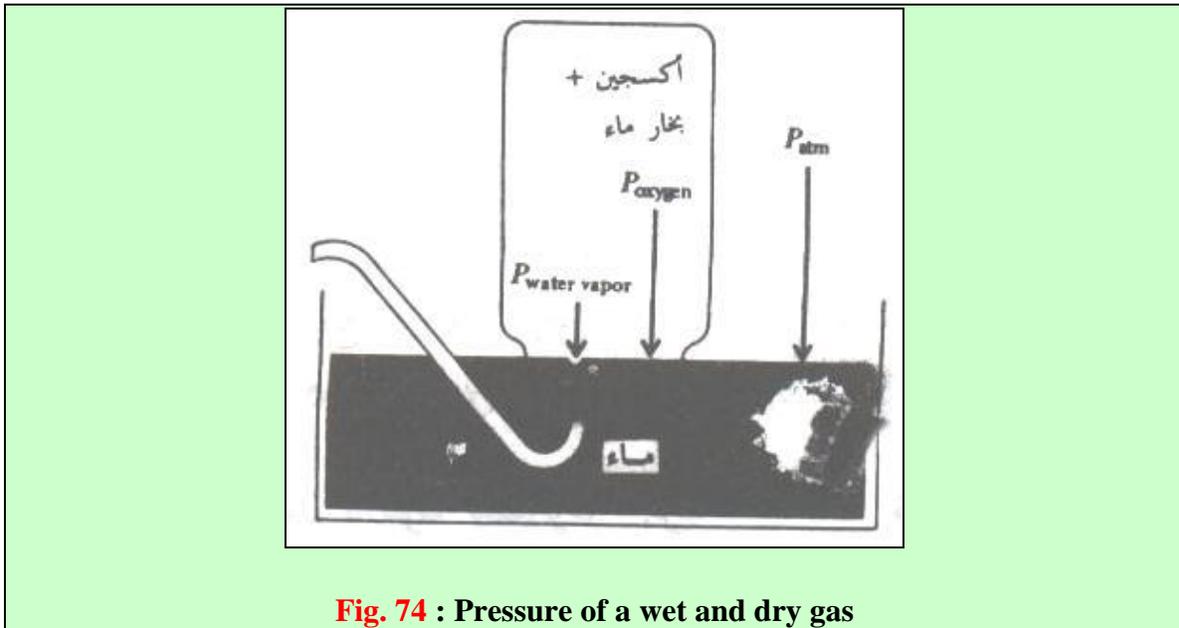


Fig. 74 : Pressure of a wet and dry gas

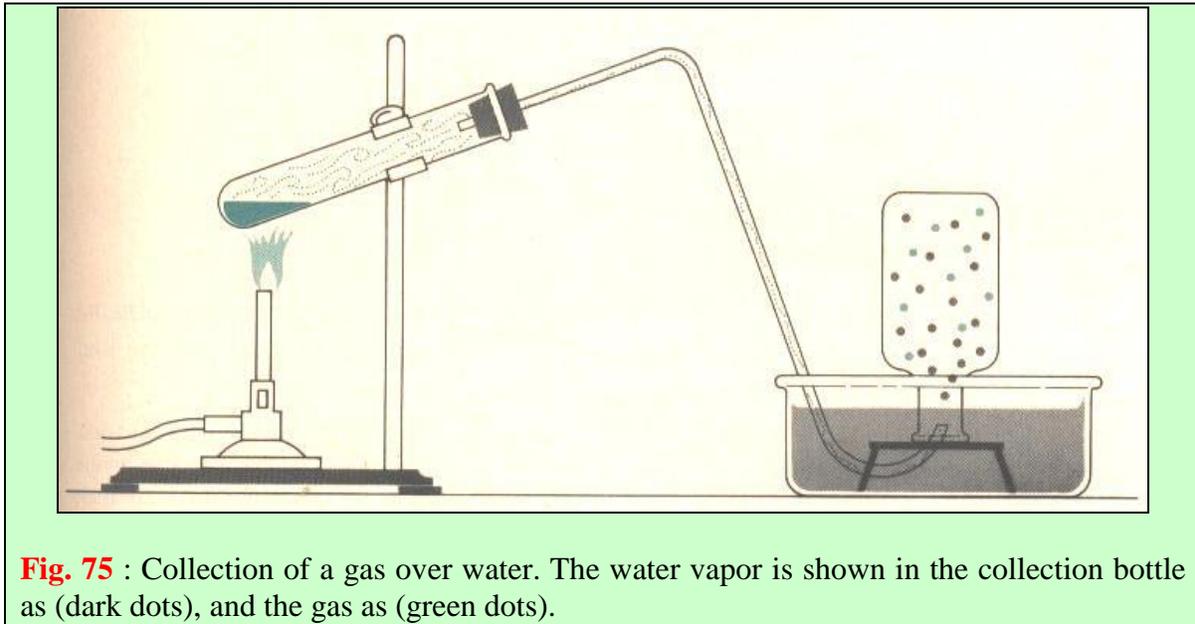


Fig. 75 : Collection of a gas over water. The water vapor is shown in the collection bottle as (dark dots), and the gas as (green dots).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

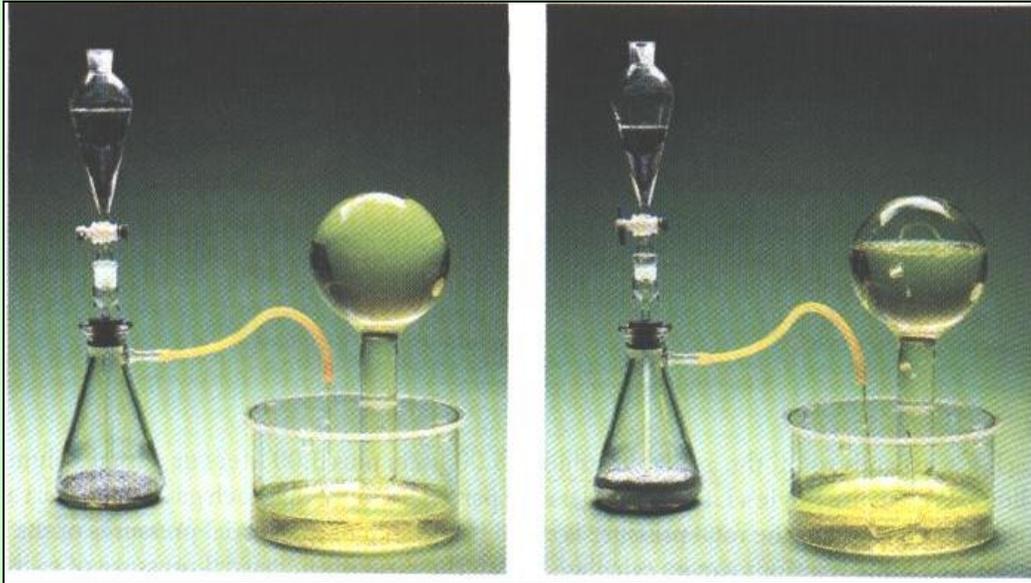
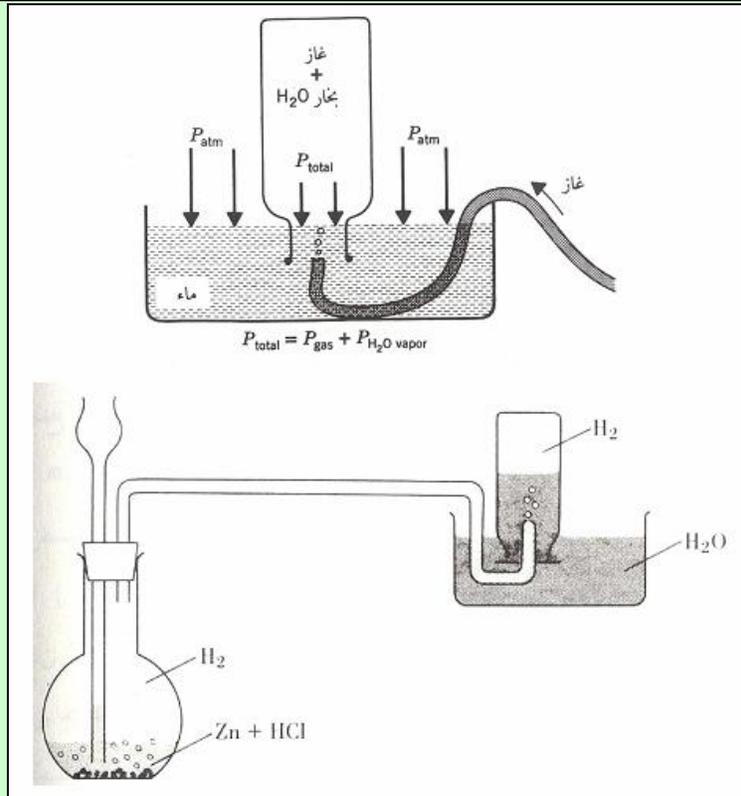


Fig. 77 : Apparatus for preparing hydrogen from zinc and sulfuric acid.

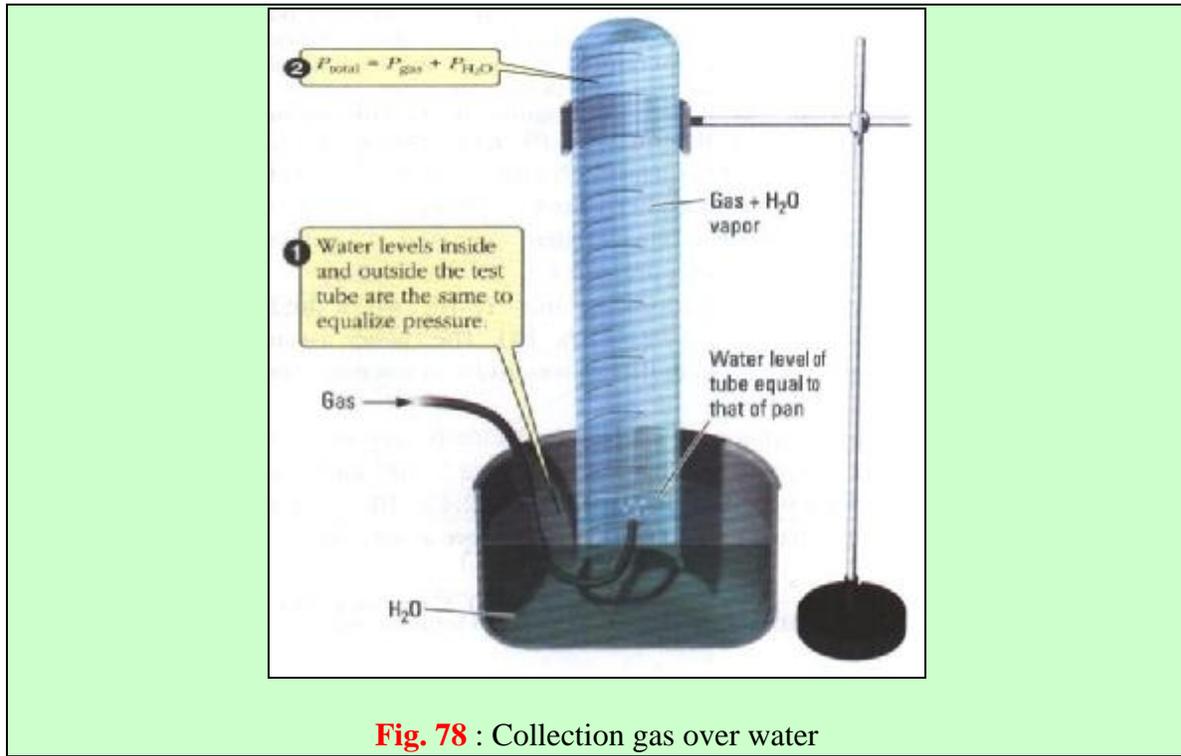
$\text{Zn(s)} + 2\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$. The hydrogen is collected by displacement of water.



شكل ٧٦

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



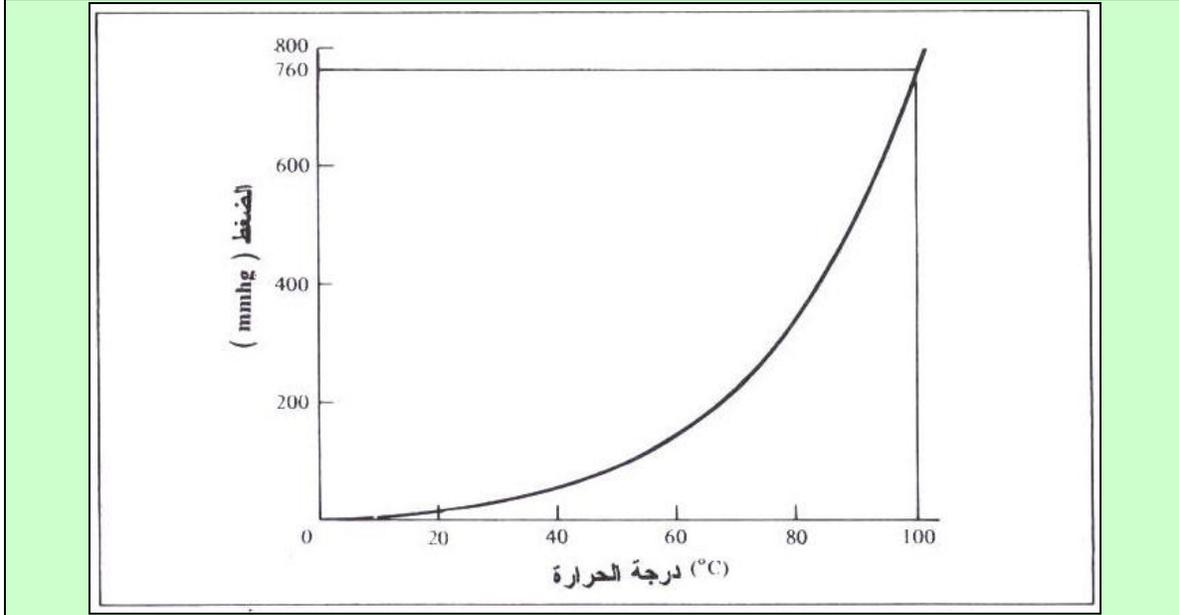
جدول ١٦ : ضغط بخار الماء كدالة لدرجة الحرارة
vapor Pressure of Water at Different Temperatures

T °C	P kPa	P mmHg	T °C	P kPa	P mmHg	T °C	P kPa	P mmHg
0	0.61	4.6	24	2.97	22.4	40	7.37	55.3
1	0.65	4.9	25	3.17	23.8	45	9.59	71.9
2	0.71	5.3	26	3.36	25.2	98	94.30	707.3
3	0.76	5.7	17	1.93	14.5	99	97.75	733.2
4	0.81	6.1	18	2.07	15.5	100	101.325	760.0
5	0.87	6.5	19	2.20	16.5	101	105.00	787.6
6	0.93	7.0	20	2.33	17.5	50	12.33	92.5
7	1.00	7.5	21	2.49	18.7	55	15.73	118.0
8	1.07	8.0	22	2.64	19.8	60	19.92	149.4
9	1.15	8.6	27	3.56	26.7	65	25.00	187.5
10	1.23	9.2	28	3.77	28.3	70	31.16	233.7
11	1.31	9.8	29	4.00	30.0	75	38.54	289.1
12	1.40	10.5	30	4.24	31.8	80	47.34	355.1
13	1.49	11.2	31	4.49	33.7	85	57.81	433.6
14	1.60	12.0	32	4.76	35.7	90	70.10	522.8
15	1.71	12.8	33	5.03	37.7	95	84.54	634.1
16	1.81	13.6	34	5.32	39.9	96	87.67	657.6
23	2.81	21.1	35	5.63	42.2	97	90.94	682.1

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

منحنى تغير ضغط بخار الماء مع درجة الحرارة يظهر بالشكل (٧٩)



شكل ٧٩ : ضغط بخار الماء بدلالة درجة الحرارة. تذكر أنه عند درجة غليان الماء (100 °C) فإن الضغط يكون (760 mm Hg) والذي يساوي (1 atm).

ويساهم ضغط بخار الماء في الضغط الكلي للغاز الرطب. وحسب قانون دالتون للضغوط الجزئية فإن :

الضغط الكلي = ضغط الغاز + ضغط بخار الماء المشبع.

$$P_t = P_{\text{gas}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

ضغط الغاز = الضغط الكلي - ضغط بخار الماء المشبع.

$$P_{\text{gas}} = P_t - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

ضغط بخار الماء = الضغط الكلي - ضغط الغاز.

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_t - P_{\text{gas}}$$

وإذا جمع الغاز فوق سطح الزئبق فليس من الضروري إجراء تصحيحات لضغط بخار الزئبق لأن ضغط بخار الزئبق يعتبر كمية مهملة عند درجات الحرارة العادية. ونلاحظ أن مستوى الماء واحداً داخل دورق التجميع وخارجه، لذلك فإن الضغط في الداخل يجب أن يكون مساوياً للضغط في الخارج (أي يساوي الضغط الجوي). والضغط

الفصل الثاني : قوانين الغازات

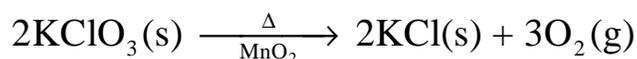
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الجوي يمكن قياسه بواسطة جهاز البارومتر. أما ضغط بخار الماء يمكن الحصول عليه من الجدول (١٦) إذا عرفنا درجة الحرارة، وبالتالي فإنه يمكن لحساب الضغط الجزئي للغاز النقي :

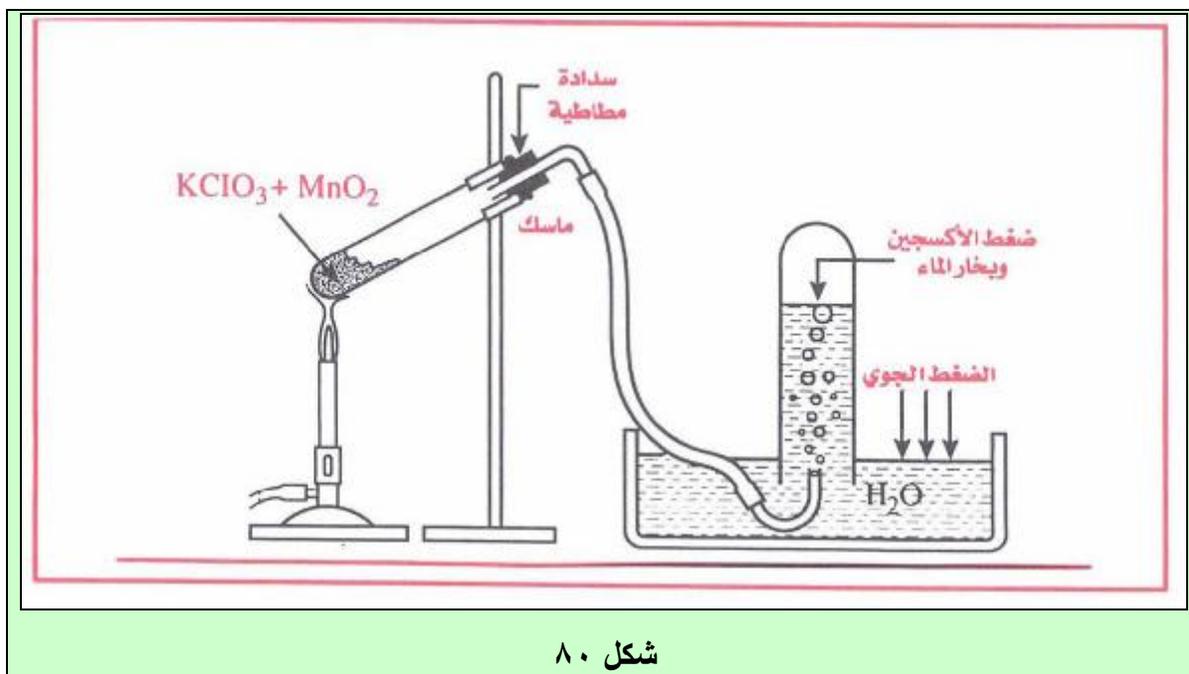
$$P_{\text{gas}} = P_t - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

مثال توضيحي لتجميع الغازات فوق سطح الماء :

يحضر الأكسجين بتسخين كلورات البوتاسيوم KClO_3 :



وعندما ينتج الأكسجين يجمع فوق الماء كما في الشكلين (٨٠، ٨١).



الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

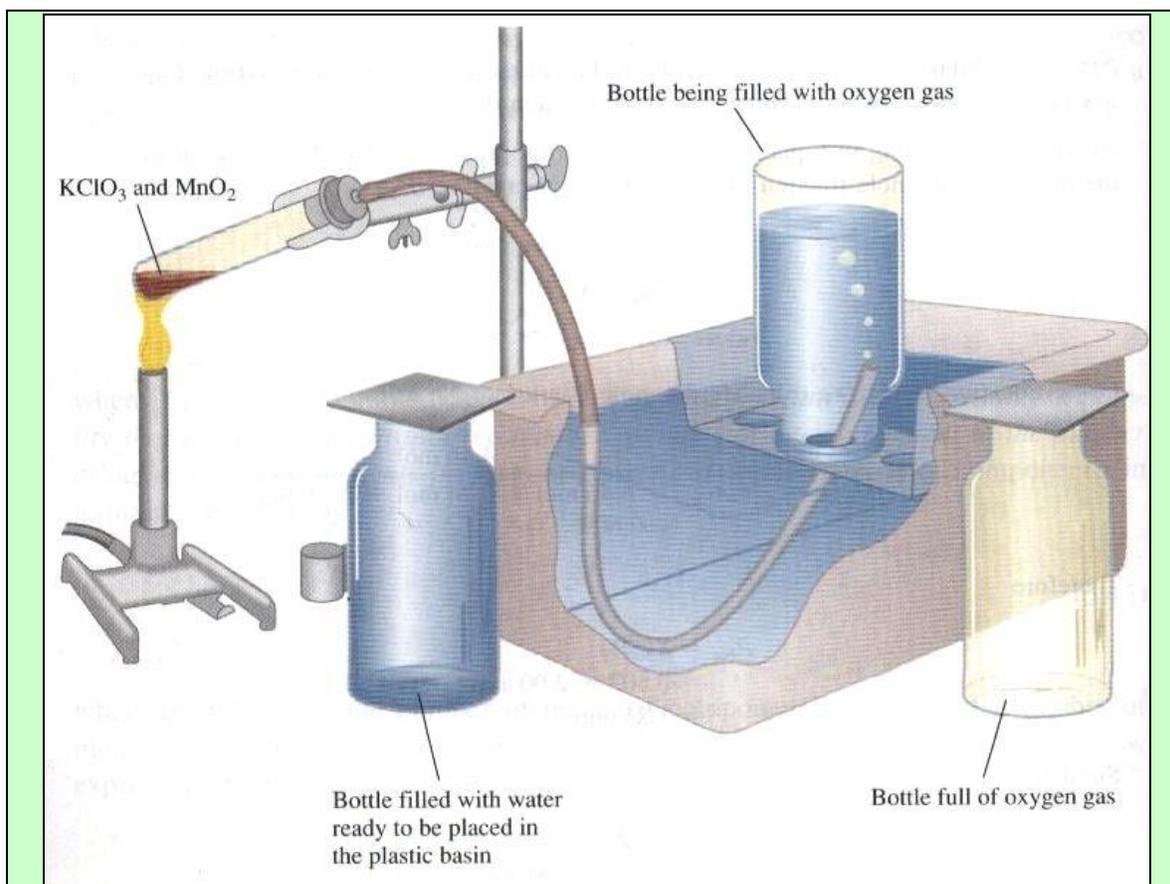


Fig. 81 : An apparatus for collecting gas over water. The oxygen generated by heating potassium chlorate ($KClO_3$) in the presence of a small amount of manganese dioxide (MnO_2), which speeds up the reaction., is bubbled through water and collected in a bottle as shown. Water originally present in the bottle is pushed into the trough by the oxygen gas.

ولكن غاز الأكسجين الذي جمع بهذه الطريقة لا يعتبر نقياً، وذلك لوجود بخار الماء في نفس الحيز.

ولهذا فإن الضغط الكلي P للغاز الموجود فوق الماء يساوي مجموع الضغط الناتج عن غاز الأكسجين P وعن غاز بخار الماء :

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

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

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحجوم الجزئية Partial Volume

لو فرضنا أن الضغط في الإناء ثابت وأن درجة الحرارة ثابتة، ففي هذه الحالة فإن الحجم الكلي للخليط يساوي مجموع الحجوم الجزئية Partial Volume للغازات المكونة للخليط.

وفي حالة كون الغازات مثالية فيمكن تطبيق المعادلة العامة للغاز المثالي كل غاز في الإناء الذي ضغطه P فبالنسبة للغاز الذي كميته (n_1) مول فإن حجمه الجزئي (V_1) يساوي :

$$V_1 = \frac{n_1 RT}{P}$$

وللغاز الثاني :

$$V_2 = \frac{n_2 RT}{P}$$

وللغاز الثالث فإن:

$$V_3 = \frac{n_3 RT}{P}$$

وللغاز (i) فإن :

$$V_i = \frac{n_i RT}{P}$$

وإن مجموع الحجوم الجزئية تساوي الحجم الكلي (V_t) :

$$V_t = V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_i$$

وللخليط فإن :

(224)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

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

$$\therefore n_t = n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i$$

$$\Rightarrow V_t = \frac{n_t R T}{P}$$

وبقسمة المعادلة :

$$V_1 = \frac{n_1 R T}{P}$$

على المعادلة :

$$V_t = \frac{n_t R T}{P}$$

نحصل على :

$$\frac{V_1}{V_t} = \frac{\frac{n_1 R T}{P}}{\frac{n_t R T}{P}}$$
$$\Rightarrow \frac{V_1}{V_t} = \frac{n_1}{n_t} = X_1$$
$$\Rightarrow \frac{V_1}{V_t} = X_1$$

ومنه فإن :

$$V_1 = X_1 V_t$$

$$V_2 = X_2 V_t$$

$$V_3 = X_3 V_t$$

ويمكن القول :

$$\text{Volume Fraction} = \left(\frac{V_1}{V_t} \right)$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

هي الكسر الحجمي Volume Fraction أي أن الكسر المولي يساوي الحجم المولي، وإن مجموع الكسور المولية للخليط تساوي واحد دائماً.

$$\frac{n_1}{n_t} + \frac{n_2}{n_t} + \frac{n_3}{n_t} + \dots + \frac{n_i}{n_t} = \frac{n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i}{n_t} = \frac{n_t}{n_t} = 1$$

مثال (١٠٠)

احسب الضغط المبذول لخليط من غازين 7.50 g نيتروجين (N_2)، و 6.00g هيليوم (He) في وعاء حجمه 2.50 L درجة حرارته ($15^\circ C$).

(الكتل الذرية : (N = 14, He = 4)

الحل

أولاً/ نحسب عدد مولات كل غاز ثم نوجد عدد المولات الكلي كما يلي :

$$n_{N_2} = \frac{m}{Mw} = \frac{7.5 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0.27 \text{ mol}$$

$$n_{He} = \frac{m}{Mw} = \frac{6}{4} = 1.5 \text{ mol}$$

$$n_t = n_{N_2} + n_{He} = 0.27 + 1.5 = 1.77$$

وباستخدام القانون العام للغازات المثالية :

$$P_t V = n_t RT$$

$$P_t = \frac{n_t RT}{V}$$

$$P_t = \frac{1.77 \times 0.0821 \times (15 + 273)}{2.50}$$

$$P_t = 16.74 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٠١)

احسب الكسر المولي لغاز الهيدروجين بعد عملية التحليل الكهربائي للماء عند درجة حرارة 23°C إذا كان ضغط الماء هو 23.50 mmHg والضغط الكلي 754 mm Hg ؟

الحل

أولاً / نحسب ضغط الهيدروجين بتطبيق قانون دالتون للضغوط الجزئية :

$$P_t = P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{H}_2}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_t - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{H}_2} = 754 - 23.50$$

$$P_{\text{H}_2} = 730.5 \text{ mmHg}$$

ولحساب الكسر المولي للهيدروجين :

$$P_{\text{H}_2} = X_{\text{H}_2} P_t$$

$$X_{\text{H}_2} = \left(\frac{P_{\text{H}_2}}{P_t} \right) = \left(\frac{730.5}{754} \right) = 0.97$$

مثال (١٠٢)

خليط من غازين (A) وكتلته 0.495 g (وزنه الجزيئي 66.0) ، (B) وكتلته 0.182 g (وزنه الجزيئي 45.5)، وكان الضغط الكلي للخليط (76.2 cmHg) احسب الضغط الجزئي لكل غاز.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

الحل

$$n_A = \frac{m_A}{Mw_A} = \frac{0.495 \text{ g}}{66 \text{ g mol}^{-1}} = 0.0075 \text{ mol}$$

$$n_B = \frac{m_B}{Mw_B} = \frac{0.182}{45.5} = 0.004 \text{ mol}$$

$$n_t = n_A + n_B = 0.0075 + 0.004 = 0.0115 \text{ mol}$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_t} = \frac{0.0075}{0.0115} = 0.6522$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_t} = \frac{0.004}{0.0115} = 0.34783$$

$$P_A = X_A P_t = 0.6522 \times 76.2 \text{ cmHg} = 49.7 \text{ cmHg}$$

$$P_B = X_B P_t = 0.34783 \times 76.2 \text{ cmHg} = 26.5 \text{ cmHg}$$

مثال (١٠٣)

خلط جرام من الماء مع جرام من الهكسان (C_6H_{14}) في وعاء مقفل سعته 6 لتر، وسخن الخليط حتى درجة حرارة $250^\circ C$ ، فتحولت المادتان الى الحالة الغازية . احسب ضغط الخليط.

الحل

$$n_{H_2O} = \frac{m}{Mw} = \frac{1}{18} = 0.0556 \text{ mol}$$

$$n_{Hexane} = \frac{m}{Mw} = \frac{1}{86} = 0.0116 \text{ mol}$$

$$n_t = n_{H_2O} + n_{Hexane} = 0.0556 + 0.0116 = 0.0672 \text{ mol}$$

$$P_t V = n_t RT$$

$$P_t = \frac{n_t RT}{V}$$

$$P_t = \frac{0.0672 \text{ mol} \times 0.082 \text{ L atmK}^{-1} \text{mol}^{-1} \times 523 \text{ K}}{6 \text{ L}}$$

$$P_t = 0.492 \text{ atm}$$

$$P_t = 374 \text{ mmHg}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

مثال (١٠٤)

(10 L) من غاز الأوكسجين في اسطوانة تحت ضغط (100 atm) أردنا ملء اسطوانات صغيرة حجم كل منها (0.4 L) وتحت ضغط (20 atm).
 أ) احسب نسبة الأوكسجين المستعملة لهذه العملية من الأسطوانة ذات سعة (10 L)
 ب) كم اسطوانة صغيرة تكفي لهذه العملية.

الحل

على فرض أن درجة الحرارة ثابتة وأن الغاز يسلك سلوكاً مثالياً.
 بما أن درجة الحرارة ثابتة، فإنه وحسب قانون بويل :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$100 \times 10 = 20 \times V_2$$

$$V_2 = 50 \text{ L}$$

$$\Rightarrow V_{O_2} = 50 - 10 = 40 \text{ L}$$

(حجم الأوكسجين المتحول الى الأسطوانات الصغيرة = 40 L)

لذلك فإن نسبة الأوكسجين المستعمل لهذه العملية هو :

$$\frac{40}{50} \times 100 = 80 \%$$

ب) عدد الأسطوانات المستعملة لهذه العملية هي :

$$\frac{40}{0.4} = 100 \text{ cylinder}$$

مثال (١٠٥)

أعلى درجة حرارية تصل إليها اسطوانة غاز في فصل الصيف (42 °C) وأقل درجة حرارية في الشتاء (- 38 °C)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

كم كيلو غرام زيادة من غاز الهيدروجين تستطيع هذه الأسطوانة ذات سعة ألد (2000 m³) أن تستوعبه في أقل درجة حرارية من أعلى درجة حرارية إذا كان الضغط داخل الأسطوانة هو (780 mmHg)، افرض سلوك الغاز مثالياً.

الحل

عدد مولات غاز الهيدروجين في فصل الصيف :

$$PV = n R T$$

$$\frac{780}{760} \times 2000 \times 10^3 = n_1 \times 0.0821 \times (42 + 273)$$

$$n_1 = 0.795 \times 10^5 \text{ moles}$$

عدد مولات غاز الهيدروجين في فصل الشتاء :

$$PV = n R T$$

$$\frac{780}{760} \times 2000 \times 10^3 = n_2 \times 0.0821 \times (-38 + 273)$$

$$n_2 = 1.065 \times 10^5 \text{ moles}$$

الزيادة في عدد مولات الهيدروجين في الصيف عنه في الشتاء :

$$n_2 - n_1 = 1.065 \times 10^5 - 0.795 \times 10^5 = 0.270 \times 10^5 \text{ moles}$$

ولحساب الزيادة في وزن الهيدروجين (حيث الوزن الجزيئي لغاز الهيدروجين :
(2 g/mol).

$$m_{\text{Kg}} = \frac{M_w \cdot n}{1000} = \frac{2 \times 0.270 \times 10^5}{1000} = 54 \text{ Kg}$$

مثال (١٠٦)

خليط متكون من (0.15 g) من الهيدروجين ، و (0.700 g) من النيتروجين ،
و (0.340 g) من الأمونيا تحت ضغط كلي مقداره (1 atm) ودرجة حرارة (27 °C)

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

أ) احسب الكسر المولي لكل غاز

ب) احسب الضغط الجزئي لكل غاز

ج) الحجم الكلي.

الحل

أ) حساب عدد المولات لكل غاز :

$$n_{H_2} = \frac{0.15}{2} = 0.075 \text{ mole}$$

$$n_{N_2} = \frac{0.700}{28} = 0.025 \text{ mole}$$

$$n_{NH_3} = \frac{0.340}{17} = 0.02 \text{ mole}$$

$$\Rightarrow n_T = n_{H_2} + n_{N_2} + n_{NH_3}$$

$$n_T = 0.075 + 0.025 + 0.02 = 0.12 \text{ moles}$$

ويكون الكسر المولي لكل غاز :

$$X_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_T} = \frac{0.075}{0.12} = 0.625$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{0.025}{0.12} = 0.208$$

$$X_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{n_T} = \frac{0.02}{0.12} = 0.167$$

ب) حساب الضغط الجزئي للغازات :

$$P_{H_2} = P_{H_2} = X_{H_2} P_T = 0.625 \times 1 = 0.625 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = X_{N_2} P_T = 0.208 \times 1 = 0.208 \text{ atm}$$

$$P_{NH_3} = X_{NH_3} P_T = 0.167 \times 1 = 0.167 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ج) الحجم الكلي :

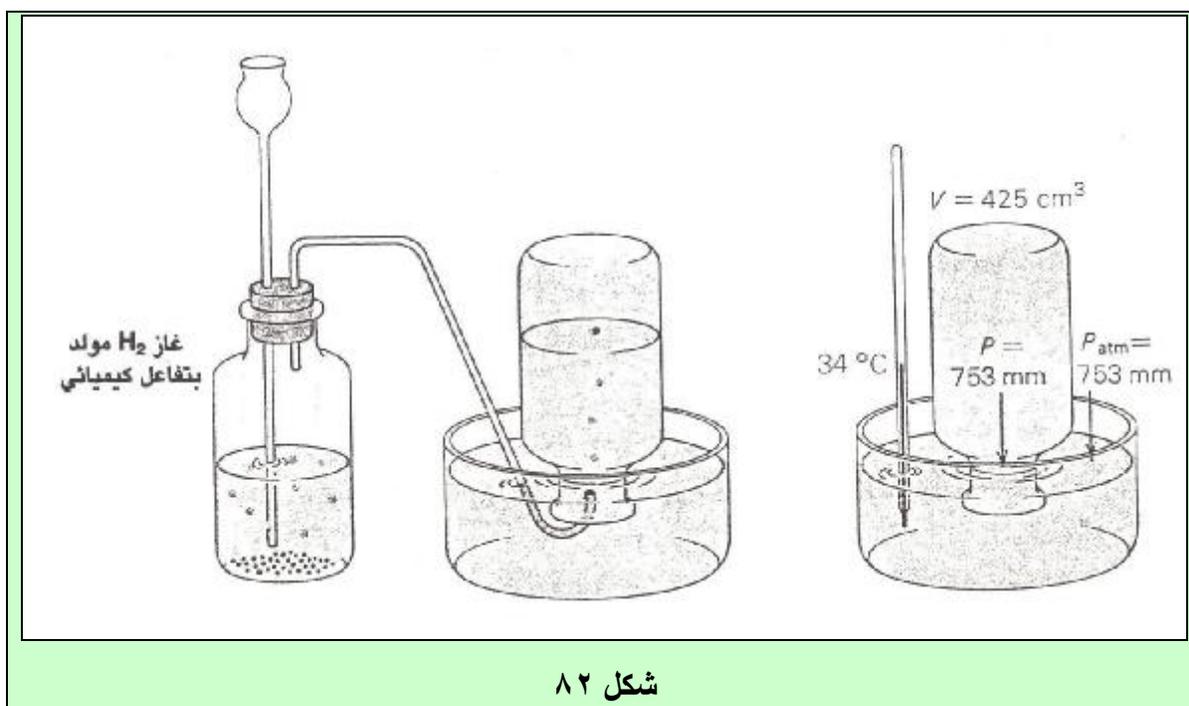
$$PV = n R T$$

$$1 \times V = 0.12 \times 0.082 \times (27 + 273)$$

$$V = 2.952 \text{ L}$$

مثال (١٠٧)

جمعت كمية من غاز الهيدروجين في زجاجة مقلوبة (شكل ٨٢) فوق سطح الماء. وعندما تساوى سطح الماء داخل الزجاجة وخارجها كان الضغط داخل الزجاجة مساوياً للضغط الجوي وقيمه 753 mmHg. وإذا كانت درجة حرارة الماء والغاز داخل الزجاجة 34 °C، وكان الحيز الذي يوجد به الغاز داخل الزجاجة 425 cm³، فما هو حجم غاز الهيدروجين الجاف عند ضغط 760 mmHg ودرجة حرارة 0 °C؟ علماً بأن ضغط بخار الماء عند 34 °C يساوي 40 mmHg



الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

يكون الهيدروجين فوق سطح الماء مختلطاً ببخار الماء وبذلك يكون الضغط داخل الزجاج 753 mmHg مكوناً من الضغط الجزئي للهيدروجين وضغط بخار الماء. ويمكن إيجاد ضغط الهيدروجين الجاف اعتماداً على قانون دالتون :

$$P_t = P_{H_2} + P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = P_t - P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = 753 - 40 = 713 \text{ mmHg}$$

ويستخدم الآن ضغط الهيدروجين الجاف لإيجاد حجمه عند 0°C وتحت ضغط 760 mmHg وذلك بتطبيق المعادلة العامة للغازات (مع ثبات عدد المولات $n = K$) :

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

وبالإستعانة بالجدول التالي :

الحالة	n	V	T	P
الحالة الابتدائية	K	425 cm ³	307 K	713 mmHg
الحالة النهائية	K	V ₂	273 K	760 mmHg

وبالتعويض بهذه القيم :

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

$$V_2 = V_1 \times \left(\frac{P_1}{P_2} \right) \times \left(\frac{T_2}{T_1} \right)$$

$$V_2 = 425 \text{ cm}^3 \times \left(\frac{713 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \right) \times \left(\frac{273 \text{ K}}{307 \text{ K}} \right) = 355 \text{ cm}^3$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٠٨)

من غاز أول أكسيد الكربون (CO) جمعت في جرة مقلوبة فوق الماء عند درجة (10 °C) علماً بأن الضغط الجوي (765 mmHg). احسب عدد مولات غاز أول أكسيد الكربون المتجمع، علماً بأن ضغط بخار الماء عند هذه الدرجة الحرارية هو (9.2 mmHg)

الحل

الضغط في الإناء هو مجموع الضغط الجزئي لـ CO والماء :

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

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

$$P_{CO} = 765\text{mmHg} - 9.2 \text{ mmHg} = 755.8\text{mmHg}$$

ومن القانون العام للغازات المثالية فإن :

$$P_{CO_2} V = n_{CO_2} R T$$

$$n_{CO_2} = \frac{P_{CO_2} V}{R T}$$

$$n_{CO_2} = \frac{\left(\frac{755.8}{760}\right) \times 0.250}{0.0821 \times (10 + 273)} = 0.0107 \text{ mole}$$

مثال (١٠٩)

إناء حجمه (500 cm³) يحتوي على الغاز (A) الذي يسلب ضغطاً مقداره (76 mmHg) عند صفر درجة مئوية وإناء آخر حجمه (800 cm³) من غاز (B) الذي يسلب ضغطاً مقداره (152 mmHg) ربط الإناءان فما هو الضغط الكلي للنظام عند صفر درجة مئوية.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

نحسب عدد المولات الكلي n_t ، ثم نحسب الحجم الجديد الكلي (V_t) ، ثم نطبق بقيمتها في

$$العلاقة : P_t V_t = n_t R T$$

أولاً / حساب عدد مولات الغاز A

$$P_A V_A = n_A RT$$

$$n_A = \frac{P_A V_A}{RT}$$

$$n_A = \frac{\left(\frac{75}{760}\right) \times 0.500}{0.0821 \times (0 + 273)} = 0.00223 \text{ mol}$$

ثانياً/ حساب عدد مولات الغاز B :

$$P_B V_B = n_B RT$$

$$n_B = \frac{P_B V_B}{RT}$$

$$n_B = \frac{\left(\frac{152}{760}\right) \times 0.800}{0.0821 \times (0 + 273)} = 0.00714 \text{ mol}$$

ثالثاً/ حساب عدد المولات الكلي:

$$n_t = n_A + n_B = 0.00223 + 0.00714 = 0.00937 \text{ mol}$$

وعند وصل الإنائين مع بعضهما سيصبح لدينا حجماً جديداً هو $(V_t = V_A + V_B)$

وعدد مولات جديد هو $(n_t = n_A + n_B)$ ، وضغط جديداً مجهولاً (P_t) :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_t V_t = n_t RT$$

$$P_t = \frac{n_t RT}{V_t}$$

$$P_t = \frac{0.00937 \times 0.0821 \times 273}{(0.500 + 0.800)}$$

$$P_t = 0.1615 \text{ atm}$$

طريقة أخرى للحل :

وفيها نوجد ضغط كل غاز على حدة ثم نجمعهما :

أولاً/ حساب الضغط الجزئي للغاز A

$$(P_1)_A (V_1)_A = (P_2)_A (V_2)_T$$

$$76 \times 500 = (P_2)_A (1300)$$

$$(P_2)_A = \frac{76 \times 500}{1300} = 29.2 \text{ mmHg}$$

ثانياً/ حساب الضغط الجزئي للغاز B

$$(P_1)_B (V_1)_B = (P_2)_B (V_2)_T$$

$$152 \times 800 = (P_2)_B (1300)$$

$$(P_2)_B = \frac{152 \times 800}{1300} = 93.5 \text{ mmHg}$$

ثالثاً/ حساب الضغط الكلي للغازين :

$$P_t = P_A + P_B = 29.2 + 93.5 = 122.7 \text{ mmHg}$$

ولتحويلها لوحد (atm) :

$$P_t = \frac{122.7}{760} = 0.1615 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (110)

إذا كان ضغط الغاز المبلل بالماء 750 mmHg وكان ضغط بخار الماء 35 mmHg كم يكون ضغط الغاز جافاً؟

الحل

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

$$\Rightarrow 750 = 35 + P_{gas}$$

$$P_{gas} = 750 - 35 = 715 \text{ mmHg}$$

مثال (111)

مخلوط يتكون من (32 g) من الأكسجين (O_2)، و (112 g) من النيتروجين (N_2) وضغطه الكلي (1 atm) احسب الضغط الجزئي للأكسجين.

الحل

نحسب أولاً عدد المولات لكل غاز، ثم نوجد الكسر المولي ومنه نوجد الضغط الجزئي لكل غاز كما يلي :

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}} = \frac{32}{32} = 1 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{Mw_{N_2}} = \frac{112}{28} = 4 \text{ mol}$$

$$n_T = n_{O_2} + n_{N_2} = 1 + 4 = 5 \text{ mol}$$

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} = \frac{1}{5} = 0.2$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{4}{5} = 0.8$$

$$P_{O_2} = X_{O_2} P_T = 0.2 \times 1 = 0.2 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = X_{N_2} P_T = 0.8 \times 1 = 0.8 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١١٢)

إذا وضعت غازات نيتروجين (N_2) وأكسجين (O_2) وثاني أكسيد الكربون (CO_2) في نفس الوعاء فإن الضغط الكلي للمزيج هو:

$$P_t = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{CO_2}$$

فإذا كان الضغط الجزئي للنيتروجين 25 KPa، وللأكسجين 35 KPa ولثاني أكسيد الكربون 45 KPa، فيكون الضغط الكلي للمزيج :

$$P_t = 25 \text{ kPa} + 35 \text{ kPa} + 45 \text{ kPa} = 105 \text{ kPa}$$

يمكن الاستفادة من قانون دالتون في تحديد الضغط الناتج عن مزج غازين كانا أصلاً في أوعية منفصلة.

مثال (١١٣)

إذا تم مزج (200 cm^3) من N_2 عند (25°C) ، وضغط يعادل (35 KPa) مع (350 cm^3) من O_2 عند درجة حرارة (25°C) وضغط يعادل (45 KPa) بحيث أن الحجم الناتج يساوي 300 cm^3 فماذا يكون الضغط النهائي للمزيج عند درجة 25°C ؟

الحل

من قانون دالتون يمكن معاملة كل غاز في المزيج كما لو كان هو الغاز الوحيد الموجود، لذا نستطيع أن نحسب بشكل مستقل الضغوط الجديدة لكل من O_2 , N_2 عند وضعهما في الوعاء سعته (300 cm^3) وبسبب أن درجة الحرارة ثابتة، فإن القانون المتبع هو قانون بويل :

For N_2		For O_2	
P	35 kPa	P_2	45 kPa
V	200 cm^3	300 cm^3	350 cm^3

حساب P_2 للنيتروجين وفقاً لقانون بويل :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\Rightarrow P_2 = P_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right)$$

$$\Rightarrow P_2 = 35 \left(\frac{200}{300} \right)$$

$$\Rightarrow P_2 = 23.3 \text{ kPa}$$

ونلاحظ أن الحجم قد زاد من (200 cm^3) الى (300 cm^3) وبالتالي فإن الضغط

(P_1) سيقبل الى (P_2) ومن هنا لكي تكون

$$P_1 > P_2$$

فإن P_1 تضرب في نسبة حجم أقل من الواحد وهي :

$$\left(\frac{V_1}{V_2} \right) = \left(\frac{200}{300} \right) = 0.667$$

وبالتالي فإن :

$$P_2 = P_1 (0.67)$$

$$\Rightarrow P_2 = 35(0.67)$$

$$\Rightarrow P_2 = 23.3 = P_{N_2}$$

ثانياً / حساب ضغط O_2 وفقاً لقانون بويل :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

يلاحظ أن حجم O_2 انخفض من 350 cm^3 الى 300 cm^3 لذلك فإن الضغط P_1

سيرتفع ، ولكي يرتفع لا بد من ضربة بنسبة حجم أكبر من الواحد :

$$\Rightarrow P_2 = P_1 \left(\frac{V_1}{V_2} \right) = 45 \text{ kPa} \left(\frac{350}{300} \right)$$

$$P_2 = 52.5 \text{ kPa} = P_{O_2}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولحساب الضغط الكلي للمزيج نجمع الضغوط الجزئية :

$$P_T = P_{N_2} + P_{O_2} = 23.3 + 52.5$$

$$P_T = 75.8 \text{ kPa}$$

مثال (١١٤)

لديك قنينة حجمها (10.0 L) تحوي (0.200 mol) من الميثان (0.300 mol) من الهيدروجين ، (0.400 mol) من النيتروجين عند (25 °C).

(أ) ما الضغط الجوي داخل القنينة؟

(ب) ما الضغط الجزئي لكل مكون من خليط الغازات؟

الحل

(أ) نحسب أولاً عدد المولات الكلي n_t :

$$n_t = 0.200 \text{ mol CH}_4 + 0.300 \text{ mol H}_2 + 0.400 \text{ mol N}_2 = 0.900 \text{ mol of gas}$$

$$V = 10.0 \text{ L}, T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$P_{\text{total}} = \frac{n_t RT}{V}$$

$$P_t = \frac{(0.900 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L atm/Kmol}) \times (298 \text{ K})}{10.0 \text{ L}}$$

$$P_t = 2.20 \text{ atm}$$

(ب) الضغط الجزئي لكل غاز في الخليط يمكن أن يحسب بإحلال عدد مولات كل غاز في المعادلة $PV = nRT$ كل على حدة، وهذا يعني أن :

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4} RT}{V} = \frac{(0.200 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L atm/K mol}) \times (298 \text{ K})}{10.0 \text{ L}} = 0.489 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2} RT}{V} = \frac{(0.300 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L atm/K mol}) \times (298 \text{ K})}{10.0 \text{ L}} = 0.734 \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2} RT}{V} = \frac{(0.400 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L atm/K mol}) \times (298 \text{ K})}{10.0 \text{ L}} = 0.979 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

والضغط الكلي P_t يعطى بالعلاقة

$$P_{\text{total}} = P_{\text{CH}_4} + P_{\text{H}_2} + P_{\text{N}_2}$$

$$P_{\text{total}} = 0.489 \text{ atm} + 0.734 \text{ atm} + 0.97 \text{ atm} = 2.20 \text{ atm}$$

مثال (١١٥)

قام طالب بتوليد غاز الأكسجين في المختبر، وتجميعه بطريقة إزاحة الماء عند درجة حرارة (25 °C) الى أن أصبح مستوى الماء داخل الدورق وخارجه متساوياً، فإذا كان

حجم الغاز 245 cm³ والضغط الجوي 98.5 KPa

(أ) ما هو الضغط الجزئي لغاز O₂ في مزيج الغاز الرطب عند 25 °C ، إذا علمت أن

ضغط بخار الماء عند 25 °C هو 3.17 KPa

(ب) ما هو حجم الأكسجين الجاف عند (STP)

الحل

من العلاقة :

$$P_t = P_{\text{gas}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

والغاز هو الأكسجين :

$$P_t = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\Rightarrow P_{\text{O}_2} = P_t - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{O}_2} = 98.5 - 3.17 = 95.33 \text{ kPa}$$

وهذا هو الضغط الممارس من قبل الأكسجين لوحده.

(ب) لحساب $V(\text{O}_2)$ عند STP ($P = 101.325 \text{ kPa}$, $T = 273 \text{ K}$)

	الحالة الابتدائية (i)	الحالة النهائية (f)
V	245 cm ³	V ₂
P	95.33 KPa	101.325 kPa
T	298 K	273 K

الفصل الثاني : قوانين الغازات

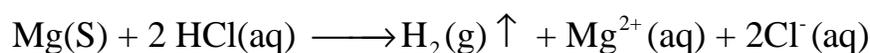
إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$V_{O_2} = V_1 \times (\text{pressure ratio}) \cdot (\text{temperature ratio})$$

$$V_{O_2} = 245 \times \left(\frac{95.33}{101.325} \right) \times \left(\frac{273}{298} \right) = 211.17 \text{ cm}^3$$

مثال (١١٦)

وضع شريط من المغنسيوم في كمية من الماء وأضيف إليها كمية من حمض (HCl) وتساعد الهيدروجين نتيجة للتفاعل التالي :



ثم جمع الهيدروجين من على سطح الماء في إناء حجمه (10 L) فإذا كانت كمية المغنسيوم المستخدمة تؤدي الى تصاعد (0.5 g) من الهيدروجين وكان الضغط المقاس في الإناء يساوي (488.61 torr) عند درجة حرارة التجربة.

(أ) احسب عدد مولات الهيدروجين (علماً بأن الكتلة الذرية $A_w = 1$).

(ب) احسب الضغط الجزئي للهيدروجين إذا علمت أن ضغط بخار الماء يبلغ عند هذه الدرجة من الحرارة (22.76 torr).

(ج) احسب الكسر المولي للماء وللهيدروجين. (د) احسب عدد المولات الكلي (n_t).

(هـ) احسب كمية بخار الماء التي صاحبت عملية التجميع. (و) احسب درجة حرارة التجربة.

الحل

(أ) حساب عدد مولات غاز الهيدروجين :

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{Mw_{H_2}} = \frac{0.5 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0.25 \text{ mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

(ب) حساب الضغط الجزئي للهيدروجين بحسب من قانون دالتون كما يلي :

$$P_T = P_{H_2O} + P_{H_2}$$

$$P_{H_2} = P_T - P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = 488.61 \text{ torr} - 23.76 \text{ torr}$$

$$P_{H_2} = 464.91 \text{ torr}$$

(ج) حساب الكسر المولي للهيدروجين (X_{H_2}) والماء (X_{H_2O}) :

$$X_{H_2} = \frac{P_{H_2}}{P_T}$$

$$X_{H_2} = \frac{464.85}{488.61}$$

$$\Rightarrow X_{H_2} = 0.95$$

$$X_{H_2O} = 1 - X_{H_2}$$

$$X_{H_2O} = 1 - 0.95$$

$$\Rightarrow X_{H_2O} = 0.05$$

(د) حساب عدد المولات الكلي n_t :

عدد المولات الكلي يقتضي معرفة عدد مولات الهيدروجين (n_{H_2})، وعدد مولات بخار

الماء (n_{H_2O})

$$X_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_t}$$

$$n_t = \frac{n_{H_2}}{X_{H_2}}$$

$$n_t = \frac{0.25}{0.95}$$

$$\Rightarrow n_t = 0.263 \text{ mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

هـ) حساب كمية بخار الماء $n(\text{H}_2\text{O})$

من عدد المولات الكلي الذي حسب في الفقرة السابقة فإنه يمكن حساب عدد مولات بخار الماء كما يلي:

$$n_t = n_{\text{H}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = n_t - n_{\text{H}_2}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.263 - 0.25$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.013 \text{ mol}$$

و) حساب درجة حرارة التجربة T :

هناك ثلاث قوانين يمكن أن تستخدم لحساب درجة الحرارة وكلها تختلف فقط في تطبيق نوع المولات كما يلي :

$$P_{\text{H}_2} V = n_{\text{H}_2} RT$$

$$\Rightarrow T = \frac{P_{\text{H}_2} V}{n_{\text{H}_2} R}$$

$$T = \frac{\left(\frac{464.91 \text{ torr}}{760 \text{ torr/atm}} \right) \times (10 \text{ L})}{(0.25 \text{ mol}) \times (0.082 \text{ Latm/K.mol})} = 298 \text{ K} = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

or

$$P_T V = n_T RT$$

$$\Rightarrow T = \frac{P_T V}{n_T R}$$

$$T = \frac{\left(\frac{488.61 \text{ torr}}{760 \text{ torr/atm}} \right) \times (10 \text{ L})}{(0.263 \text{ mol}) \times (0.082 \text{ Latm/K.mol})} = 298 \text{ K} = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١١٧)

مخلوط من غازات يحتوي على (0.5 atm) من (O₂) مع (0.2 atm) من (N₂) مع (0.15 atm) من NO₂ فما ضغط المزيج؟

الحل

$$P_t = P_{O_2} + P_{N_2} + P_{NO_2}$$

$$P_t = 0.5 + 0.2 + 0.15 = 0.85 \text{ atm}$$

مثال (١١٨)

تم جمع (60 ml) من غاز الأوكسجين فوق الماء وكان ضغطه المقاس هو 755 torr عند درجة الحرارة 25 °C، فإذا كان ضغط بخار الماء عند نفس درجة الحرارة هو 24 torr فاحسب عدد المولات المتجمعة من الأوكسجين.

الحل

أولاً/ نوجد ضغط الأوكسجين كما يلي :

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

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

$$P_{O_2} = 755 \text{ torr} - 24 \text{ torr} = 731 \text{ torr}$$

ولكي نوجد عدد مولات الأوكسجين نطبق قانون الغاز المثالي :

$$P_{O_2} = \frac{732 \text{ torr}}{760 \text{ torr/atm}} = 0.963 \text{ atm}$$

$$V = \frac{60 \text{ ml}}{1000 \text{ ml/L}} = 0.06 \text{ L}$$

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

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_{O_2} V = n_{O_2} RT$$

$$n_{O_2} = \frac{P_{O_2} V}{R T}$$

$$n = \frac{(0.963 \text{ atm}) \times (0.060 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \times (298 \text{ K})}$$

$$n = 2.36 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

مثال (١١٩)

خزان مملوء بالهيدروجين H_2 فوق الماء حجمه 20 L ويبلغ ضغطه 74.7 cmHg في درجة حرارة 27°C ، احسب وزن وعدد جزيئات الهيدروجين إذا علمت أن ضغط بخار الماء عند نفس الدرجة يساوي 2.7 cm.Hg ؟

الحل

أولاً نوجد ضغط الهيدروجين :

$$P_t = P_{H_2} + P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = P_t - P_{H_2O}$$

$$P_{O_2} = 74.7 \text{ cm.Hg} - 2.7 \text{ cmHg} = 72 \text{ cm. Hg}$$

نحسب عدد مولات الهيدروجين من العلاقة :

$$P_{H_2} = \frac{72 \text{ cm Hg}}{76 \text{ cmHg/atm}} = 0.95 \text{ atm}$$

$$V = 20 \text{ L}$$

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P_{H_2} V = n_{H_2} RT$$

$$n_{H_2} = \frac{P_{H_2} V}{R T}$$

$$n = \frac{(0.95 \text{ atm}) \times (20 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \times (300 \text{ K})}$$

$$n = 0.77 \text{ mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولحساب وزن الهيدروجين :

$$m = n \cdot M_w$$

$$m = 0.77 \text{ mol} \times (2 \times 1) \text{ g/mol}$$

$$m = 1.54 \text{ g}$$

ولحساب عدد جزيئات الهيدروجين :

$$N_{H_2} = n \cdot N_A$$

$$N_{H_2} = 0.77 \times 6.02 \times 10^{23} = 4.6354 \times 10^{23} \text{ molecules}$$

مثال (١٢٠)

عند جمع غاز النيتروجين فوق زجاجة مقلوبة فوق سطح البنزين عند درجة حرارة 26°C كان الضغط داخل الزجاجة 80 cmHg والحجم 225 ml ، احسب الضغط الجزئي للنيتروجين. علماً بأن ضغط بخار البنزين عند 26°C يساوي 10 cm Hg ، ثم احسب وزن غاز النيتروجين.

الحل

حساب الضغط الجزئي للنيتروجين :

$$P_t = P_{N_2} + P_{\text{Benzene}}$$

$$P_{N_2} = P_t - P_{\text{Benzene}}$$

$$P_{N_2} = 80 \text{ cm.Hg} - 10 \text{ cmHg} = 70 \text{ cm. Hg}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ثم نحسب عدد مولات النيتروجين :

$$P_{N_2} = \frac{70 \text{ cm Hg}}{76 \text{ cm Hg}} = 0.921 \text{ atm}$$

$$V = \frac{225 \text{ ml}}{1000 \text{ ml/L}} = 0.225 \text{ L}$$

$$T = 26 + 273 = 299 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(0.921 \text{ atm}) \times (0.225 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \times (299 \text{ K})} = 8.44 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

ولحساب وزن غاز النيتروجين :

$$m = n \times Mw$$

$$m = 8.44 \times 10^{-3} \text{ mol} \times (2 \times 14) = 0.23632 \text{ g}$$

مثال (١٢١)

تم تجميع غاز الهيدروجين H_2 فوق الماء في وعاء سعته 750 ml وذلك عند الدرجة $(25^\circ C)$ وضغط (755 torr) . احسب كتلة الهيدروجين الجاف الذي تم تجميعه علماً بأن الضغط البخاري للماء عند نفس الدرجة يساوي 24 torr

الحل

الجواب : 0.06 g

مثال (١٢٢)

قام أحد الكيميائيين بجمع 500 ml من النيتروجين (N_2) فوق سطح الماء عند $(25^\circ C)$ و 75.5 cm Hg احسب عدد جزيئات النيتروجين، علماً بأن ضغط بخار الماء عند $(25^\circ C)$ تساوي 2.4 cm Hg

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

نحسب أولاً ضغط الهيدروجين :

$$P_t = P_{H_2} + P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = P_t - P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = 75.5 - 2.4 = 73.1 \text{ cmHg}$$

$$p_{H_2} = \frac{73.1 \text{ cmHg}}{76 \text{ cm} \cdot \text{Hg/atm}} = 0.962 \text{ atm}$$

نحسب عدد مولات غاز الهيدروجين :

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(0.962 \text{ atm}) \times (0.500 \text{ L})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}) \times (298 \text{ K})}$$

$$n = 0.02 \text{ mol}$$

نحسب عدد جزيئات غاز الهيدروجين من العلاقة التالية :

$$N_{H_2} = n \times N_A$$

$$N_{H_2} = 0.02 \times 6.023 \times 10^{23} = 1.204 \times 10^{22} \text{ molecule}$$

مثال (١٢٣)

تم جمع (24.8 g) من غاز الأكسجين فوق سطح الماء عند (30 °C) وضغط قدره

(736 mmHg)، ما حجم الأكسجين الذي تم جمعه، علماً بأن ضغط بخار الماء عند

(25 °C) تساوي (3.1 cmHg) (الكتلة الذرية للأكسجين = 16)

الحل

أولاً نوجد ضغط الأكسجين من الضغط الكلي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$1 \text{ cmHg} \longrightarrow 10 \text{ mmHg}$$

$$P \longrightarrow 736 \text{ mmHg}$$

$$P = \frac{1 \text{ cmHg} \times 736 \text{ mmHg}}{10 \text{ mmHg}}$$

$$P = 73.6 \text{ cmHg}$$

$$P_t = P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{O}_2}$$

$$P_{\text{O}_2} = P_t - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{O}_2} = 73.6 \text{ cmHg} - 3.1 \text{ cmHg} = 70.5 \text{ cmHg}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{70.5 \text{ cmHg}}{76 \text{ cmHg/atm}} = 0.93 \text{ atm}$$

نوجد عدد مولات الأكسجين :

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

$$n = \frac{24.8 \text{ g}}{(2 \times 16) \text{ g/mol}}$$

$$n = \frac{24.8 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0.775 \text{ mol}$$

ومنه نحسب حجم الأكسجين بقانون الغازات العام :

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{(0.775 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (298 \text{ K})}{(0.928 \text{ atm})}$$

$$V = 20.43 \text{ L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٢٤)

تم في أحد التجارب تجميع (0.1 mol) من غاز مثالي عند درجة حرارة معينة فوق الماء في إناء حجمه (2.5 L) حتى بلغ الضغط (745 torr) فإذا علمت أن الضغط بخار الماء عند نفس درجة الحرارة (23.8 torr) فأوجد درجة الحرارة.

الحل

ضغط الغاز المثالي :

$$P_t = P_g + P_{H_2O}$$

$$P_{(g)} = P_t - P_{H_2O}$$

$$P_{(g)} = 745 \text{ torr} - 23.8 \text{ torr} = 721.2 \text{ torr}$$

$$P_{(g)} = \frac{721.2 \text{ torr}}{760 \text{ torr/atm}} = 0.95 \text{ atm}$$

ولحساب درجة الحرارة :

$$PV = nRT$$

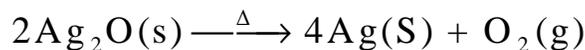
$$T = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{(0.95 \text{ atm}) \times (2.5 \text{ L})}{(0.1 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})}$$

$$T = 289.28 \text{ K}$$

مثال (١٢٥)

تم إنتاج غاز الأكسجين من تسخين عينة من أكسيد الفضة كتلتها (8 g) وفقاً للمعادلة التالية :



الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

فإذا جمع هذا الغاز فوق الماء وكانت درجة الحرارة (35 °C)، وكان الضغط الكلي يساوي (1 atm) فاحسب حجم الأكسجين المتجمع إذا علمت أن الضغط البخاري للماء عند تلك الدرجة (0.0555 atm) (الكتل الذرية : (O = 16, Ag = 107.9)

الحل

نحسب أولاً ضغط غاز الأكسجين :

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

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

$$P_{O_2} = 1 \text{ atm} - 0.0555 \text{ atm} = 0.9445 \text{ atm}$$

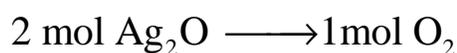
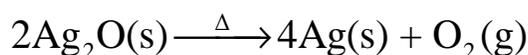
نحسب عدد مولات Ag_2O المتفاعلة :

$$n_{Ag_2O} = \frac{m}{Mw}$$

$$n_{Ag_2O} = \frac{8}{(2 \times 107.9 + 16)} = \frac{8 \text{ g}}{231.8 \text{ g/mol}}$$

$$n_{Ag_2O} = 0.0345 \text{ mol}$$

ثم نحسب عدد مولات الأكسجين الناتجة عن هذه الكمية من أكسيد الفضة وفقاً للمعادلة :



$$n_{O_2} = \frac{(1 \text{ mol } O_2) \times (0.0345 \text{ mol } Ag_2O)}{(2 \text{ mol } Ag_2O)} = 0.01725 \text{ mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ولحساب حجم الأكسجين المتجمع :

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{(0.01725 \text{ mol}) \times (0.0821 \text{ L. atm. mol}^{-1}\text{K}^{-1}) \times (35 + 273)\text{K}}{(0.9445 \text{ atm})}$$

$$V = 0.4618 \text{ L}$$

مثال (١٢٦)

أسطوانة حجمها (800 cm³) تحتوي على غاز الأرجون (Ar) أضيف إليه (0.583 g) من غاز النيون (Ne) فإذا كان ضغط الغاز داخل الأسطوانة يساوي (1.17 atm) عند (22 °C) احسب وزن غاز الأرجون في هذه الأسطوانة (Ne = 20, Ar = 40)

الحل

في هذه المسألة لا يوجد لدينا ضغط أحد الغازين لذلك لا يمكن تطبيق معادلة دالتون، ولكن لدينا الضغط الكلي الذي يمكن أن نحسب به عدد المولات الكلي كما يلي :

$$P_t V = n_t RT$$

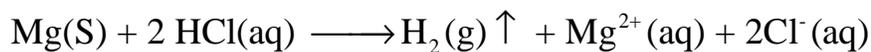
$$n_t = \frac{P_t V}{RT}$$

$$n_t = \frac{(1.17 \text{ atm}) \times (800/1000)}{(0.0821 \text{ L.atm. K}^{-1}\text{mol}^{-1}) \times (22 + 273) \text{ K}}$$

$$n_t = 0.0386 \text{ mol}$$

مثال (١٢٧)

وضع شريط من المغنسيوم في كمية من الماء وأضيف إليها كمية من حمض (HCl) وتساعد الهيدروجين نتيجة للتفاعل التالي :



الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ثم جمع الهيدروجين من على سطح الماء في إناء حجمه (10 L) فإذا كانت كمية المغنسيوم المستخدمة تؤدي إلى تصاعد (0.5 g) من الهيدروجين وكان الضغط المقاس في الإناء يساوي (488.61 torr) عند درجة حرارة التجربة.

(أ) احسب عدد مولات الهيدروجين (علمًا بأن الكتلة الذرية $H = 1$).

(ب) احسب الضغط الجزئي للهيدروجين إذا علمت أن ضغط بخار الماء يبلغ عند هذه الدرجة من الحرارة (22.76 torr).

(ج) حساب الكسر المولي للماء وللهيدروجين. (د) حساب عدد المولات الكلي (n_T).

(هـ) احسب كمية بخار الماء التي صاحبت عملية التجميع. (و) احسب درجة حرارة التجربة.

الحل

(أ) حساب عدد مولات غاز الهيدروجين :

$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{Mw_{H_2}} = \frac{0.5 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0.25 \text{ mol}$$

(ب) حساب الضغط الجزئي للهيدروجين يحسب من قانون دالتون كما يلي :

$$P_T = P_{H_2O} + P_{H_2}$$

$$P_{H_2} = P_T - P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = 488.61 \text{ torr} - 23.76 \text{ torr}$$

$$P_{H_2} = 464.91 \text{ torr}$$

(ج) حساب الكسر المولي للهيدروجين (X_{H_2}) والماء (X_{H_2O}) :

$$X_{H_2} = \frac{P_{H_2}}{P_T}$$

$$X_{H_2} = \frac{464.85}{488.61} \Rightarrow X_{H_2} = 0.95$$

$$X_{H_2O} = 1 - X_{H_2}$$

$$X_{H_2O} = 1 - 0.95 \Rightarrow X_{H_2O} = 0.05$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

(د) حساب عدد المولات الكلي n_t :

عدد المولات الكلي يقتضي معرفة عدد مولات الهيدروجين (n_{H_2})، وعدد مولات بخار الماء (n_{H_2O})

$$X_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_t}$$

$$n_t = \frac{n_{H_2}}{X_{H_2}}$$

$$n_t = \frac{0.25}{0.95}$$

$$\Rightarrow n_t = 0.263 \text{ mol}$$

(هـ) حساب كمية بخار الماء $n(H_2O)$

من عدد المولات الكلي الذي حسب في الفقرة السابقة فإنه يمكن حساب عدد مولات بخار الماء كما يلي :

$$n_t = n_{H_2} + n_{H_2O}$$

$$n_{H_2O} = n_t - n_{H_2}$$

$$n_{H_2O} = 0.263 - 0.25$$

$$n_{H_2O} = 0.013 \text{ mol}$$

(و) حساب درجة حرارة التجربة T :

هناك ثلاث قوانين يمكن أن تستخدم لحساب درجة الحرارة وكلها تختلف فقط في تطبيق نوع المولات كما يلي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$P_{H_2} V = n_{H_2} RT \Rightarrow T = \frac{P_{H_2} V}{n_{H_2} R}$$

$$T = \frac{\left(\frac{464.91 \text{ torr}}{760 \text{ torr/atm}} \right) \times (10 \text{ L})}{(0.25 \text{ mol}) \times (0.082 \text{ Latm/K.mol})} = 298 \text{ K} = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$P_T V = n_T RT \Rightarrow T = \frac{P_T V}{n_T R}$$

$$T = \frac{\left(\frac{488.61 \text{ torr}}{760 \text{ torr/atm}} \right) \times (10 \text{ L})}{(0.263 \text{ mol}) \times (0.082 \text{ Latm/K.mol})} = 298 \text{ K} = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

مثال (١٢٨)

عينة من غاز جاف حجمها (100 ml) عند درجة حرارة (20 °C) وتحت ضغط 750 mmHg، وشغلت حجماً قدره (105 ml) عندما جمعت فوق الماء عند درجة حرارة 25 °C وتحت ضغط 750 mmHg، احسب ضغط بخار الماء عند درجة حرارة 25 °C

الحل

المعطيات : (V₁ = 100 ml, V₂ = 105 ml, T₁ = 20 °C = 293 K, T₂ = 25 °C = 298 K,

P_t = 750 mmHg, P₁ = 750 mmHg , P₂ = ?, P(H₂O) = ?)

لكي نحسب ضغط بخار الماء فإنه لا بد من معرفة ضغط الغاز النهائي (P₂) ومن ثم نطره من الضغط الكلي (P_t) لنحصل على ضغط بخار الماء.

نحسب أولاً ضغط الغاز (P₂) من القانون الموحد للغازات :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

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

$$\frac{750 \text{ mmHg} \times 100 \text{ ml}}{293 \text{ K}} = \frac{P_2 \times 105 \text{ ml}}{298 \text{ K}}$$

$$P_2 = \frac{750 \text{ mmHg} \times 100 \text{ ml} \times 298 \text{ K}}{293 \text{ K} \times 105 \text{ ml}}$$

$$P_2 = 726.47 \text{ mmHg}$$

ومن ثم يمكن حساب ضغط بخار الماء كما يلي :

$$P_t = P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{gas}}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_t - P_{\text{gas}}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 750 - 726.47$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 23.53 \text{ torr}$$

مثال (١٢٩)

أ) ما الحجم الذي يشغله 1.25 g من غاز الأوكسجين O_2 المشبع ببخار الماء عند الدرجة 25°C وتحت ضغط كلي قدره 749 mmHg علماً بأن ضغط بخار الماء عند الدرجة 25°C يساوي 23.8 mmHg ، ($R = 0.0821 \text{ L. atm/K. mol}$) ،
(الكتل الذرية : $\text{H} = 1, \text{O} = 16$).

ب) احسب عدد مولات الماء.

الحل

لحساب حجم غاز الأوكسجين لا بد من معرفة ضغطه من الضغط الكلي كما يلي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

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

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

$$P_{O_2} = 749 - 23.8$$

$$P_{O_2} = 725.2 \text{ mm. Hg}$$

$$P_{O_2} = \frac{725.2 \text{ mm.Hg}}{760 \text{ mmHg/atm}}$$

$$P_{O_2} = 0.954 \text{ atm}$$

وبالتالي لحساب حجم غاز الأوكسجين نتبع قانون الغازات العام :

$$P \times V = n R T$$

$$0.954 \times V = \left(\frac{1.25}{2 \times 16} \right) \times (0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K.mol}) \times (298 \text{ K})$$

$$V = \frac{0.039 \times 0.0821 \times 298}{0.954}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

(ب) حساب عدد مولات الماء :

بنفس الطريقة وبعد حساب حجم الوعاء فإن عدد مولات الماء يحسب من العلاقة :

$$PV = nRT$$

$$\left(\frac{23.8}{760} \text{ atm} \right) \times 1 \text{ L} = n_{H_2O} \times (0.0821 \text{ L atm/K. mol}) \times (298 \text{ K})$$

$$n_{H_2O} = 1.28 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

مثال (١٣٠)

غاز جاف يشغل حجماً قدره 127 cm^3 عند الظروف القياسية (STP) فإذا جمعت نفس هذه الكتلة من الغاز فوق سطح الماء وكان الضغط الكلي للغاز (745 mmHg) فما هو الحجم الذي سيشغله إذا علمت أن ضغط بخار الماء يساوي (21 mmHg) عند درجة حرارة 23°C ؟

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

الحل

نحسب أولاً ضغط الغاز النهائي بعد جمعه من الضغط الكلي بتطبيق قانون دالتون للضغوط الجزئية :

$$P_t = P_{H_2O} + P_{gas}$$

$$P_{gas} = P_t - P_{H_2O}$$

$$P_{gas} = 745 \text{ mmHg} - 21 \text{ mm.Hg}$$

$$P_{gas} = 724 \text{ mmHg}$$

$$\Rightarrow P_2 = 724 \text{ mmHg}$$

ولحساب الحجم النهائي للغاز بعد جمعه نطبق القانون الموحد للغازات :

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

$$\frac{760 \times 127}{273} = \frac{724 \times V_2}{296}$$

$$V_2 = 144.5 \text{ cm}^3$$

مثال (١٣١)

كم جراماً من الكربون يوجد في 20 L من غاز CO إذا جمع فوق سطح الماء عند درجة حرارة 20 °C وضغط 750 mm.Hg (علماً بأن ضغط بخار الماء عند الدرجة 20 °C يساوي (17.5 mmHg). (علماً بأن : (R = 0.0821 L.atm/K. mol).

الحل

أولاً/ نوجد ضغط الغاز باستخدام قانون دالتون للضغوط الجزئية :

$$P_t = P_{H_2O} + P_{CO_2}$$

$$P_{CO_2} = P_t - P_{H_2O}$$

$$P_{CO_2} = 750 \text{ mmHg} - 17.5 \text{ mmHg} = 732.5 \text{ mmHg}$$

$$P_{CO_2} = \frac{732.5 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg /atm}} = 0.964 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وبتطبيق قانون الغاز المثالي نحسب عدد مولات غاز CO_2 ومنها نحسب عدد مولات الكربون :

$$PV = nRT$$

$$0.964 \text{ atm} \times 20 \text{ L} = n_{\text{CO}_2} \times 0.0821 \text{ L. atm/K. mol} \times 293 \text{ K}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0.964 \text{ atm} \times 20 \text{ L}}{(0.0821 \text{ L.atm/K.mol}) \times 293 \text{ K}}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0.80 \text{ mol}$$

وبالتالي نحسب عدد المولات من الكربون الموجودة في 0.8 mol من ثاني أكسيد الكربون.

$$n_{\text{C}} = 0.8 \text{ mol CO}_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \right)$$

$$n_{\text{C}} = 0.8 \text{ mol}$$

$$m_{\text{C}} = n_{\text{C}} \cdot A_w$$

$$m_{\text{C}} = 0.8 \times 12$$

$$m_{\text{C}} = 9.6 \text{ g}$$

مثال (١٣٢)

مزيج غازي يتكون من 50.0 g من غاز الأوكسجين O_2 و 50.5 g من غاز الميثان CH_4 موجود في وعاء تحت ضغط 600 mmHg ، ما هو الضغط الجزئي لغاز الأوكسجين في المزيج؟

(علماً بأن الكتل الذرية : $\text{C} = 12, \text{O} = 16, \text{H} = 1$).

الحل

نحسب أولاً عدد المولات لكل غاز، عدد المولات الكلي، الكسر المولي لكل غاز كما يلي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}} = \frac{50.0 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 1.56 \text{ mol}$$

$$n_{CH_4} = \frac{m_{CH_4}}{Mw_{CH_4}} = \frac{50.5 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 3.16 \text{ mol}$$

$$n_t = 1.56 + 3.16 = 4.72 \text{ mol}$$

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_t} = \frac{1.56 \text{ mol}}{4.72 \text{ mol}} = 0.33$$

$$X_{CH_4} = \frac{n_{CH_4}}{n_t} = \frac{3.16 \text{ mol}}{4.72 \text{ mol}} = 0.67$$

وبالتالي يمكن حساب الضغط الجزئي لكل غاز كما يلي :

$$P_{O_2} = X_{O_2} P_t$$

$$P_{O_2} = 0.33 \times 600 \text{ mmHg} = 198 \text{ mmHg}$$

$$P_{CH_4} = X_{CH_4} P_t$$

$$P_{CH_4} = 0.67 \times 600 = 402 \text{ mmHg}$$

مثال (١٣٣)

مزيج غازي يحتوي على 2×10^{23} جزيء من النيتروجين N_2 و 8.0×10^{23} جزيء من الميثان CH_4 ، فإذا كان الضغط الكلي للغازين 740 mmHg ، فاحسب الضغط الجزئي لكل غاز. (علماً بأن الكتل الذرية $C = 12, H = 1, N = 14$).

الحل

نوجد أولاً عدد المولات لكل غاز، عدد المولات الكلي، الكسر المولي لكل غاز ثم نحسب الضغط الجزئي كما يلي :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$n_{N_2} = \frac{N_{N_2}}{N_A} = \frac{2 \times 10^{23}}{6.023 \times 10^{23}} = 0.332 \text{ mol}$$

$$n_{CH_4} = \frac{N_{CH_4}}{N_A} = \frac{8.0 \times 10^{23}}{6.023 \times 10^{23}} = 1.33 \text{ mol}$$

$$n_t = n_{N_2} + n_{CH_4} = 0.332 + 1.33 = 1.662 \text{ mol}$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_t} = \frac{0.332}{1.662} = 0.2$$

$$X_{CH_4} = \frac{n_{CH_4}}{n_t} = \frac{1.33}{1.662} = 0.8$$

$$P_{N_2} = X_{N_2} P_t = 0.2 \times 740 \text{ mmHg} = 148 \text{ mmHg}$$

$$P_{CH_4} = X_{CH_4} P_t = 0.8 \times 740 \text{ mmHg} = 592 \text{ mmHg}$$

مثال (١٣٤)

جمعت عينة من الهيدروجين حجمها 152 cm^3 عند درجة حرارة 25°C وتحت ضغط كلي قدره 758 mmHg بطريقة التحليل الكهربائي للماء. فإذا علمت أن ضغط بخار الماء عند نفس الدرجة من الحرارة مساوياً 23.76 mmHg ، فإذا علمت أن الكتل الذرية : (الكتل الذرية : $H = 1, O = 16$)

فاحسب :

أ) الضغط الجزئي لغاز الهيدروجين (H_2) (ب) عدد مولات الهيدروجين التي تم الحصول عليها

ج) الكسر المولي لكل من الهيدروجين H_2 والماء H_2O في المزيج الغازي.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

(أ) حساب الضغط الجزئي لغاز الهيدروجين :

$$P_t = P_{H_2} + P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = P_t - P_{H_2O}$$

$$P_{H_2} = 758 - 23.76$$

$$P_{H_2} = 734.24 \text{ mmHg}$$

(ب) ولحساب عدد مولات الهيدروجين نتبع العلاقة :

$$PV = nRT$$

$$(734.42) \times (152 \times 10^{-3}) = n_{H_2} (0.0821 \text{ L. atm/mol.K}) \times (298 \text{ K})$$

$$n_{H_2} = \frac{\left(\frac{734.42}{760}\right) \times (152 \times 10^{-3})}{(0.0821 \text{ L. atm/mol.K}) \times (298 \text{ K})}$$

$$n_{H_2} = 0.006 \text{ mol}$$

(ج) حساب الكسر المولي لكل من الهيدروجين والماء في المزيج الغازي :

نحسب أولاً عدد المولات لكل غاز ثم عدد المولات الكلي :

$$P_{H_2} = X_{H_2} P_t$$

$$X_{H_2} = \frac{P_{H_2}}{P_t}$$

$$X_{H_2} = \frac{734.24 \text{ mmHg}}{758 \text{ mmHg}}$$

$$\Rightarrow X_{H_2} = 0.969$$

$$X_{H_2O} = 1 - X_{H_2}$$

$$X_{H_2O} = 1 - 0.969 \Rightarrow X_{H_2O} = 0.031$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

مثال (١٣٥)

جمعت عينة من الأكسجين فوق الماء حجمها 370 ml عند درجة حرارة 23 °C وضغط 0.992 atm، فما هو الحجم الذي ستشغله هذه العينة إذا كانت جافة عند الظروف القياسية (STP) (ضغط بخار الماء عند 23 °C يساوي 0.1088 atm)

الحل

أولاً نحسب الضغط الأولي للغاز عندما كان مخلوطاً مع بخار الماء كما يلي :

$$P_t = P_1 + P_{H_2O}$$

$$P_1 = P_t - P_{H_2O}$$

$$P_1 = 0.992 - 0.1088$$

$$P_1 = 0.8832 \text{ atm}$$

وبالتالي لحساب الحجم النهائي V_2 نتبع القانون الموحد للغازات :

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

$$\frac{0.8832 \times 370}{296} = \frac{1 \times V_2}{298}$$

$$V_2 \times 296 = 0.8832 \times 370 \times 298$$

$$V_2 = \frac{0.8832 \times 370 \times 298}{296} = 329 \text{ ml}$$

مثال (١٣٦)

يزن لتر واحد من غاز 1.5 g عند درجة حرارة 25 °C وتحت ضغط 730 mm.Hg
 (أ) ما هو الحجم الذي يشغله هذا الغاز عند الظروف القياسية.
 (ب) ما هو الوزن الجزيئي لهذا الغاز.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

(أ) حساب حجم الغاز V_2 :

بتطبيق القانون الموحد للغازات :

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

$$\frac{730 \times 1000}{298} = \frac{760 \times V_2}{273}$$

$$V_2 = 880 \text{ ml}$$

$$V_2 = 0.880 \text{ L}$$

(ب) حساب الوزن الجزيئي للغاز :

$$PV = nRT$$

$$PV = \left(\frac{m}{M_w} \right) RT$$

$$1 \times 0.880 = \left(\frac{1.5}{M_w} \right) \times 0.082 \times 273$$

$$M_w = 38.16 \text{ g/mol}$$

مثال (١٣٧)

مزيغ من 0.560 g من غاز الأوكسجين O_2 و 0.560 g من غاز النيتروجين N_2 يؤثر بضغط وقدره 0.600 atm، ما هو الضغط الجزئي لكل غاز؟ (علماً بأن الكتل الذرية :

$$(N = 14, O = 16)$$

الحل

نحسب عدد المولات لكل غاز، المجموع الكلي للمولات، الكسر المولي لكل غاز ومنه نحسب الضغط الجزئي لكل غاز :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{Mw_{O_2}} = \frac{0.560 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0.0175 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{Mw_{N_2}} = \frac{0.560 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0.02 \text{ mol}$$

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_t} = \frac{0.0175}{0.0375} = 0.47$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_t} = \frac{0.02}{0.0375} = 0.53$$

$$\Rightarrow P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P_t = 0.47 \times 0.600 = 0.282 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow P_{N_2} = X_{N_2} \cdot P_t = 0.53 \times 0.600 = 0.318 \text{ atm}$$

مثال (١٣٨)

جمعت عينة من غاز فوق الماء عند درجة حرارة 50°C وتشغل حجماً قدره 1.00 L يؤثر الغاز الرطب بضغط وقدره 1.00 atm ، وعندما جفف وجد أن العينة تشغل حجماً قدره (1.00 L) وتؤثر بضغط قدره 1.00 atm عند درجة حرارة 95°C فما هو الضغط البخاري للماء عند درجة حرارة 50°C ؟

الحل

نحسب الضغط الأولي للغاز (المخلوط مع الماء) بالقانون الموحد للغازات :

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

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

$$P_1 = \frac{(1 \text{ atm})(1.00 \text{ L}) \times (323 \text{ K})}{(1.00 \text{ L}) \times (368 \text{ K})}$$

$$P_1 = 0.878 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وبالتالي لحساب ضغط بخار الماء نستخدم قانون دالتون للضغوط الجزئية كما يلي :

$$P_t = (P_1)_g + P_{H_2O}$$

$$P_{H_2O} = P_t - (P_1)_g$$

$$P_{H_2O} = 1 - 0.878$$

$$P_{H_2O} = 0.122 \text{ atm}$$

مثال (١٣٩)

جمعت عينة من غاز حجمها 500 ml فوق الماء عند درجة حرارة 30 °C وضغط بارومتري 1.01 atm، فما هو الحجم الذي سيشغله الغاز إذا كان جافاً وعند درجة حرارة 100 °C، وضغط 1.00 atm؟ (ضغط بخار الماء عند 30 °C = 0.042 atm).

الحل

أولاً نحسب ضغط الغاز (المخلوط مع الماء) كما يلي :

$$P_t = (P_1)_g + P_{H_2O}$$

$$(P_1)_g = P_t - P_{H_2O}$$

$$(P_1)_{g_1} = 1.01 - 0.042$$

$$(P_1)_g = 0.968 \text{ atm}$$

ولحساب الحجم الذي سيشغله الغاز عندما يكون جافاً (V_2) نستخدم القانون الموحد

للغازات :

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

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{0.968 \text{ atm} \times 500 \text{ ml} \times 373 \text{ K}}{1 \text{ atm} \times 303 \text{ K}} = 595.8 \text{ ml}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٤٠)

يبلغ الضغط الجزئي لغاز الميثان CH_4 0.225 atm ولغاز الإيثان C_2H_6 0.165 atm في مزيج غازي يتكون في هذين الغازين.

(أ) ما هو الكسر المولي لكل غاز في المزيج؟

(ب) إذا كان المزيج يشغل حجماً وقدره 9.73 L عند درجة حرارة $35^\circ C$ فما هو عدد المولات الغاز في المزيج.

(ج) كم جراماً من كل غاز يوجد في المزيج؟

الحل

(أ) حساب الكسر المولي للغازين :

$$P_t = P_{CH_4} + P_{C_2H_6}$$

$$P_t = 0.225 + 0.165$$

$$P_t = 0.390 \text{ atm}$$

$$P_{CH_4} = X_{CH_4} P_t$$

$$X_{CH_4} = \frac{P_{CH_4}}{P_t}$$

$$X_{CH_4} = \frac{0.225}{0.390}$$

$$\Rightarrow X_{CH_4} = 0.577$$

$$X_{C_2H_6} = \frac{P_{C_2H_6}}{P_t}$$

$$X_{C_2H_6} = \frac{0.165}{0.390}$$

$$\Rightarrow X_{C_2H_6} = 0.423$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

(ب) حساب عدد المولات الكلي من القانون العام للغازات :

$$P_t V = n_t R T$$

$$n_t = \frac{P_t V}{RT}$$

$$n_t = \frac{0.39 \text{ atm} \times 9.73 \text{ L}}{0.0821 \text{ L.atm/mol.K} \times 308 \text{ K}}$$

$$n_t = 0.150 \text{ mol}$$

(ج) حساب جرامات كل غاز في المزيج :

في البداية لا بد من حساب عدد مولات كل غاز على حدة ومنه نوجد جرامات كل غاز :

$$(n_t = 0.150 \text{ mol}, X_{\text{CH}_4} = 0.577, X_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0.423)$$

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_t}$$

$$n_{\text{CH}_4} = X_{\text{CH}_4} n_t$$

$$n_{\text{CH}_4} = 0.577 \times 0.150$$

$$\Rightarrow n_{\text{CH}_4} = 0.09 \text{ mol}$$

$$X_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_6}}{n_t}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = X_{\text{C}_2\text{H}_6} \cdot n_t$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0.423 \times 0.150$$

$$\Rightarrow n_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0.063 \text{ mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وبالتالي لحساب عدد الجرامات لكل غاز نتبع ما يلي :

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{\text{Mw}_{\text{CH}_4}}$$

$$m_{\text{CH}_4} = n_{\text{CH}_4} \cdot \text{Mw}_{\text{CH}_4} \Rightarrow m_{\text{CH}_4} = 0.09 \times (12 + 4 \times 1)$$

$$\Rightarrow m_{\text{CH}_4} = 1.44 \text{ g}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_6}}{\text{Mw}_{\text{C}_2\text{H}_6}}$$

$$m_{\text{C}_2\text{H}_6} = n_{\text{C}_2\text{H}_6} \cdot \text{Mw}_{\text{C}_2\text{H}_6} \Rightarrow m_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0.06 \times (2 \times 12 + 6 \times 1)$$

$$\Rightarrow m_{\text{C}_2\text{H}_6} = 1.80 \text{ g}$$

مثال (١٤١)

الضغط الكلي لمزيج يتكون من 40 g من O_2 و 40 g من الهيليوم He مساوياً لـ 0.900 atm، فما هو الضغط الجزئي للأكسجين (الكتل الذرية : $\text{O} = 16$, $\text{He} = 4$).

الحل

نحسب عدد المولات لكل غاز والكسر المولي كما يلي :

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{\text{Mw}_{\text{O}_2}} = \frac{40}{32} = 1.25 \text{ mol}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{m_{\text{He}}}{\text{Aw}} = \frac{40}{4} = 10 \text{ mol}$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_t} = \frac{1.25}{11.25} = 0.11$$

$$X_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_t} = \frac{10}{11.25} = 0.89$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

وبالتالي فإن الضغط الجزئي للغازين :

$$P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P_t$$

$$P_{O_2} = 0.11 \times 0.900$$

$$\Rightarrow P_{O_2} = 0.099 \text{ atm}$$

$$P_{He} = X_{He} \cdot P_t$$

$$P_{He} = 0.89 \times 0.900 \Rightarrow P_{He} = 0.801 \text{ atm}$$

مثال (١٤٢)

خليط غازي عند 100 C وضغط (0.800 atm) يشتمل على (50%) هيليوم (He) و 50% زينون (Xe) بالوزن. أوجد قيمة الضغط الجزئي لكل غاز على حده.

الحل

نعتبر أن لدينا (100 g) من عينة الخليط ثم نعين عدد مولات كل غاز فيه :

$$n_{He} = \frac{m_{He}}{Aw_{He}} = \frac{50.0 \text{ g}}{4.00 \text{ g mol}^{-1}} = 12.5 \text{ mol He}$$

$$n_{Xe} = \frac{m_{Xe}}{Aw_{Xe}} = \frac{50.0 \text{ g}}{131.3 \text{ g mol}^{-1}} = 0.381 \text{ mol Xe}$$

ثم نحسب الكسر المولي (X) لكل مكون :

$$X_{He} = \frac{n_{He}}{n_{He} + n_{Xe}} = \frac{12.5}{12.5 + 0.381} = 0.970$$

$$X_{Xe} = \frac{n_{Xe}}{n_{He} + n_{Xe}} = \frac{0.381}{12.5 + 0.381} = 0.030$$

وطبقاً لقانون دالتون، يعبر عن الضغط الجزئي لكل مكونة بالعلاقة التالية :

$$P_i = X_i P_{total}$$

$$P_{He} = 0.970 \times 0.800 = 0.776 \text{ atm}$$

$$P_{Xe} = 0.030 \times 0.800 = 0.024 \text{ atm}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٤٣)

خليط من غازين : (A) وكتلته 0.495 (ووزنه الجزيئي 66.0) ، و (B) وكتلته 0.182 g (ووزنه الجزيئي 45.5) ، وكان الضغط الكلي للخليط (76.2 cmHg). احسب الضغط الجزئي لكل غاز.

الحل

ضغط الغاز (A) = 49.7 cm Hg ، ضغط الغاز (B) = 26.5 cm Hg

مثال (١٤٤)

خلط جرام من الماء مع جرام من الهكسان (C_6H_{14}) في وعاء مقفل سعته (6 L) ، وسخن الخليط حتى درجة حرارة ($250\text{ }^\circ\text{C}$) فتحولت المادتان الى الحالة الغازية. احسب ضغط الخليط.

الحل

الجواب : $P = 374\text{ mmHg}$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

عاشراً / قانون توماس جراهام للإنتشار

(Graham's Law of Diffusion 1829)

قانون جراهام للتدفق والإنتشار

Graham's Law : Diffusion and Effusion of Gases

من النتائج لحركة الغازات الدائمة العشوائية وسرعتها العالية أن الغازات تختلط (mix) بسرعة عالية عندما تكون على اتصال (when they come in contact)، أو خلال وعاء.

ويلزم التفريق بين مصطلحين هما الإنتشار (Diffusion) والتدفق (الإنبجاس) (Effusion).

وتختلف عملية الإنتشار (Diffusion) عن عملية التدفق (Effusion)، حيث تدل عملية الإنتشار على انتشار غاز مع غاز آخر، أما التدفق فيدل على اندفاع الغاز من خلال فتحة ضيقة.

انتشار الغازات

Gas Diffusion

يطلق على مرور الغاز مثلاً من خلال مادة مسامية بحيث يكون الضغط واحداً على جانبي هذه المادة،

• كما تطلق عمليات الإنتشار على تحرك جزيئات الغاز لتحتل الحيز المتاح لها (ميل المادة للتمدد وبانتظام وخلال الفضاء المسموح به فقط).

والانتشار في الغازات هو الخلط التدريجي لجزيئات أحد الغازات مع جزيئات غاز آخر (العملية التي يختلط بها أحد الغازات تدريجياً مع غاز آخر) نتيجة لخواصها الحركية، يعطي مثلاً مباشراً للحركة العشوائية للغازات حيث تتحرك جزيئات أحد الغازين بحرية

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

في الفراغات الموجودة بين جزيئات الغاز الآخر. وبذلك يمكن القول بأن أي غاز يكون تام الذوبان في أي غاز آخر.

Mixing of different gases by random molecular motion with frequent collisions is called diffusion

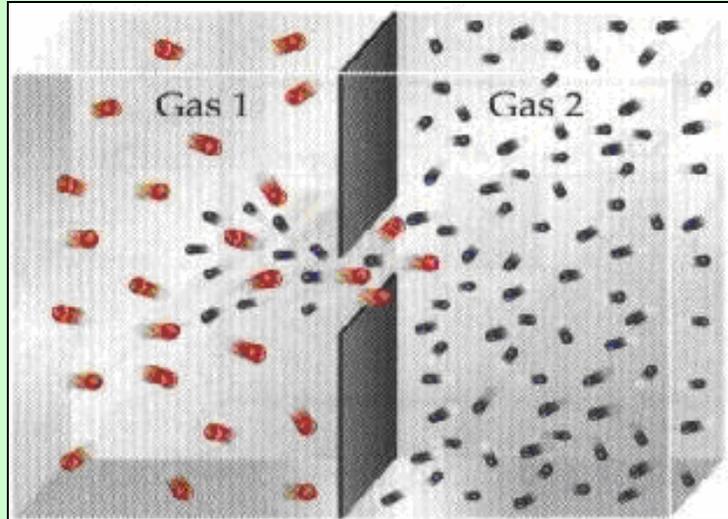


Fig. 83 : Diffusion is the mixing of gas molecules by random motion under conditions where molecular collisions occur.

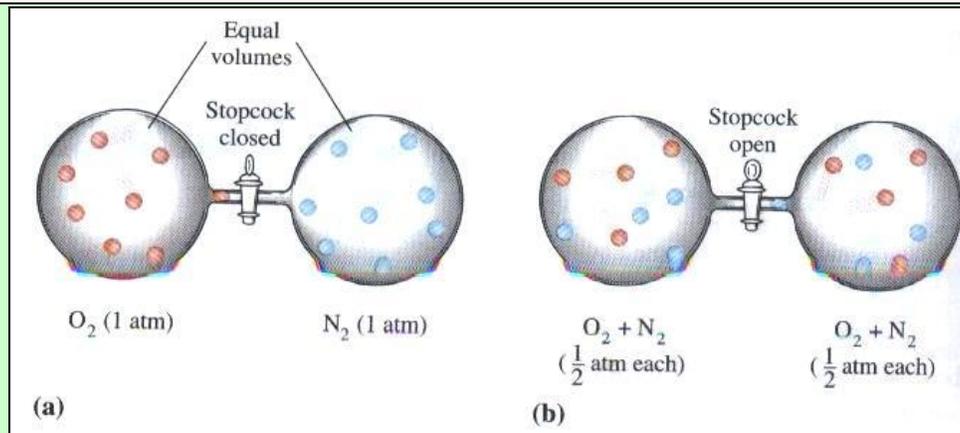


Fig. 84 : A representation of diffusion of gases. The space between the molecules allows for ease of mixing one gas with another. Collisions of molecules with the walls of the container are responsible for the pressure of the gas.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

وتحدث هذا الظاهرة بسرعة كبيرة في الغازات في حين تكون بطيئة جداً في المواد الصلبة. فالغازات تنتشر لتملاً كل الإناء الذي يشغله الغاز وفي كل الإتجاهات وحتى ضد الجاذبية. ويمكن ملاحظة ذلك عندما نرش كمية من العطر، فسرعان ما تملأ رائحتها الغرفة. وقد وجد أن الغاز الذي وزنه الجزيئي صغير (خفيف الوزن) هو الأسرع انتشاراً. ويمكن ملاحظة الإنتشار بسهولة من الأمثلة التالية :

(١) عند إطلاق بعضاً من الأمونيا (النشادر) إذ سرعان ما تملأ رائحتها الغرفة، مما يعني أن الأمونيا قد أصبحت موزعة في كل مكان من الحجم الكلي للحجرة.

(٢) عند نزع غطاء قارورة عطر (a bottle of perfume) فإن الرائحة (odor) ستنتشر بسرعة خلال الغرفة كلما اختلقت جزيئات العطر بجزيئات الهواء. هذا الخلط لغازات مختلفة بواسطة الحركة الجزيئية العشوائية (random molecular motion) بتصادمات متكررة (frequent collisions) يسمى الإنتشار (diffusion).

(٣) ومثاله كذلك كبريتيد الهيدروجين H_2S (رائحة البيض الفاسد (the smell of rotten eggs) إذا حرر (released) في غرفة كبيرة، فإن الرائحة بعد زمن يسير يمكن تمييزها (can be detected) خلال الغرفة.

وبالرغم من أن السرعات الجزيئية للغازات كبيرة جداً إلا أن عملية الإنتشار نفسها تأخذ وقتاً طويلاً نسبياً لكي تكتمل. فمثلاً، عند فتح قارورة مليئة بمحلول الأمونيا المركز (concentrated ammonia) (NH_3) عند أحد أطراف طاولة بالمعمل (at one end of a lab bench) فيجب أن يمر بعض الوقت قبل أن يشم شخص آخر رائحة الأمونيا عند الطرف الآخر للطاولة. والسبب في ذلك يكمن في أن الجزيئات تتعرض لعدد كبير من التصادمات في طريقها من أحد أطراف الطاولة الى الطرف الآخر (شكل ٨٥).

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

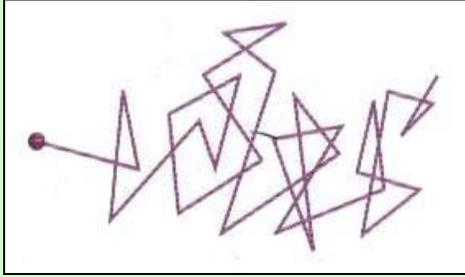


Fig. 85 : The path traveled by a single gas molecule. Each change in direction represents a collision with another molecule.

إذا يحدث انتشار الغازات تدريجياً ببطء (gradually) وليس لحظياً (instantly) وهو الشيء الذي يبدو متوقعاً من السرعات الجزيئية العالية. وإضافة الى ذلك، فنجد أن الغاز الأخف (الذي وزنه الجزيئي صغير) ينتشر عبر حيز معين أسرع من الغاز الأثقل وذلك بسبب أن الجذر التربيعي لمتوسط سرعة الغاز الخفيف تكون أكبر من سرعة الغاز الثقيل، شكل (٨٦ و ٨٧) يشرح ذلك.



Fig. 86 : NH₃ gas (left) and HCl gas (right) escape from concentrated aqueous solutions. The white smoke (solid NH₄Cl) shows where the gases mix and react

$$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي



Fig. 87 : A demonstration of gas diffusion. NH_3 gas (from a bottle containing aqueous ammonia) combines with HCl gas (from a bottle containing hydrochloric acid) to form solid NH_4Cl . Because NH_3 is lighter and therefore diffuses faster, solid NH_4Cl first appears neared the HCl bottle (on the right).

وجزيئات الغاز تتحرك بسرعة كبيرة جداً، لكن يجب أن يؤخذ بعين الإعتبار أن متوسط المسافة التي يقطعها أي جزيء بين تصادمين، صغيراً جداً، وبذلك، فإن الإنتشار في فراغ سوف يحدث بسرعة أكبر بكثير من الإنتشار في غاز آخر. إذ أن المعدلات النسبية لا تنتشر غازين في ثالث (أو في فراغ) تعتمد على طبيعة الغازين المعنيين.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

تدفق الغازات (الإنبجاس)

Gas Effusion

التدفق هو عملية مرور غاز (تحركه وتمدده) وتسربه تحت الضغط ، من فتحة صغيرة جداً (ثقب ضيق) أو خلال أنابيب ضيقة جداً أو مادة مسامية في جدار الوعاء الذي يحوي هذا الغاز، من منطقة ذات ضغط مرتفع الى منطقة ذات ضغط أقل على جانبي المادة المسامية.

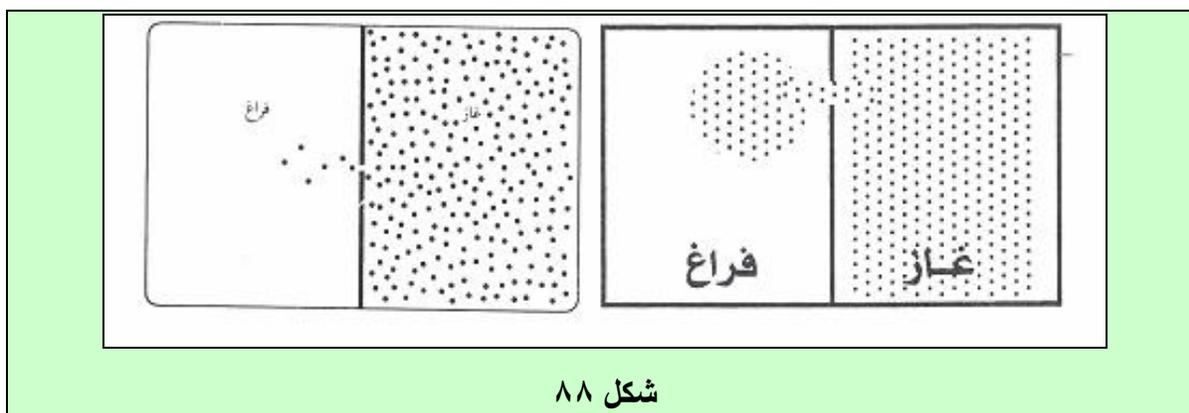
التدفق (Effusion) هو العملية التي تمكن أحد الغازات الذي يكون تحت ضغط ما بالهروب من إحدى حجرات الإناء الى الأخرى عبر ثقب صغير.

كما أن التدفق يمثل العملية التي فيها جزيئات الغاز تهرب بدون تصادمات خلال فتحة صغيرة جداً الى الفراغ.

Effusion is a process in which gas molecules escape without collisions through a tiny hole into a vacuum is called effusion

وإذا كان ذلك الثقب في أحد جوانب الوعاء الحاوي صغيراً لدرجة كافية (يجب أن يكون قطر الثقب صغيراً بالمقارنة بمتوسط الممر الحر للغاز) فإن الجزيء المنطلق نحو الإصطدام بجدار الإناء الحاوي سوف يلاقي فرصة الخروج عبر الثقب الى الغاز الموجود في الخارج.

والأشكال (٨٨ - ٩٠) يوضح تدفق أحد الغازات في الفراغ.



الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

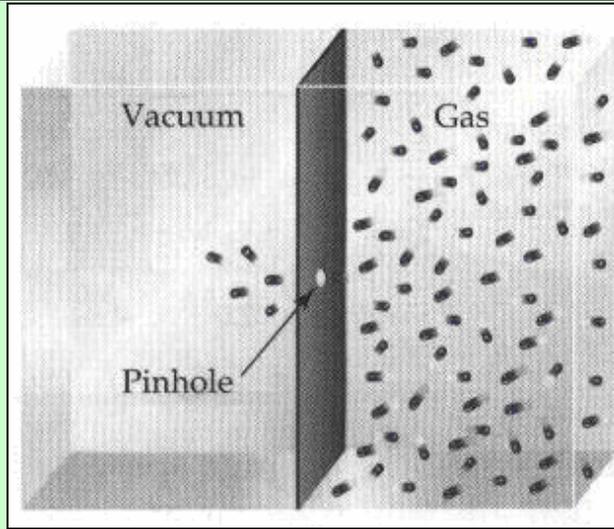


Fig. 89 : Effusion is the escape of a gas through a pinhole without molecular collisions.

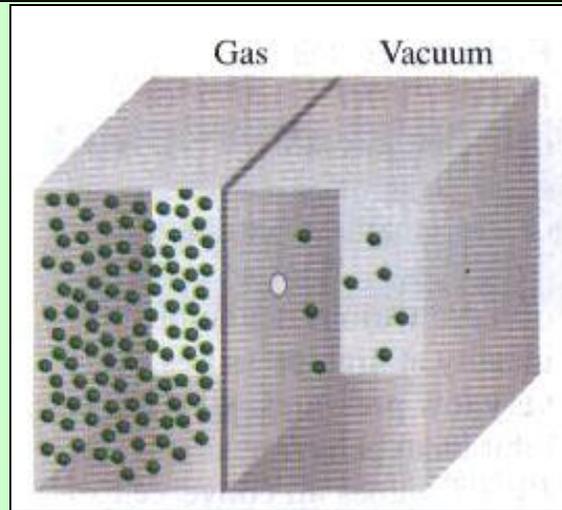


Fig. 90 : Gas effusion. Gas molecules move from a high-pressure region (left) to a low-pressure one through a pinhole

يبين الشكل (٨٨ - ٩٠) اندفاع الغاز من فتحة ضيقة في جدار الوعاء الحاوي. وهو احتمال استنبطه جراهام بالنسبة لجزيئات تصطم بجدران الوعاء الحاوي. وقد أعلن بأن معدل تسرب الغاز خلال فتحة ضيقة، يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لوزنه الجزيئي، أو يتناسب طردياً مع سرعة جزيئاته طبقاً للنظرية الحركية.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

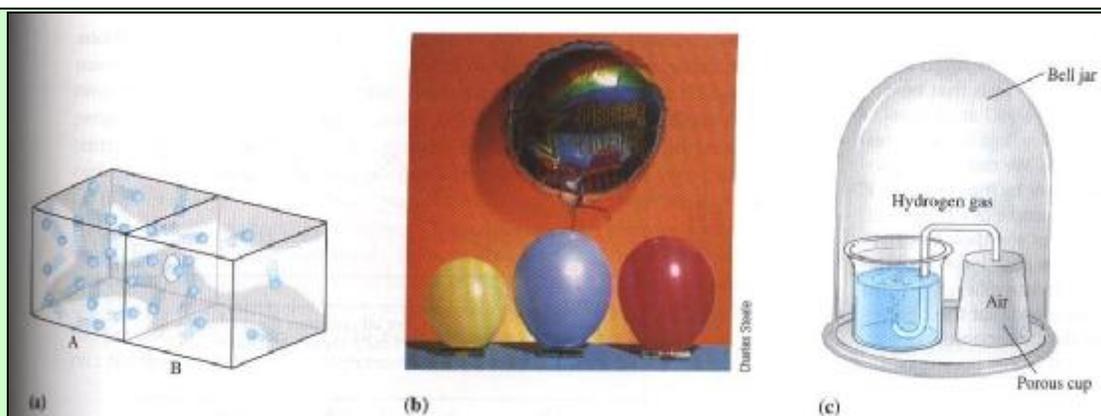


Fig. 91 : Effusion of gases.

a) A molecular interpretation of effusion. Molecules are in constant motion; occasionally they strike the opening and escape.

b) Latex balloons were filled with the same volume of He (yellow), N_2 (blue) and O_2 (red). Lighter molecules, such as He, effuse through the tiny pores of the latex balloons more rapidly than does N_2 or O_2 . The silver party balloon is made of a metal-coated polymer with pores that are too small to allow rapid He effusion.

c) If a bell jar full of hydrogen is brought down over a porous cup full of air, rapidly moving hydrogen effuses into the cup faster than the oxygen and nitrogen in the air can effuse out of the cup. This causes an increase in pressure in the cup sufficient to produce bubbles in the water in the beaker.

وظاهرة التدفق هذه مسؤولة عن انكماش بالون الأطفال المملوء بغاز الهيليوم (شكل ٩١)، حيث يمكن للغاز وهو مكون من ذرات He صغيرة جداً أن يتدفق خلال المسامات الصغيرة جداً الموجودة في مادة المطاط الرقيق المصنوع منها البالون. ولو كان مملوءاً بالهواء لكان تسربه أكثر بظناً من غاز الهيليوم.

ويعتبر معدل انبجاس غاز (تدفقه)، تحت ظروف قياسية من الخواص المميزة للغاز. ونظراً لأنه من الصعب نظرياً وعملياً أن نتعامل مع القيم المطلقة لمعدلات الإنبجاس (التدفق) من خلال ثقب ذي أبعاد محددة لذلك اكتفي باستخدام المعدلات النسبية لا انبجاس الغازات.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وبالرغم من أن التدفق يختلف عن الانتشار في طبيعته إلا أن معدل التدفق في الغازات يعطى أيضاً بقانون جراهام للانتشار مثلما هو الحال بالنسبة للانتشار فإننا نرى عند درجة الحرارة المعينة، أن الغازات الخفيفة تتدفق أسرع من الغازات الثقيلة. ومعدل التدفق (rate of effusion) عبارة عن عدد الجزيئات المارة خلال ثقب مسامي في زمن معطى.

The rate of effusion is the number of molecules passing through a porous hole in a given time.

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{Mw_2}{Mw_1}}$$

The longer the time it takes, the slower is the rate of effusion.

وقد درس العالم الكيميائي البريطاني (توماس جراهام Thomas Graham) في عام 1829م معدلات التدفق للغاز المختلفة وأجرى قياسات على الإنبجاس النسبي لعدد كبير من الغازات، ووجد أنه عندما تكون هذه الغازات تحت نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة (ثبوت درجة الحرارة وثبوت فرق الضغط) فإن معدل تدفقها من فتحة صغيرة في الجدار يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي للكثافة لهذه الغازات $\left(\frac{\text{Rate}_1}{\text{Rate}_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \right)$ وهذا ما يسمى بقانون جراهام. ولقد نتجت هذه العلاقة عندما قيست سرعات الإنبجاس بدلالة حجم الغاز المنبجس في الثانية تحت درجة حرارة معينة وضغط معين وينص قانون جراهام للانتشار أو التدفق على :

" أن معدل انتشار غاز ما يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافته وذلك عند درجة حرارة معينة"

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

وعند ضغط ثابت فإن :

$$r \propto \sqrt{\frac{1}{d}}$$

حيث r : معدل انتشار الغاز. وهذا ما يعرف بقانون جراهام للانتشار.

وإذا افترضنا معدلين للانتشار r_1, r_2 ذاتي كثافة d_1, d_2 على الترتيب فإن :

$$r_1 \propto \sqrt{\frac{1}{d_1}} \Rightarrow r_1 = K \sqrt{\frac{1}{d_1}}$$

$$r_2 \propto \sqrt{\frac{1}{d_2}} \Rightarrow r_2 = K \sqrt{\frac{1}{d_2}}$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{K \sqrt{\frac{1}{d_1}}}{K \sqrt{\frac{1}{d_2}}} \Rightarrow \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{1}{d_1} \times \frac{d_2}{1}}$$

$$\Rightarrow \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{u^2}{u^2}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

ومن العلاقة :

$$P M_w = \frac{m}{V} RT$$

$$P M_w = d R T$$

نلاحظ أن الكثافة تتناسب طردياً مع الوزن الجزيئي :

$$d \propto M_w$$

لذلك :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$r_1 \propto \sqrt{\frac{1}{Mw_1}} \Rightarrow r_1 = K \sqrt{\frac{1}{Mw_1}}$$

$$r_2 \propto \sqrt{\frac{1}{Mw_2}} \Rightarrow r_2 = K \sqrt{\frac{1}{Mw_2}}$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{K \sqrt{\frac{1}{Mw_1}}}{K \sqrt{\frac{1}{Mw_2}}} \Rightarrow \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{Mw_2}{Mw_1}}$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{1}{Mw_1} \times \frac{Mw_2}{1}}$$

$$\Rightarrow \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{\bar{u}^2}{\bar{u}^2}} = \sqrt{\frac{Mw_2}{Mw_1}}$$

وطبقاً لفرض أفوجادرو تتناسب كثافة الغاز تناسباً طردياً مع وزنه الجزيئي فإن ملاحظة جراهام تتفق مع النظرية الحركية التي تنبأ بأن معدل تسرب الغاز يتناسب طردياً مع السرعة الجزيئية أو يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي للوزن الجزيئي

$$\left(\frac{\text{Rate}_1}{\text{Rate}_2} = \sqrt{\frac{Mw_2}{Mw_1}} \right)$$

وإذا أخذنا في الإعتبار الزمن اللازم للتدفق (t) فيمكن أن نكتب العلاقة لتدفق الغازات كالآتي :

$$\frac{\text{rate of effusion 1}}{\text{rate of effusion 2}} = \frac{r_1}{r_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{\bar{u}^2}{\bar{u}^2}} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{Mw_2}{Mw_1}}$$

ويصعب عملياً مقارنة المعدلات النسبية لانتشار غازين عند نفس الظروف من درجة الحرارة والضغط. ولكن من الأسهل مقارنة المعدلات النسبية لتدفق الغازين.

الحيود عن قانون جراهام :

وجد أن الحيود عن هذا القانون يحدث عند ضغوط عالية، حيث تتصادم الجزيئات عدة مرات مع بعضها البعض أثناء تسربها عبر الثقب. وبمقارنة لنتائج العملية مع تلك

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

المحسوبة من النظرية الحركية أوضحت اتفاقاً كبيراً عندما كان ضغط الغاز منخفضاً وأن حجم الثقب، الذي يحدث اندفاق الغاز خلاله صغيراً. وعند الضغوط المنخفضة يكون متوسط الممر الحر للغاز كبيراً لدرجة كافية، وبذلك تكون إمكانية حدوث التصادم الجزيئي في منطقة الثقب أقل منها عند ضغوط أعلى. وبالمثل، فإنه إذا كان قطر الثقب كبيراً نسبياً، فإنه سوف يصبح للجزيئات فرصة أكبر للإصطدام مع بعضها البعض عند المرور عبر الثقب، وسوف لا تصبح الافتراضات الأساسية قائمة. كما يفشل قانون جراهام أيضاً إذا كانت الثقوب كبيرة لدرجة كافية بحيث يسمح بتدفق هيدروديناميكي للغاز بقوة نحو الثقب (مثل انبثاق الماء) ولكن مادامت الجزيئات المعزولة عن بعضها البعض تتسرب عن طريق سيرها عبر الفتحة أثناء تحركها العشوائي خلال غاز مستقر، فإن الافتراضات من النظرية الحركية الجزيئية سوف تنطبق.

التطبيقات الهامة لقانون جراهام للإنتشار

التطبيق الأول :

تعيين كثافة الغازات، وأوزانها الجزيئية، فإذا سمح لغازين (A, B) بالتدفق عند نفس الظروف من درجة الحرارة، والضغط، وذلك عبر نفس الفتحة، في تجربتين منفصلتين فإن:

$$\sqrt{\frac{Mw_B}{Mw_A}} = \frac{\text{معدل اندفاق الغاز A}}{\text{معدل اندفاق الغاز B}}$$

وعادة ما تجرى التجربة بالسماح لنفس الحجم من كل غاز بأن يتدفق، عند نفس الظروف من درجة الحرارة، والضغط، وملاحظة الزمن الذي يستغرقه كل غاز في الإندفاق . وحيث أنه يمكن اعتبار الأزمنة بأنها تتناسب عكسياً مع معدلات الإندفاق فإن :

$$\sqrt{\frac{Mw_A}{Mw_B}} = \frac{t_A}{t_B}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

حيث (t_A, t_B) الزمن الذي يستغرقه حجم معين من الغاز A, B لكي يتدفق. وإذا عرف الوزن الجزيئي لأحد الغازين، فإنه يمكن حساب الوزن الجزيئي للغاز الآخر.

التطبيق الثاني :

ويشمل التطبيق الثاني للتدفق الغازي على الفصل الفيزيائي للغازات (فصل مخاليط الغازات عن بعضها) التي يصعب فصلها بطريقة أخرى، ومن ذلك فصل مخاليط النظائر المشعة (نظائر اليورانيوم) (يورانيوم 235، يورانيوم 238) لتحضير وقود الأفران الذرية نظراً لأهمية العنصر الأول وقابليته للإنشطار.

يحتوي خام اليورانيوم (الخام الأساسي يسمى بتشبلند Pitchblende) على نظير اليورانيوم $^{238}_{92}\text{U}$ بنسبة (99.28 %) وعلى نظير اليورانيوم الأهم وهو $^{235}_{92}\text{U}$ بنسبة (0.71 %). والنظير $^{238}_{92}\text{U}$ هو القابل للإنشطار النووي ويستخدم في محطات القوى النووية وفي الأسلحة النووية. ومن طرق فصل هذين النظيرين هو استخدام كميات كبيرة من غاز الفلور (F_2) للحصول على سادس فلوريد اليورانيوم UF_6 . وعند السماح لغاز سادس فلوريد اليورانيوم بالانتشار ببطء، فإنه نظراً للفرق في الوزن الجزيئي للنظيرين (الوزن الجزيئي لمركب $^{238}_{92}\text{UF}_6$ يساوي 352 بينما الوزن الجزيئي للمركب $^{235}_{92}\text{UF}_6$ هو 349) يكون معدل الانتشار مختلفاً ويمكن فصل النظيرين بهذه الطريقة .

$$\frac{\text{rate of diffusion of } ^{235}_{92}\text{UF}_6}{\text{rate of diffusion of } ^{238}_{92}\text{UF}_6} = \sqrt{\frac{352}{349}} = 1.0043$$

أي أن معدل انتشار $^{235}_{92}\text{UF}_6$ يفوق معدل انتشار $^{238}_{92}\text{UF}_6$ بمقدار 1.0043 مرة. وبالرغم من أن الفرق في الأوزان الجزيئية النسبية صغير (1.0043)، إلا أن تكرار عملية التدفق خلال حواجز منفذة (يقدر عددها بالآلاف) تحتوي على ثقب صغيرة جداً،

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

يؤدي الى جعل الخليط غنياً في حالته النهائية بالفلوريد الطيار UF_6^{235} القابل للإنشطار وبالتالي يمكن الحصول على وفرة جوهريّة من النظير 235 المرغوب فيه.

وتعرف النظائر **Isotopes** بأنها عناصر تتحد في العدد الذري وتختلف في الوزن الذري وذلك بسبب الاختلاف في عدد النيوترونات بالنواة. أما الأيزوبارات **Isobars** فهي نظائر عناصر مختلفة تتحد في الوزن الذري وتختلف في العدد الذري مثل :



التطبيق الثالث

هناك تطبيق للتدفق الغازي في مجال الطب ، حيث تستبدل مخاليط الأكسجين، والهيليوم بدلاً من الهواء العادي، وذلك للمساعدة على التخلص من الصعوبات المتعلقة بالتنفس. إذ أن المرضى يتنفسون بسهولة أكبر نظراً للمعدل الأكبر لا انتشار الهيليوم بالمقارنة بالنيتروجين الموجود في الهواء العادي.

تطبيقات حسابية على قانون جراهام للانتشار

مثال (١٤٥)

غاز تبلغ سرعة انتشاره 1.414 مرة مقارنة بسرعة انتشار غاز SO_2 عند الظروف القياسية.

فإذا علمت : (R = 0.0821 atm L/mol. K)، (الكتل الذرية : O = 16, S = 32)

(أ) احسب الوزن الجزيئي للغاز

(ب) احسب كثافة الغاز

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

(أ) حساب الوزن الجزيئي للغاز المجهول Mw_x :

باتباع قانون جراهام للانتشار :

$$\frac{r_x}{r_{SO_2}} = \sqrt{\frac{Mw_{SO_2}}{Mw_x}}$$

$$1.414 = \sqrt{\frac{(32 + 2 \times 16)}{Mw_x}}$$

$$(1.414)^2 = \left(\sqrt{\frac{64}{Mw_x}} \right)^2$$

$$2 = \frac{64}{Mw_x} \Rightarrow Mw_x = \frac{64}{2} = 32 \text{ g/mol}$$

(ب) حساب كثافة الغاز بتطبيق العلاقة :

$$P Mw_x = d_x R T$$

$$d_x = \frac{P Mw_x}{RT}$$

$$d_x = \frac{(1 \text{ atm}) \times (32 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L atm/Kmol}) (273 \text{ K})}$$

$$d_x = 1.43 \text{ g/L}$$

مثال (١٤٦)

تدفق غاز A خلال ثقب ضيق في زمن قدره 1.44 min وتحت نفس الظروف تدفق حجم مماثل من غاز الأكسجين في زمن قدره 1.8 min احسب الكثافة النسبية للغاز (A) ووزنه الجزيئي.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

الحل

حيث أن زمن تسرب الغاز الأول (A) أقل من زمن تسرب الأكسجين، فإن كثافة الغاز A أقل من كثافة الأكسجين.

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{c_1}{c_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{Mw_2}{Mw_1}}$$

$$\left(\frac{t_A}{t_{O_2}}\right)^2 = \left(\frac{\sqrt{Mw_A}}{\sqrt{Mw_{O_2}}}\right)^2$$

$$\left(\frac{1.44}{1.8}\right)^2 = \frac{Mw_A}{16}$$

$$\frac{2.0736}{3.24} = \frac{Mw_A}{16}$$

$$\Rightarrow Mw_A = \frac{16 \times 2.0736}{3.24} = 10.24 \text{g/mol}$$

مثال (١٤٧)

قارن بين كل من غازي الهيدروجين (H_2) والأكسجين (O_2) من ناحية سرعة الإنتشار؟
 علماً بأن : ($Mw_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$, $Mw_{H_2} = 2 \text{ g/mol}$)

الحل

$$\frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{Mw_{O_2}}{Mw_{H_2}}} = \sqrt{\frac{32}{2}} = \sqrt{16} = 4$$

$$r_{H_2} = 4 r_{O_2}$$

أي أن الهيدروجين أسرع انتشاراً من الأكسجين أربع مرات عند نفس الظروف.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٤٨)

احسب الوزن الجزيئي لغاز ينتشر (ينساب) بسرعة 1.14 مرة أسرع من غاز الأكسجين.
(الوزن الذري للأكسجين = 16).

الحل

$$\frac{r_x}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{Mw_{O_2}}{Mw_x}}$$

$$1.14 = \sqrt{\frac{32}{Mw_x}}$$

$$(1.14)^2 = \left(\sqrt{\frac{32}{Mw_x}} \right)^2 \Rightarrow 1.2996 = \frac{32}{Mw_x}$$

$$Mw_x = \frac{32}{1.2996} = 24.62 \text{ g/mol}$$

مثال (١٤٩)

قارن بين غازي ثاني أكسيد النيتروجين وأول أكسيد النيتروجين من حيث سرعة الإنتشار
(الأوزان الذرية : N = 14, O = 16).

الحل

$$\frac{r_{NO}}{r_{NO_2}} = \sqrt{\frac{Mw_{NO_2}}{Mw_{NO}}}$$

$$\frac{r_{NO}}{r_{NO_2}} = \sqrt{\frac{(14 + 2 \times 16)}{(14 + 16)}} = \sqrt{\frac{46}{30}} = 1.24$$

أي أن أول أكسيد النيتروجين أسرع من ثاني أكسيد النيتروجين بمقدار 1.24 مرة.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٥٠)

لديك غازان HBr (Mw = 81) وغاز CH₄ (Mw = 16)، يتسرب غاز HBr خلال فتحة صغيرة بمعدل 4 ml/S، فما معدل تسرب CH₄ خلال الفتحة؟

الحل

$$\frac{r_{\text{CH}_4}}{r_{\text{HBr}}} = \sqrt{\frac{Mw_{\text{HBr}}}{Mw_{\text{CH}_4}}}$$

$$\frac{r_{\text{CH}_4}}{4} = \sqrt{\frac{81}{16}} = 2.25$$

$$\frac{r_{\text{CH}_4}}{4} = 2.25 \Rightarrow r_{\text{CH}_4} = 2.25 \times 4 = 9 \text{ ml/s}$$

مثال (١٥١)

احسب الوزن الجزيئي لغاز إذا كان معدل انتشاره يساوي 4.69 مرة أسرع من انتشار غاز CO₂ (الكتل الذرية : (C = 12, O = 16).

الحل

$$\frac{r_x}{r_{\text{CO}_2}} = \sqrt{\frac{Mw_{\text{CO}_2}}{Mw_x}}$$

$$4.69 = \sqrt{\frac{44}{Mw_x}}$$

$$(4.69)^2 = \left(\sqrt{\frac{44}{Mw_x}} \right)^2$$

$$21.9961 = \frac{44}{Mw_x} \Rightarrow Mw_x = \frac{44}{21.9961} = 2 \text{ g/mol}$$

والغاز الذي وزنه الجزيئي (2) هو غاز الهيدروجين.

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٥٢)

إذا كان الوزن الجزيئي للغاز (A) هو ضعف الوزن الجزيئي للغاز (B) فأوجد النسبة بين معدل انتشار A الى B

الحل

$$\frac{r_A}{r_B} = \sqrt{\frac{Mw_B}{Mw_A}} = \sqrt{\frac{1}{2}}$$

$$\frac{r_A}{r_B} = 0.707$$

مثال (١٥٣)

يحتاج مقدار من الغاز X لأن ينتشر خلال فتحة ضيقة زمن مقداره 112.25S، والزمن اللازم لانتشار نفس المقدار من O₂ هو 84.7S، احسب الوزن الجزيئي للغاز. (الوزن الذري للأكسجين = 16).

الحل

$$\frac{r_X}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{Mw_{O_2}}{Mw_X}} \Rightarrow \frac{t_X}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{Mw_X}{Mw_{O_2}}}$$

حيث أن السرعة تتناسب مع الزمن عكسياً، وبالتالي :

$$\frac{t_X}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{Mw_X}{Mw_{O_2}}}$$

$$\frac{112.5}{84.7} = \sqrt{\frac{Mw_X}{32}}$$

$$\left(\frac{112.5}{84.7}\right)^2 = \left(\sqrt{\frac{Mw_X}{32}}\right)^2$$

$$\frac{12656.25}{7174.09} = \frac{Mw_X}{32} \Rightarrow Mw_X = \frac{12656.25 \times 32}{7174.09} = 56.45 \text{ g/mol}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

مثال (١٥٤)

في الأحوال القياسية لتر واحد من الأوكسجين يزن 1.44 g، بينما لتر واحد من الهيدروجين يزن (0.09 g)، أي الغازين سينتشر أسرع؟ احسب كم مرة يكون أسرع.

الحل

نحسب أولاً الكثافة لكل غاز كما يلي :

$$d_{H_2} = \frac{m}{V} = \frac{0.09}{1} = 0.09 \text{ g/L}$$

$$d_{O_2} = \frac{m}{V} = \frac{1.44}{1} = 1.44 \text{ g/L}$$

$$\frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{d_{O_2}}{d_{H_2}}}$$

$$\frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{1.44}{0.09}} = 4$$

غاز الـ (H₂) ينتشر بسرعة أكبر من (O₂) بأربع مرات.

مثال (١٥٥)

تم تجميع (0.1 mol) من غاز مثالي فوق الماء في إناء حجمه 2.5 L، حتى بلغ الضغط 745 torr، فإذا علمت أن سرعة انتشار الغاز تساوي (93.5 %) من سرعة انتشار غاز (N₂) عند نفس الظروف فأوجد الوزن الجزيئي للغاز (N = 14).

الحل

نفرض أن سرعة انتشار الغاز (g) هي r_g، وسرعة انتشار غاز (N₂) هي r_{N₂} ومن السؤال فإن :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$r_{(g)} = 0.935 r_{N_2}$$

$$0.935 = \frac{r_{(g)}}{r_{N_2}} = \sqrt{\frac{Mw_{N_2}}{Mw_{(g)}}}$$

$$0.935 = \sqrt{\frac{Mw_{N_2}}{Mw_{(g)}}}$$

$$0.935 = \sqrt{\frac{(2 \times 14)}{Mw_{(g)}}}$$

$$(0.935)^2 = \left(\sqrt{\frac{(2 \times 14)}{Mw_{(g)}}} \right)^2$$

$$0.874225 = \frac{28}{Mw_{(g)}}$$

$$Mw_{(g)} = \frac{28}{0.874225} = 32 \text{ g/mol}$$

مثال (١٥٦)

الزمن اللازم لانتشار حجم معين من غاز مجهول من خلال فتحة صغيرة يساوي 112.2 s، الزمن اللازم لانتشار نفس الحجم من غاز الأكسجين 84.7 s، احسب الوزن الجزيئي للغاز المجهول.

الحل

بتطبيق العلاقة التالية :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاني

$$\frac{t_{O_2}}{t_x} = \sqrt{\frac{Mw_{O_2}}{Mw_x}}$$

$$\frac{84.7 \text{ S}}{112.2 \text{ S}} = \sqrt{\frac{32}{Mw_x}}$$

$$\left(\frac{84.7 \text{ S}}{112.2 \text{ S}}\right)^2 = \left(\sqrt{\frac{32}{Mw_x}}\right)^2$$

$$0.57 = \frac{32}{Mw_x}$$

$$Mw_x = \frac{32}{0.57} = 56.14 \text{ g/mol}$$

مثال (١٥٧)

احسب كثافة غاز عند الظروف القياسية (STP) إذا انتشر حجم معلوم منه خلال جهاز في 5.00 min وإذا انتشر نفس الحجم من غاز الأوكسجين عند نفس درجة الحرارة والضغط من خلال نفس الجهاز في زمن قدره 6.30 min (علماً بأن الكتلة الذرية

(O = 16)

الحل

$$\frac{t_{O_2}}{t_x} = \sqrt{\frac{Mw_{O_2}}{Mw_x}}$$

$$\frac{6.30}{5} = \sqrt{\frac{32}{Mw_x}}$$

$$\left(\frac{6.30}{5}\right)^2 = \left(\sqrt{\frac{32}{Mw_x}}\right)^2$$

$$1.5876 = \frac{32}{Mw_x} \Rightarrow Mw_x = \frac{32}{1.5876} = 20.16 \text{ g/mol}$$

وبالتعويض بقيمة الوزن الجزيئي في العلاقة التالية نحصل على كثافة الغاز :

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

$$PM_w = d_x RT$$

$$d_x = \frac{P M_w}{RT}$$

$$d_x = \frac{1 \text{ atm} \times 20.16 \text{ g/mol}}{(0.0821 \text{ L.atm/ K. mol}) \times (273 \text{ K})}$$

$$d_x = 0.899 \text{ g/L}$$

مثال (١٥٨)

تبلغ كثافة غاز النيتروجين 0.572 g/L عند درجة حرارة 25°C وضغط 0.500 atm ويبلغ معدل انتشار غاز النيتروجين N_2 من خلال ثقب 9.50 ml/S (الكتلة الذرية للنيتروجين = 14).

أ) ما كثافة عينة من غاز ينتشر بمعدل 6.28 ml/S من خلال نفس الثقب تحت نفس الظروف

ب) ما الوزن الجزيئي لهذا الغاز؟

الحل

أ) لحساب كثافة الغاز d_x نطبق العلاقة التالية :

$$\frac{t_{N_2}}{t_x} = \sqrt{\frac{d_{N_2}}{d_x}}$$

$$\left(\frac{9.50}{6.28}\right)^2 = \left(\sqrt{\frac{0.572}{d_x}}\right)^2$$

$$2.29 = \frac{0.572}{d_x} \Rightarrow d_x = \frac{0.527}{2.29} = 0.250 \text{ g/L}$$

الفصل الثاني : قوانين الغازات

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزالي

ب) حساب الوزن الجزيئي للغاز بتطبيق العلاقة :

$$P M_w_x = d R T$$

$$M_w_x = \frac{d_x R T}{P}$$

$$M_w_x = \frac{(0.25 \text{ g/L}) \times (0.0821 \text{ L atm/Kmol}) \times (298\text{K})}{(0.500 \text{ atm})}$$

$$M_w_x = 12.2 \text{ g/mol}$$

مثال (١٥٩)

أوجد الوزن الجزيئي لغاز ينساب بسرعة 3.1 مرة أسرع من غاز F_2 (الكتلة الذرية للفلور = 9).

الحل

ج) 4 g/mol

مثال (١٦٠)

احسب الوزن الجزيئي لغاز ينساب بسرعة 0.323 أقل من سرعة انسياب غاز الهيليوم. (الوزن الذري للهيليوم = 4).

الحل

ج) 38.13 g/mol