

الباب التاسع

الغازات

GASES

- الحالة الغازية :

هي إحدى حالات المادة الثلاث (صلبة - سائلة - غازية) ، ويتكون الغاز من جسيمات صغيرة جداً ندعوها جزيئات حقيقية (Real molecules) وقد تكون وحيدة الذرة (مثل : Ne , Ar , Kr , Xe) أو ثنائية الذرة (N_2 , O_2) أو متعددة الذرات (CH_4 , NH_3 , CO_2) وهي تتحرك بحركة عشوائية ، وعندما تكون المسافات الفاصلة بينها كبيرة جداً وأكبر بكثير من قطرها نقول إنه لا توجد فيما بينها قوى تأثير متبادلة (تجاذب أو تدافع) وإن حجمها صغير جداً بحيث يمكن إهماله بالنسبة لحجم الوعاء ندعو مثل هذا الغاز بالغاز المثالي وتطبق عليه قوانين الغازات المثالية (بويل - شارل - جي لوساك) . ينحرف الغاز عن الحالة المثالية كلما زاد ضغطه أو انخفضت درجة حرارته ويدعى في هذه الحالة بالغاز الحقيقي (Real gas) . القوانين التي سنذكرها تخص حالة الغاز المثالي فقط .

وكما ذكرنا تتميز الغازات ببساطة تركيبها وسلاسة سلوكها وخلوها من التعقيد وتتكون جميع الغازات من دقائق صغيرة جداً تتحرك حركة لا نظامية (Random Motion) سريعة في جميع الاتجاهات لتملأ الفراغ الذي توضع به لأنها قليلة التجاذب فيما بينها (Weak Attraction Forces) ، وأثناء حركة هذه الجزيئات فإنها تصطدم ببعضها (collide) ، وكذلك بجدران الإناء الحاوي لها وتحدث على هذه الجدران ضغطاً (Pressure) هو أهم ما يميز الغازات . وعند هذه المرحلة نود أن يدرك الطالب طريقة ملء الغاز للفراغ الذي يوضع به وهي بسيطة جداً . تصور أنك أمسكت بقبضة يدك حفنة من كرات التنس المطاطة التامة المرونة وألقيتها بقوة على أرض هذه الحجرة مرة واحدة ماذا يحدث ؟ سوف ترتد

هذه الكرات بنفس القوة وتتجه إحداها إلى أعلى ثم إلى أسفل والأخرى إلى اليمين ثم إلى اليسار والثالثة إلى الحائط الأمامي وترتد إلى الخلفي وهكذا بعد لحظة وجيزة نجد أن جميع الكرات في حركة دائبة دائمة وأن الكرات كلها تملأ المكان بأكمله ، ولن يستطيع أي فرد أن يقف في أي ركن من أرجاء هذه الحجرة إلا وأن يصاب بإحدى هذه الكرات . وهذه الكرات التي تمثل في هذه الحالة جزيئات الغاز يمكنها أن تملأ هذه الغرفة الصغيرة أو تملأ مدرجا من مدرجات الدراسة الكبيرة أو تملأ صندوقا صغيرا ملئا كاملا لأنها تتحرك حركة لا نظامية في جميع الاتجاهات . وسنعرف الكثير عن سلوك الغازات عند الكلام على نظرية الحركة للغازات ، ولكن قبل الدخول في أية تفاصيل يجب إلقاء الضوء على ضغط الغاز وعلى الضغط الجوي تقديره وطرق قياسه .

(Atmospheric Pressure)

الضغط الجوي

يعرف الضغط عادة بأنه القوة على وحدة المساحات ، ولذا يكون من الطبيعي أن تكون وحدات الضغط هي : نيوتن² / م² (N/m²) حسب النظام العالمي (SI system) أو داين² / سم² (dyne/cm²) حسب نظام سم . جم . ثانية² (c.g.s system) . ويعرف النيوتن بأنه القوة التي إذا أثرت على كتلة قدرها 1 كيلوجرام تحركه بعجلة قدرها الوحدة ، أي 1 متر . ثانية² ولذا تكون وحدات النيوتن هي الكيلوجرام . متر . ثانية² . أما الداين فيعرف بأنه القوة التي إذا أثرت على كتلة قدرها 1 جم من المادة فإنها تحركه بعجلة قدرها الوحدة يعني 1 سم . ثانية² . إذن وحدة الداين هي : جم . سم . ثانية² . ومن ذلك تتضح العلاقة 1 نيوتن = 10⁵ داين وتسمى وحدة الضغط حسب النظام العالمي أي N/m² باسم الباسكال (Pa) تخليدا لاسم العالم الفرنسي بليز باسكال الذي أجرى العديد من الدراسات على الضغط الجوي . ويعرف الضغط الجوي أو الضغط الجوي القياسي (Standard Atmosphere) بأنه ذلك الضغط الذي يحدثه عمود من الزئبق طوله 76cm (أي 760 mm) عند درجة الصفر المئوي وعند نقطة على سطح الأرض حيث عجلة الجاذبية الأرضية = الوحدة أي 980.665 سم . ثانية² أو 9.81 م .

ثانية⁻² . ويرمز لوحدة الضغط بالمليمتر زئبق بالرمز (torr) اختصاراً لاسم العالم الإيطالي تور شيللي أي أن : $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm} = 760 \text{ torr}$.

والتعبير عن الضغط الجوي بطول عمود من الزئبق قدره 76 cm مثلاً لا يدل على المفهوم الحقيقي للضغط والذي هو وحدة القوة على وحدة المساحات . أو لتحويل قيمة الضغط الجوي من وحدة الطول إلى وحدة القوة / المساحة نتبع نظام انتشار الوحدات وذلك بضرب البسط والمقام في نفس الكمية ونأخذ كثافة الزئبق عند درجة الصفر المئوي بأنها 13.6 gm/cm^3 ، وعجلة الجاذبية الأرضية = 981 cm/s^2 حسب نظام c.g.s كالآتي :

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= (76 \text{ cm}) \left(\frac{\text{cm}^2}{\text{cm}^2} \right) \left(\frac{13.6 \text{ gm}}{\text{cm}^3} \right) \left(\frac{981 \text{ cm}}{\text{S}^2} \right) \\ &= 76 \times 13.6 \times 981 \frac{\text{gm} \cdot \text{cm} \cdot \text{S}^{-2}}{\text{cm}^2} = 1.01325 \times 10^6 \frac{\text{dyne}}{\text{cm}^2} \end{aligned}$$

وإذا اتبعنا نظام SI للوحدات نعبر عن الطول بالمتر وعن الكثافة بالكيلوجرام/متر³ وعن عجلة الجاذبية الأرضية بالمتر ثانية⁻² فنحصل على :

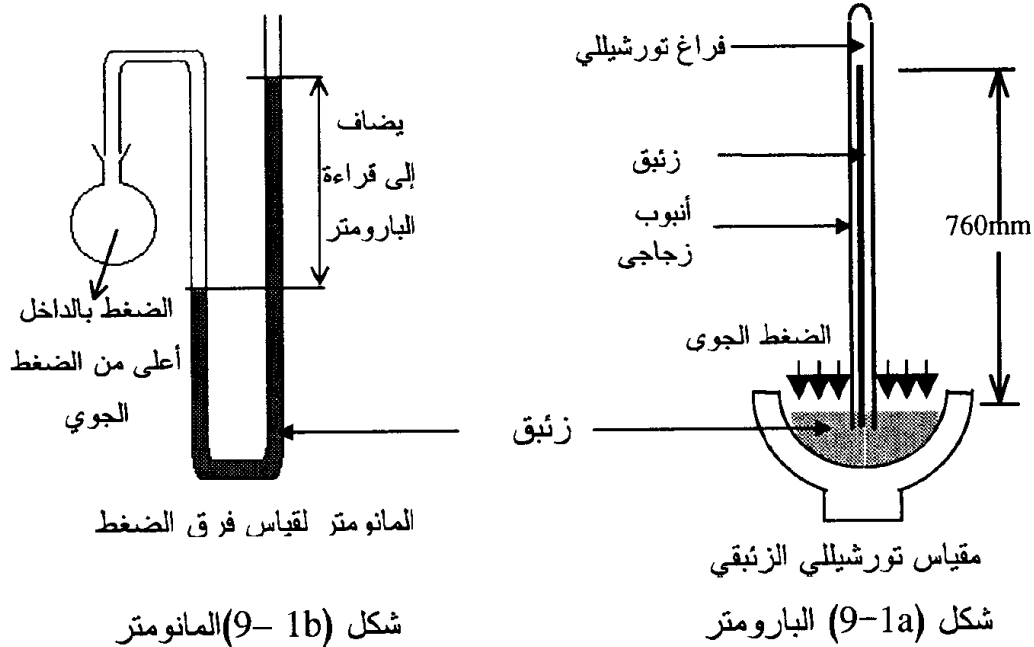
$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= (0.76 \text{ m}) \left(\frac{\text{m}^2}{\text{m}^2} \right) \left(\frac{13.6 \times 10^3 \text{ kg}}{\text{m}^3} \right) \left(\frac{9.81 \text{ m}}{\text{S}^2} \right) \\ &= 0.76 \times 13.6 \times 9.81 \times 10^3 \frac{\text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}}{\text{m}^2} \\ &= 1.01325 \times 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \\ &= 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa} \quad \left(1 \text{ Pa} = \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \right) \\ &= 101.325 \text{ KPa} \end{aligned}$$

ولقد وجد أيضاً أن قيمة الضغط الجوي القياسي تساوي 14.7 رطل على البوصة المربعة ($1 \text{ atm} = 14.7 \text{ psi}$) وهي وحدة شائعة الاستخدام في التعبيرات الهندسية ويمكن حسابها على النحو التالي :

$$1 \text{ atm} = 76 \text{ cm. Hg} = 76 \text{ cm} \times \frac{1 \text{ inch}}{2.54 \text{ cm}} = 29.92 \text{ inch} \times d_{\text{Hg}}$$

$$= 29.92 \text{ inch} \times \frac{0.49 \text{ Lb}}{\text{inch}^3} = 14.7 \text{ Lb / inch}^2 \text{ (psi)}$$

ويُقاس الضغط الجوي في المعامل عادة باستخدام البارومتر (Barometer) شكل (9- 1a) وهو عبارة عن أنبوبة طولها أكثر قليلاً من 76 سم تملأ بالزئبق وتقلب بعناية فوق كأس به زئبق فيصعد الزئبق في الأنبوبة إلى الارتفاع المعادل للضغط الجوي الخارجي ويتغير هذا الارتفاع تبعاً لقيمة الضغط الجوي ولا يبقى فوق سطح الزئبق في طرف الأنبوبة المغلق إلا فراغ يعرف باسم فراغ تورشيللي ويتغير الضغط الجوي تبعاً لظروف الطقس وارتفاع المكان أو انخفاضه عن سطح البحر . أما فروقات الضغط البسيطة فهي تقاس باستخدام المانومتر (Manometer) والمانومتر عبارة عن أنبوبة زجاجية على شكل حرف U انظر الشكل (9- 1b) وله طرفان طرف مفتوح للجو والطرف الآخر متصل بالإثناء المراد معرفة اختلاف الضغط فيه عن الضغط الجوي . وبعد القراءة يطرح أو يضاف فرق الضغط المسجل (الفرق في مستوى الزئبق في طرفي المانومتر) من ارتفاع الزئبق في البارومتر فيحصل على الضغط الحقيقي في الإثناء .



و المانومتر جهاز غير سهل النقل من مكان إلى مكان وأيضاً فهو مناسب فقط لقراءة الفروقات الصغيرة في الضغط أما الفروقات الكبيرة في الضغط فتقرأ باستخدام أجهزة تجارية استحدثت لهذا الغرض تعرف باسم مقياس الضغط (Pressure gauge) كما في حالة قياس فرق الضغط داخل إطار السيارة عن الضغط الجوي . ويجب التنبيه أن مقياس الضغط لا يقيس الضغط داخل إطار السيارة مباشرة ولكنه يقيس فرق ضغط الإطار عن الضغط الجوي . وإذا أريد معرفة الضغط الحقيقي داخل الإطار فلا بد من إضافة قراءة الضغط الجوي كما يسجلها البارومتر إلى قراءة مقياس الضغط نلفت النظر إلى هذه النقطة حتى لا يقع الطالب في خطأ أثناء حل المسائل . فإذا كانت قراءة المقياس للضغط داخل إناء هي : 28.3 psi فيكون الضغط الحقيقي داخل الإناء هو

$$28.3 + 14.7 = 43.0 \text{ psi}$$

The Gas Laws

قوانين الغازات

تسلك جميع الغازات سلوكاً متشابهاً فيما يتعلق بتأثير العوامل المختلفة مثل الضغط ودرجة الحرارة والحجم عليها ويعرف مثل هذا التأثير بقوانين الغازات . والعوامل التي تؤثر في سلوك الغازات هي عادة أربعة : الضغط ودرجة الحرارة والحجم وكتلة الغاز أو عدد جزيئاته . وفي الواقع نجد أنه من الصعب دراسة تأثير هذه المتغيرات في آن واحد ، وإلا احتاج الأمر إلى الأشكال البيانية الفراغية (المجسمة) . ولتسهيل هذه الدراسة لا بد وأن نثبت بعض هذه المتغيرات (اثنان مثلاً) وندرس العلاقة بين المتغيرين الآخرين لأننا في جميع الحالات مرتبطون بإحداثيين كارتيزيين فقط على الورق أو على السبورة هما الإحداثي السيني (الأفقي) والإحداثي الصادي (الرأسي) .

1- قانون بويل

Boyle's Law (1662)

وفي هذه الحالة تثبت درجة الحرارة وكمية الغاز ويكون المتغيران هما الحجم والضغط ، وينص القانون على ما يلي :

" عند ثبوت درجة الحرارة يتناسب حجم كمية معينة من غاز تناسباً عكسياً مع الضغط الواقع عليه "

ويمكن أن يعبر عن هذا القانون رياضياً على الوجه الآتي ، بفرض أن (V) هي حجم الغاز ، (P) ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة

$$V \propto \frac{1}{P} \quad \dots\dots\dots (1)$$

$$V = \frac{K_T}{P} \quad \text{أو}$$

حيث (K) مقدار ثابت ، تعتمد قيمته على كمية الغاز المستخدمة وعلى درجة الحرارة التي تجرى عندها التجربة :

$$PV = K_T \quad \text{مقدار ثابت}$$

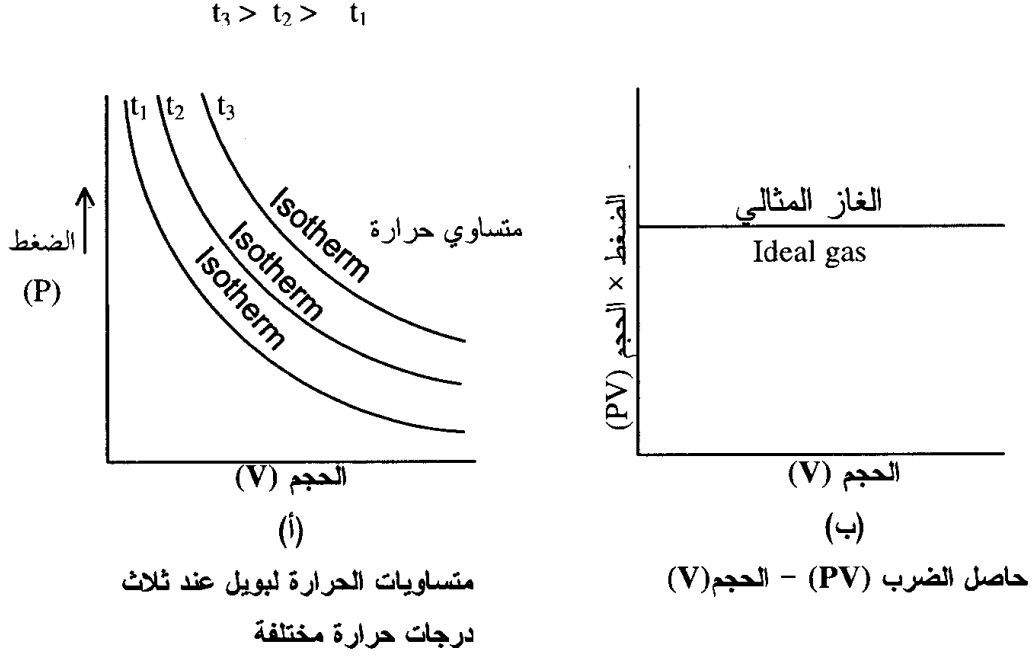
(عند ثبات درجة الحرارة)

أو لنفس الكمية من الغاز عند حجمين وضغطين مختلفين وثبوت درجة الحرارة يكون

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\boxed{\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}}$$

ويمكن التعبير عن قانون بويل بيانياً فنحصل على الشكل (رقم 2-9 أ،ب) .



شكل (2-9)

ويعرف المنحنى الذي يمثل تغير حجم الغاز مع ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة باسم "متساوي الحرارة" لبويل (Isotherm) ومن الواضح أننا نحصل للغاز الواحد على عدة متساويات للحرارة حسب الدرجة التي تجرى عندها التجربة وحسب كمية الغاز المستخدمة ويعرف مثل هذا المنحنى رياضياً باسم منحنى القطع الزائد المستطيل الشكل Rectangular hyperbola ونظراً لأن حاصل ضرب (PV) للغاز = مقدار ثابت ، فإنه يرسم حاصل الضرب هذا مع الحجم أو الضغط فإننا نحصل على خط مستقيم مواز لمحور السينات (الشكل 2-9 ب) ويكون هذا هو سلوك الغاز المثالي (Ideal Gas) .

2- قانون شارل

Charle's Law

وهنا يثبت الضغط وكمية الغاز ويكون المتغيران هما الحجم ودرجة الحرارة وينص القانون على ما يلي " عند ثبوت الضغط يتناسب حجم كمية معينة من غاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة (Absolute temperature) ".
وإذا رمزنا للحجم كالمعتاد بالرمز (V) وإلى درجة الحرارة المطلقة بالرمز (T) نجد أن : عند ثبوت الضغط

$$V \propto T \quad \dots\dots\dots (2)$$

$$\therefore V = k_p T$$

$$\text{أو} \quad \frac{V}{T} = k_p$$

حيث k مقدار ثابت وتعتمد قيمته على كمية الغاز وعلى قيمة الضغط الثابت .
إذا تغيرت درجة الحرارة من T_1 إلى T_2 فإن الحجم سيتغير من V_1 إلى V_2 وعند ثبوت الضغط ستصبح المعادلة

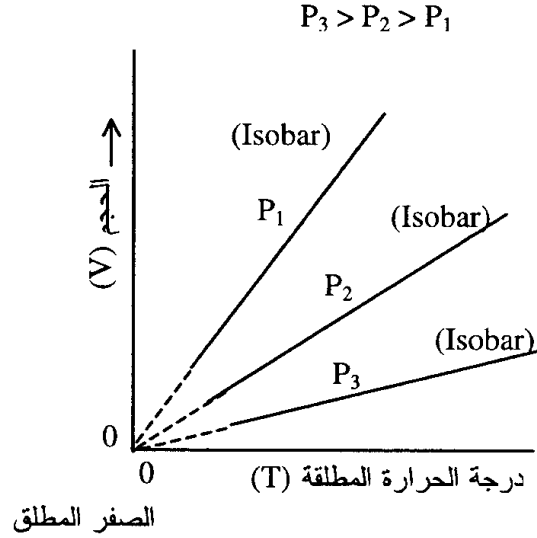
$$\therefore \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

والعلاقة بين درجة الحرارة المطلقة (T) على مقياس كلفن (K) (Kelvin) ودرجة الحرارة (t) بالمئوي ($^{\circ}\text{C}$) على مقياس سلسيس (Celsius) هي كما عرفنا سابقاً كالآتي :

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

وتشير درجة الحرارة -273.15 مئوية إلى الصفر المطلق (Absolute Zero) ويجب أن نتذكر أن التغير في مقياس سالسيس لدرجة مئوية واحدة يعادل تماماً التغير في مقياس كلفن لدرجة مطلقة واحدة ويتبع ذلك أن درجة التجمد للماء مثلاً والتي هي أعلى بمقداره 273.15 درجة فوق الصفر المطلق تكون قيمتها فعلاً 273.15 مطلقة على مقياس كلفن .

وبرسم العلاقة بين حجم الغاز (V) ودرجة حرارته المطلقة (T) نحصل على خط مستقيم يمر بنقطة الأصل كما هو موضح بالشكل رقم (3-9)



شكل (3-9) متساويات الضغط لشارل

ونظراً لأن جميع النقاط المرسومة على هذا الخط قد حصل عليها عند ضغط ثابت فإنه يطلق على مثل هذا الخط "متساوي الضغط" لشارل (Isobar) وفي الواقع يمكننا الحصول على عدة متساويات للضغط للغاز الواحد تبعاً لكمية الغاز المستخدمة ولقيمة الضغط الثابت في التجربة . ونلاحظ أن جميع الخطوط تكون منقطة عند درجات الحرارة المنخفضة بالقرب من الصفر المطلق وتتقابل كلها عند نقطة الأصل أي عند (V) يساوي صفراً حينما تكون قيمة (T) تساوي صفراً والسبب في تنقيط الخط المستقيم عند درجات الحرارة المنخفضة هو أن كل الغازات تتحول إلى الحالة السائلة أو الصلبة بالقرب من الصفر المطلق وحينئذ يصعب الحصول على أية نتائج معملية في هذا المدى المنخفض لدرجة الحرارة . وإن كان الخط المنقط سوف يمثل سلوك الغاز لو استمر على هيئة غاز ولو لم يتحول إلى الحالة السائلة أو الصلبة - وحيث إن جميع الخطوط تتقابل في نقطة الأصل أي عند (T = 0) أو الصفر المطلق فإنه يمكن تعريف الصفر المطلق بأنه

تلك الدرجة التي ينعدم عندها حجم الغاز أي يساوي صفراً لو برد الغاز تدريجياً عند ضغط ثابت . وقد يكون هذا الاستنتاج غير مستساغ من الناحية العملية إذ كيف يختفي حجم الغاز نهائياً وأين تذهب كتلته ، إلا أن نقطة الأصل على الرسم تمثل درجة الحرارة المصاحبة لحجمه وقدره صفر وهي المعروفة بالصفير المطلق (Absolute Zero)

Gay Lussac's Law

3- قانون جاي لوساك

Law of Pressure

قانون الضغط

وفي هذا القانون نثبت كمية الغاز ويثبت الحجم ويكون المتغيران هما الضغط ودرجة الحرارة ، ولقد وجد أنه " عند حجم ثابت فإن ضغط كمية معينة من الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة " وإذا رمزنا للضغط بالرمز (P) ودرجة الحرارة المطلقة بالرمز (T) نجد أن

$$P \propto T \quad \text{عند ثبوت الحجم}$$

$$P = k_v T \quad \dots \quad (3) \quad " \quad " \quad "$$

حيث k_v مقدار ثابت وتعتمد قيمته على كمية الغاز وعلى قيمة الحجم المثبت كما عرفنا . أو

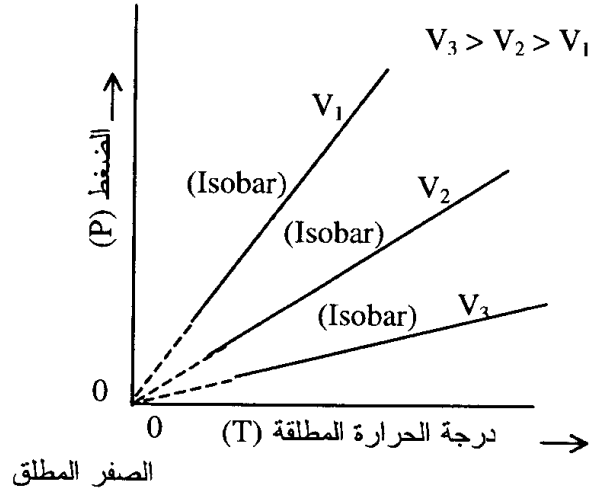
$$\boxed{\frac{P}{T} = k_v}$$

إذا تغير درجة الحرارة من T_1 إلى T_2 والضغط من P_1 إلى P_2 عند ثبوت الحجم فإن المعادلة تصبح

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

وبرسم العلاقة بين ضغط الغاز (P) ودرجة حرارته المطلقة (T) فإننا نحصل على خط مستقيم يمر بنقطة الأصل كما هو موضح بالشكل رقم (4-9) ويطلق على مثل هذا الخط "متساوي الحجم" لجاي لوساك (Iso Choro) نظراً لأن جميع النقاط التي تقع عليه تمثل حجماً ثابتاً . وفي الواقع يمكن الحصول على عدة

متساويات للحجم لجاي لوساك حسب كمية الغاز وقيمة الحجم الثابت الذي نعمل عنده وتكون جميع الخطوط المستقيمة منقطة عند درجات الحرارة المنخفضة مثل ما حدث في شكل رقم (9-4) وتمر جميعها بنقطة الأصل . ويدل الخط المنقط على سلوك الغاز المتوقع لو أنه استمر على هيئة غاز ولو لم يتحول إلى الحالة السائلة



شكل (9-4) متساويات الحجم لجاي لوساك

أو الصلبة عند درجات الحرارة المنخفضة والتي يصعب الحصول عندها على نقاط معملية . ويمكن تعريف الصفر المطلق (Absolute Zero) بنفس الطريقة السابقة أي أنه يمثل درجة الحرارة التي عندها يصبح ضغط الغاز = صفراً حينما يبرد تدريجياً عند حجم ثابت ، وهو استنتاج غير مستساغ أيضاً من الناحية العلمية إذ أن الغاز مادة لها كتلة معينة ولا بد وأن يكون لها ضغط معيناً تحت كل الظروف.

4- قانون أفوجادرو

Avogadro's Law

وفي هذا القانون سوف نثبت درجة الحرارة والضغط ويكون المتغيران الوحيدان هما الحجم وعدد الجزيئات ولقد وجد أفوجادرو أنه عند ثبوت درجة الحرارة والضغط فإن أي إناء له حجم معين يحتوي دائماً على نفس العدد من جزيئات الغاز بصرف النظر عن نوع الغاز وعبر عن هذه الحقيقة كالاتي :

" الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحت نفس الضغط ونفس درجة الحرارة تحتوي على نفس العدد من الجزيئات " .

وإذا رمزنا لحجم الغاز كالمعتاد بالرمز (V) وإلى عدد مولاته (n° of moles) بالرمز (n) فيكون عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة

$$V \propto n \quad \text{أو}$$

$\frac{V}{n} = \text{ثابت}$	مقدار
-----------------------------	-------

وإذا اعتبرنا الظروف القياسية المعروفة باسم معدل الضغط ودرجة الحرارة م . ض . د (S.T.P) أو (N.T.P) ، ونقصد بهذه الظروف القياسية (standard Temperature & Pressure) درجة الصفر المئوي وضغط جوي قدره 1.0 جو ، فإن قيمة الثابت في المعادلة السابقة $\left(\frac{V}{n}\right)$ تساوي 22.414 لتر/مول = 0.022414 م³/مول على نظام SI ويعرف حجم 1مول من أي غاز تحت الظروف القياسية بإسم "الحجم الجزيئي للغاز" (molar volume) أو حجم أفوجادرو (Avogadro's volume) ومن السهل الحصول على الحجم الجزيئي للغاز تحت أية ظروف وذلك بقسمة حجمه باللتر على عدد المولات الموجودة منه في هذا الحجم .

ولقد وجد أفوجادرو أن الحجم الجزيئي لأي غاز أو بخار يحتوي على عدد ثابت من الجزيئات وهو 6.02×10^{23} جزيئي لكل مول ويعرف هذا العدد باسم عدد أفوجادرو (Avogadro's Number) ويساوي أيضاً عدد الذرات لكل 1.0 جرم ذرة للعنصر . إذن فالوزن الجزيئي لغاز الأوكسجين (32 جرام) هو وزن 6.02×10^{23} جزيئاً من جزيئات الأوكسجين ، والوزن الذري له (16 جراماً) تمثل وزن 6.02×10^{23} ذرة من ذرات هذا الغاز .

وتبعاً لقانون أفوجادرو ، إذا كان لدينا إناءان (أ) ، (ب) يحتويان على غازين مختلفين عند نفس الحجم ونفس درجة الحرارة ، وكان الضغط في الإناء الأول أكبر من ضغط الغاز في الإناء الثاني فهذا يعني أن عدد جزيئات الغاز الموجودة في الإناء الأول لابد وأن تكون أكثر من عدد الجزيئات الموجودة في الإناء الثاني لأن الضغط يتناسب طردياً مع عدد جزيئات الغاز . وكلما زاد عدد الجزيئات زاد الضغط وبالمثل إذا اعتبرنا إناءين آخرين (س)،(ص) حجم كل منها (V) يساوي الآخر ويحتويان على غازين مختلفين عند نفس الضغط (P) وكانت درجة حرارة إحداهما أعلى من الآخر فماذا يعني ذلك ؟ إنه يعني أن عدد الجزيئات في الإناءين غير متساو ولا بد وأن يحتوي الإناء الساخن على أقل من الجزيئات عن الإناء البارد ، ومن ثم يكون وزن الغاز في الإناء الساخن أقل من وزن الغاز في الإناء البارد . وتعتمد قوة الدفع (أو قوة الدفع إلى أعلى) للبالونات التي تعمل بالغاز الساخن عند حجم ثابت وضغط ثابت على فكرة الاختلاف بين وزني حجمين متساويين من الغاز مقاسان عند نفس الضغط ، عند درجتين مختلفتين من الحرارة ، وتكون :

قوة الدفع = الفرق بين وزني الهواء الساخن الأقل كثافة الذي يملأ به البالون ووزن حجم مماثل من الهواء البارد الأكثر كثافة والمزاغ بواسطة هذا البالون .

5- المعادلة العامة للغازات - القانون العام للغازات

The Ideal Gas Equation – The General Gas Law

من قانون بويل عرفنا أن عند ثبوت درجة الحرارة

$$V \propto \frac{1}{P} \dots\dots\dots (1)$$

ومن قانون شارل عرفنا أن عند ثبوت الضغط

$$V \propto T \dots\dots\dots (2)$$

وبجمع المعادلتين (1) ، (2) في معادلة واحدة نحصل على

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

$$PV \propto T$$

أو

$$PV = kT$$

$$\frac{PV}{T} = k \dots\dots\dots (3)$$

حيث (k) مقدار ثابت وتعتمد قيمته على كمية الغاز المستخدمة أو على عدد مولاته (n) وعلى طبيعة الغاز كما ذكرنا سابقاً . وحيث إن الحجم المتساوية من الغازات المختلفة تحت نفس الضغط وعند نفس درجة الحرارة تحتوي على نفس العدد من الجزيئات (قانون أفوجادرو) وباعتبار أن كمية الغاز المستخدمة هي دائماً 1.0 مول فإنه يتضح أن قيمة الثابت (k) سوف لا تعتمد على طبيعة أو كمية الغاز وتصبح ثابتاً عاماً (universal constant) تعرف باسم (R) وهو الثابت العام للغازات (molar gas constant or universal gas constant) وتصبح المعادلة (3) على الوجه الآتي :

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

$$PV = RT \dots\dots\dots (4)$$

حيث (V) هي الحجم الذي يشغله 1.0 مول من الغاز أو الحجم الجزيئي molar volume عند ضغط قدره (P) ودرجة حرارة مطلقة قدرها (T) . وعند نفس الضغط ودرجة الحرارة يكون حجم عدد (n) من مولات الغاز (v) مساوياً (n) مرة قدر الحجم الجزيئي أي أن $v = nV$ وبذا تكتب المعادلة السابقة على الوجه الآتي :

$$P v = nRT \quad \dots\dots\dots (5) \text{ عدد (n) مول من الغاز}$$

وتعرف أي من المعادلتين (4) و (5) بالمعادلة العامة للغازات أو القانون العام للغازات – ويتضح من هذه المعادلة أنها تتعامل مع أربعة متغيرات في آن واحد وهي الضغط والحجم ودرجة الحرارة وعدد الجزيئات . والغازات التي تتبع هذه المعادلة تعرف باسم الغازات المثالية (Ideal or Perfect Gases) أما الغازات التي لا تتبع هذه المعادلة أو تتحرف عنها فتعرف باسم الغازات الحقيقية أو غير المثالية (Real or Non-Ideal Gases) وسنتكلم باختصار عن هذه الغازات الأخيرة بعد الانتهاء من دراسة سلوك الغازات المثالية .

وبتطبيق المعادلة العامة للغازات على نفس العينة من الغاز (نفس كمية الغاز أو نفس عدد مولاته N) تحت ظرفين مختلفين من الضغط والحجم ودرجة الحرارة فإنه يمكن كتابتها في الصورة الآتية :

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

بحيث إذا عرفنا خمسة من هذه المتغيرات فإنه يمكن بسهولة حساب المتغير السادس والأخير .

قيمة الثابت العام للغازات

Values of Gas Constant (R)

لاستخدام المعادلة العامة للغازات (5) في حل مسائل الغازات المثالية لابد من معرفة قيمة الثابت العام (R). وقبل الدخول في التفاصيل نحب أن نؤكد أن (R) لابد وأن يكون لها وحدات الطاقة (Energy) لكل درجة مول ويتضح ذلك مما يلي: من المعادلة (5) نجد أن

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

أي أن (R) لابد وأن تأخذ وحداتها من الوحدات التي نعبر بها عن الضغط (P) والحجم (V) ودرجة الحرارة المطلقة (T) وعدد المولات (n).

$$\therefore \text{وحدات (R)} = \frac{\text{وحدات الضغط} \times \text{الحجم}}{\text{عدد المولات} \times \text{درجة الحرارة المطلقة}}$$

$$\text{وحيث أن وحدات الضغط هي } \frac{\text{القوة}}{\text{المساحة}} = \frac{\text{القوة}}{(\text{طول})^2}$$

ووحدات الحجم هي (طول)³

$$\therefore \text{وحدات (R)} = \frac{\text{القوة} \times (\text{طول})^3}{(\text{طول})^2 \times \text{مول} \times \text{درجة الحرارة المطلقة}}$$

$$= \frac{\text{القوة} \times \text{الطول}}{\text{مول درجة}} = \frac{\text{الطاقة}}{\text{مول درجة}}$$

$$\text{أي } \text{Energy} \cdot \text{degree}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

ويجب أن يعرف الطالب من الآن أنه في جميع استخدامات الكيمياء الفيزيائية يكون لحاصل ضرب الضغط × الحجم (PV) دائما وحدات الطاقة وتكون درجة الحرارة المستخدمة في تعيين قيمة (R) هي طبعا الدرجة المطلقة، أما وحدات الطاقة فيمكن أن تكون (1) اللتر-جو (2) الأرج (3) الجول (4) الكالوري وغيرها.

1- قيمة (R) باللتر جو (Litre - atmosphere)

باعتبار حجم 1.0 مول من غاز مثالي عند الظروف القياسية (م.ض.د) يكون الحجم = 22.414 لتراً والضغط = 1.0 جو ودرجة الحرارة المطلقة = 273.15 .

$$R = \frac{PV}{Tn} \quad \text{وحيث أن}$$
$$= \frac{(22.414\text{L})(1\text{atm})}{(273.15\text{K})(1\text{mol})}$$
$$= 0.082057 \text{ Liter} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

وباختصار هذا الرقم إلى رقمين معنويين فقط (2 Significant figures) سنكتفي بالتعويض عن قيمة (R) بالرقم $0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2- قيمة (R) بالأرج (Erg)

في هذه الحالة يجب التعويض عن الضغط بوحدات سم . جم .ثانية (cgs) أي بالداين /سم² $\left(1 \text{ atm} = 1.0132 \times 10^6 \frac{\text{dyne}}{\text{Cm}^2}\right)^2$ ولقد سبق اشتقاق هذه القيمة عند الكلام على الضغط الجوي . ويعبر عن الحجم بالسم³ بدلاً من اللتر ، وتكون (R)

$$R = \frac{(22414 \text{ Cm}^3) (1.0132 \times 10^6 \text{ dyne})}{(273.15\text{K}) (1\text{mol}) (\text{Cm}^2)}$$
$$= 8.314 \times 10^7 (\text{dyne} \cdot \text{Cm}) \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$
$$= 8.314 \times 10^7 \text{ Erg} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3- قيمة (R) بالجول (Joule)

حيث إن الجول = 10^7 أرج فيتضح أن $\text{Joule} = 10^7 \text{ Erg}$
 $R = 8.314 \text{ Joule} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

أو يمكن اتباع النظام العالمي للوحدات (SI System) الحصول على قيمة (R) بالجول على الوجه الآتي .

نعوض عن قيمة الضغط الجوي بالباسكال ($1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}$)

وعن الحجم الجزيئي بالمتر المكعب ($V = 22.414 \times 10^{-3} \text{ m}^3$)
وعن درجة الحرارة بالدرجة المطلقة ($T = 273.15 \text{ K}$) كالمعتاد فنحصل على

$$R = \frac{(22.414 \times 10^{-3} \text{ m}^3) (1.01325 \times 10^5 \text{ Pa})}{(273.15 \text{ K}) (1 \text{ mol})}$$

$$= 8.314 (\text{m}^3 \cdot \text{Pa}) \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

وحيث إن : $\text{Pa} = \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$ فإنه يتضح أن

$$\text{m}^3 \cdot \text{Pa} = \text{m}^3 \times \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = \text{N} \cdot \text{m} = \text{Joule}$$

$$\therefore R = 8.314 \text{ Joule } \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4- قيمة (R) بالكالوري Calorie

حيث إن $1 \text{ Calorie} = 4.184 \text{ Joule}$

$$\therefore R = \frac{8.314 \text{ Joule} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}}{4.184 \text{ Joule} \cdot \text{Cal}^{-1}} = 1.987 \text{ Cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\cong 2.00 \text{ Cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

ويتضح أن (R) لها قيم متعددة حسب طبيعة الوحدات المستخدمة في التعبير عنها بما يلائم التطبيقات المختلفة . ففي مسائل تمدد الغازات حيث يعبر عن الضغط بالجو وعن الحجم باللتر يجب استخدام قيمة (R) بوحدات اللتر جو ، وفي عمليات حساب الشغل الميكانيكي أو الطاقة المبذولة نتيجة لتحرك مكبس إلى أعلى أو إلى أسفل تؤخذ قيمة (R) بالأرج مثلاً ، وفي عمليات حساب الطاقة في الخلايا الكهربائية حيث يعبر عن فرق الجهد بالفولت وعن كمية الكهرباء بالكولومب نأخذ قيمة (R) بالجول ($1 \text{ Joule} = \text{Coulomb} \cdot \text{Volt}$) وفي مسائل الكيمياء الحرارية والثرموديناميكا يعبر عن (R) بالكالوري وهكذا .

استخدام المعادلة العامة للغازات لتعيين كثافة الغازات وأوزانها الجزيئية
Gas Density & Molecular Weights Determination

$$PV = n R T \quad \text{من المعادلة العامة للغازات}$$

ولتذكرة الطالب فإنه يمكن دائماً الحصول على عدد المولات (n) ، بقسم
كتلة الغاز (m) بالجرامات على الوزن الجزيئي للغاز (M) جرام . مول⁻¹ ، أي
أن

$$n = \frac{m(\text{gm})}{M(\text{gm.mol}^{-1})}$$
$$= \frac{m}{M} \text{ mol}$$

وبالتعويض في المعادلة العامة للغازات نحصل على المعادلة :

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

وبإعادة ترتيب هذه المعادلة يمكننا الوصول إلى الصورة الآتية :

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

وهذه الكمية الموجودة بين قوسين وهي ناتج قسمة وزن الغاز على حجمه معروفة
لدينا ، وهي كثافة الغاز (d) ، وتصبح المعادلة كالآتي : .

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

أو

$$d = \frac{PM}{RT} \dots\dots\dots(6)$$

ويتضح من هذه المعادلة الأخيرة أنه يمكن تعيين كثافة أي غاز من معرفة
وزنه الجزيئي وضغطه ودرجة حرارته أو يمكن الحصول على الوزن الجزيئي
للغاز من معرفة كثافته تحت ظروف معينة ، وبفرض أن الغاز يسلك سلوكاً مثالياً
أي يتبع المعادلة العامة للغازات .

6- قانون دالتون للضغوط الجزئية Dalton's Law of Partial Pressures

ويختص هذا القانون بمخاليط الغازات المثالية ، وينص على : " لخليط من غازات عند درجة حرارة معينة يكون الضغط الكلي للخليط مساوياً لمجموع الضغوط الجزئية للمكونات" ، ويعرف الضغط الجزئي للغاز بأنه ذلك الضغط الذي تعمله جزيئات الغاز فيما لو شغل الوعاء لوحده عند درجة الحرارة ذاتها " أي أنه إذا كان لدينا خليط من 3 غازات (1)، (2)، (3) فإن :

$$P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

وترمز P_{tot} إلى الضغط الكلي للخليط ، P_1 الضغط الجزئي للغاز رقم 1 ، P_2 الضغط الجزئي للغاز رقم 2 ، P_3 الضغط الجزئي للغاز 3 وهكذا .

ولفهم هذا القانون نفرض أن لدينا عدد n_1 مول من الغاز (1) ، عدد n_2 مول من الغاز (2) وعدد n_3 مول من الغاز رقم (3) ولدينا هذه الغرفة التي ندرس فيها حجمها V متراً مكعباً . ولنفرض أننا أفرغنا هذه الغرفة أولاً من الهواء الذي بداخلها أي يصبح الضغط فيها صفراً . ثم سمحنا لعدد n_1 مول من جزيئات الغاز الأول فقط بالدخول - ماذا تكون النتيجة ؟ فإن هذه الجزيئات سوف تتحرك في جميع الاتجاهات حركة لا نظامية كما نعرف إلى الأمام وإلى الخلف وإلى اليمين وإلى اليسار وإلى أعلى وإلى أسفل وسوف تصطم بجدران هذه الغرفة وتحدث عليها ضغطاً قدره (P_1) يعرف باسم الضغط الجزئي للغاز (1) . والآن نفرغ الغرفة مرة ثانية ونسمح لعدد (n_2) من جزيئات الغاز (2) فقط بالدخول إلى الغرفة ، فإنه سوف تتحرك بنفس الطريقة السابقة وتحدث داخل الغرفة ضغطاً خاصاً بها قدره (P_2) يعرف باسم الضغط الجزئي للغاز رقم (2) ثم نفرغ الغرفة مرة ثالثة ونسمح لعدد (n_3) من جزيئات الغاز الثالث بالدخول ، فتحدث داخل الغرفة ضغطاً جزئياً خاصاً بها قدره (P_3) . ثم نفرغ للمرة الأخيرة ونسمح لعدد (n_1) من الغاز (1) + عدد (n_2) من الغاز رقم (2) + عدد (n_3) من الغاز رقم (3) بالدخول إلى الغرفة مرة واحدة ماذا يحدث فإن مخلوط هذه الغازات الثلاثة سوف يحدث ضغطاً كلياً قدره (P) فنجد أن :

الضغط الكلي للخليط (P) = مجموع الضغوط الجزئية للمكونات
أي أن :

$$P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + P_3$$

وبذا يكون الضغط الجزئي للغاز (الأول مثلا) هو ذلك الضغط الذي تعمله
جزيئات هذا الغاز لو أنها وجدت في حجم المخلوط على حده عند نفس درجة
الحرارة ... هكذا .

ويمكن تحقيق العلاقة السابقة أو إثبات قانون دالتون للضغوط الجزئية بتطبيق
المعادلة العامة للغازات على كل من الغازات الثلاثة على حده وكذلك على الخليط
على الوجه التالي :

$$(1) \quad \text{لعدد } (n_1) \text{ مول من الغاز (1)}$$

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

$$(2) \quad \text{لعدد } (n_2) \text{ مول من الغاز (2)}$$

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

$$(3) \quad \text{لعدد } (n_3) \text{ مول من الغاز (3)}$$

$$P_3 V = n_3 RT \quad \therefore n_3 = \frac{P_3 V}{RT}$$

$$(4) \quad \text{لعدد } (n_{\text{total}}) \text{ من الخليط}$$

$$P_{\text{tot}} V = n_{\text{total}} RT \quad \therefore n_{\text{total}} = \frac{P_{\text{tot}} V}{RT}$$

$$(5) \quad \text{وحيث أن } n_{\text{total}} = n_1 + n_2 + n_3$$

∴ بالتعويض من (1) ، (2) ، (3) ، (4) في المعادلة (5) نحصل على :

$$\frac{P_{\text{tot}} V}{RT} = \frac{P_1 V}{RT} + \frac{P_2 V}{RT} + \frac{P_3 V}{RT}$$

وبأخذ $\left(\frac{V}{RT}\right)$ كعامل مشترك

$$P_{\text{tot}} \frac{V}{RT} = (P_1 + P_2 + P_3) \frac{V}{RT}$$

وهذا هو قانون دالتون للضغوط الجزئية

$$\therefore P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + P_3$$

والآن بعد أن فهمنا المقصود بالضغط الجزئي للغاز - نجيب على السؤال كم يكون اشتراك جزيئات الغاز الأول مثلا في الضغط الكلي للخليط؟ أو ما هي علاقة الضغط الجزئي للغاز الأول (P_1) بالنسبة للضغط الكلي للخليط (P_{tot})؟ هل يشترك كل من الغازات الثلاثة بنسبة الثلث في الضغط الكلي؟ والإجابة طبعاً بالنفي لأن هذا لا يكون صحيحاً إلا إذا تساوت عدد الجزيئات أي تكون $n_1 = n_2 = n_3$ ولكن نظراً لأن كلا منهما يختلف عن الآخر فسوف يكون اشتراك كل غاز في الضغط الكلي بنسبة عدد جزيئاته في الخليط وللوصول إلى العلاقة الكمية بين الضغط الجزئي لأي غاز والضغط الكلي نطبق المعادلات السابقة مرة ثانية:

من المعادلات (1)، (2)، (3)

$$P_1 = \frac{n_1 RT}{V} ; \quad P_2 = \frac{n_2 RT}{V} ; \quad P_3 = \frac{n_3 RT}{V}$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{total}} RT}{V} \quad \text{من المعادلة (4)}$$

وبقسمة (P_1) مثلاً على (P_{tot}) نحصل على

$$\frac{P_1}{P_{\text{tot}}} = \frac{\frac{n_1 RT}{V}}{\frac{n_{\text{total}} RT}{V}} = \frac{n_1}{n_{\text{total}}} = \chi_1$$

أي أن النسبة بين الضغط الجزئي للغاز الأول مثلاً (P_1) والضغط الكلي (P_{tot}) = النسبة بين عدد جزيئات المركب : عدد الجزيئات الكلية ويعرف هذا

الكسر باسم الكسر الجزيئي للغاز (1) (Mole fraction or Molar fraction) ويرمز له عادة بالرمز χ_1

$$\therefore P_1 = P_{tot} \chi_1 \dots\dots\dots(6)$$

أي أنه سهل حساب الضغط الجزئي للغاز من معرفة الضغط الكلي والكسر الجزيئي للغاز في الخليط .

وبالمثل يمكن الوصول إلى علاقات مماثلة بالنسبة للغاز رقم (2) أو رقم (3)

وتكون :

$$\therefore P_2 = P_{tot} \chi_2 \dots\dots\dots(7)$$

$$\text{حيث } \chi_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2 + n_3} \text{ الكسر الجزيئي للغاز الثاني وتساوي}$$

$$\therefore P_3 = P_{tot} \chi_3 \dots\dots\dots(8)$$

$$\text{حيث } \chi_3 = \frac{n_3}{n_1 + n_2 + n_3} \text{ الكسر الجزيئي للغاز الثاني وتساوي}$$

ومن الطريف معرفة أن مجموع الكسور الجزيئية في الخليط لا بد وأن يساوي واحدا صحيحا أي أن

$$\boxed{\chi_1 + \chi_2 + \chi_3 = 1}$$

فإذا كان لدينا خليط من غازين وليكن الأكسجين والنيتروجين في الهواء الجوي وعرف أن نسبة الأكسجين إلى النيتروجين فيه 1 : 4 فمعنى ذلك

$$\chi_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{1}{1+4} = \frac{1}{5}$$

$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{4}{1+4} = \frac{4}{5}$$

$$\chi_{O_2} + \chi_{N_2} = 1 \quad \text{وواضح جداً أن}$$

طريقة الكسر الجزيئي هي إحدى تعبيرات التركيز الهامة في المحاليل الكيميائية .

فائدة أو استخدامات قانون دالتون للضغوط الجزئية

لقانون دالتون للضغوط الجزئية فوائد كثيرة في الكيمياء الفيزيائية ومن أهمها استخدامه في تعيين حجوم وضغوط الغازات المجموعة فوق سطح السوائل مثل الماء . ولتقريب ذلك إلى الذهن يحضر غاز الأكسجين أو النيتروجين في المعمل ويجمع في مخابير فوق سطح الماء بالإزاحة السفلية له . وحينئذ يكون الغاز المجموع هو خليط من الأكسجين مثلاً وبخار الماء ويكون الضغط الذي يقاس عنده حجم الغاز هو الضغط الكلي للمخلوط وليس ضغط غاز الأكسجين فقط وللحصول على ضغط الأكسجين الجاف لابد وأن يطرح ضغط بخار الماء المشبع عند درجة حرارة التجربة ويوضح جدول رقم (1-9) الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة :

جدول رقم (1-9)

الضغط البخاري للماء عند درجات حرارة مختلفة

Temperature (°C)	Vapor Pressure (torr)	Temperature (°C)	Vapor Pressure (torr)
0	4.6	28	28.3
5	6.5	29	30.0
10	9.2	30	31.8
15	12.8	35	42.2
16	13.6	40	55.3
17	14.5	45	71.9
18	15.5	50	92.5
19	16.5	60	149.4
20	17.5	70	233.7
21	18.6	80	355.1
22	19.8	90	525.8
23	21.1	100	760.0
24	22.4	110	1074.6
25	23.8	150	3570.5
26	25.2	200	11659.2
27	26.7	300	64432.8

مثال :

جمعت 200cm^3 من غاز فوق سطح الماء عند درجة 25°C فأصبح الغاز مشبعاً ببخار الماء وكان الضغط الكلي للخليط = 750mm زئبق . فإذا علم أن الضغط البخاري للماء عند 25°C = 24mm زئبق احسب حجم الغاز الجاف عند ضغط قدره 760mm زئبق وكذلك احسب عدد جزئيات الغاز ، بفرض أن الغاز وبخار الماء يسلكان سلوكاً مثالياً .

الحل :

يتضح أن لدينا خليطاً من الغاز + بخار الماء المشبع والضغط الكلي لهما = 750mm .
∴ حسب قانون دالتون للضغوط الجزئية يكون

ضغط الغاز الجاف = الضغط الكلي - ضغط بخار الماء

$$= 750 - 24 = 726 \text{ mm زئبق}$$

وهذا هو ضغط الغاز الجاف الذي يشغل حجماً قدره 200cm^3 .

ثم نطبق قانون بويل لمعرفة حجم الغاز الجاف عند ضغط 760mm زئبق

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

حيث إن درجة الحرارة لم تتغير

$$200 \times 726 = V_2 \times 760$$

$$\therefore V_2 = \frac{200 \times 726}{760} = 191 \text{ cm}^3$$

لحساب عدد الجزئيات تطبق المعادلة العامة للغازات

$$P V = n R T$$

$$\left(\frac{726}{760} \text{ atm} \right) \left(\frac{200}{1000} \text{ L} \right) = n (0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{k}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) (273.15 + 25\text{k})$$

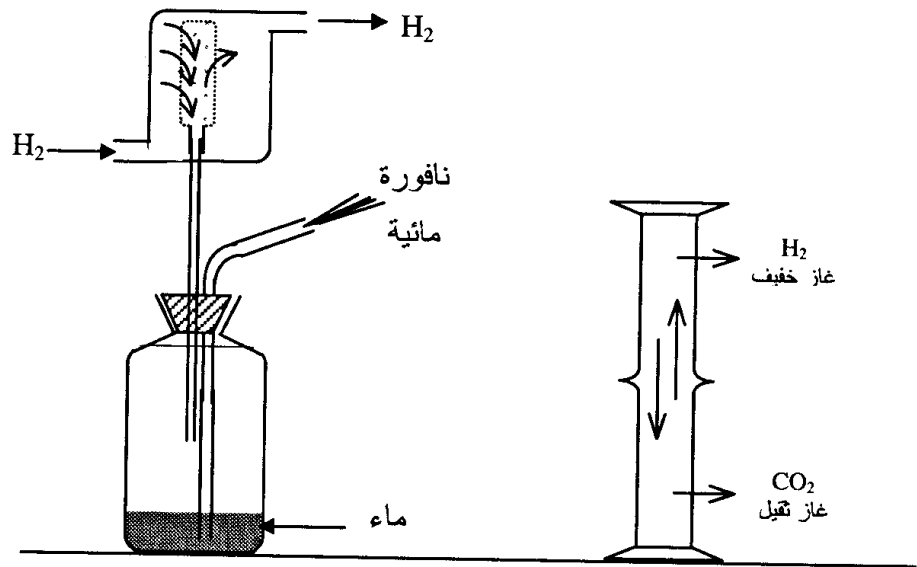
$$\therefore n = \frac{\left(\frac{726}{760} \text{ atm} \right) \left(\frac{200}{1000} \text{ L} \right)}{(0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{k}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) (298.15\text{k})}$$

$$= 7.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

7- قانون جراهام لانتشار الغازات Graham's Law of Diffusion

الانتشار (Diffusion) ظاهرة شائعة ومعروفة ونقصد بها عملية انتقال الكتلة (Mass Transfer) أو انتقال جزيئات المادة من وسط ذي تركيز عال إلى وسط ذي تركيز منخفض وتستمر العملية بانتظام حتى يختفي فرق التركيز بين الوسطين . والانتشار موجود في المواد الصلبة وفي المحاليل ولكنه أكثر شيوعا في الغازات . ضع نقطة من حبر فوق سطح ماء موضوع في كأس وبدون أن تحرك الماء راقب ماذا يحدث لنقطة الحبر ؟ هل تبقى مقيدة الحركة محدودة في مكانها ؟ بالطبع لا فإن مادة الحبر سوف تنتشر في جميع الاتجاهات وتستمر عملية الانتشار حتى يتلون ماء الكأس بأكمله بلون مادة الحبر . ضع قطعة من السكر بعناية في قاع كأس يحتوي على قليل من الماء ولا تقلب المحلول - ماذا يحدث ؟ هل يذوب السكر ويبقى في مكانه في قاع الإناء ؟ لا طبعا بل أن جزيئات السكر سوف تنتشر من أسفل إلى أعلى وفي كل الجهات من منطقة التركيز العالي إلى منطقة التركيز المنخفض وسوف نشعر بعد ذلك بمذاق السكر على السطح بعد فترة وجيزة - هل الانتشار قاصر على المحاليل ؟ والإجابة بالنفي إذ أن الانتشار أكثر ما يكون في الغازات وهذا ليس مستغربا ، فجزيئات الغاز حرة الحركة ، ضعيفة التجاذب فيما بينها ويمكنها أن تنتقل من مكان إلى آخر بدون قيود أو حدود ، وكل من يمكنه تمييز الروائح الذكية الصادرة من الورد والأزهار أو من عطر اصطناعي على بعد مسافات ليست صغيرة أو يمكنه تحديد مكان معمل الكيمياء العامة في الكلية من على بعد كاف وذلك من الرائحة الكريهة المميزة لغاز كبريتيد الهيدروجين الصادرة منه . وهناك تجارب معملية بسيطة تثبت انتشار الغازات من أعلى إلى أسفل أو من أسفل إلى أعلى بصرف النظر عن الجاذبية الأرضية وتثبت أيضا أن الغاز الخفيف ينتشر أسرع من الغاز الثقيل . تصور مثلا أننا قلبنا مخبارا مملوءا بغاز خفيف مثل الهيدروجين على مخبار مملوء بغاز ثقيل مثل ثاني أكسيد الكربون أي تكون الفوهة على الفوهة كما في الشكل (5-9) وانتظرنا لمدة نصف ساعة على الأكثر لنرغب النتيجة . هل يبقى كل من الغازين في مكانه ؟ لا بل

تنتقل جزيئات الهيدروجين الخفيفة من أعلى إلى أسفل وتنتشر في المخبر السفلي ،
وتنتشر جزيئات ثاني أكسيد الكربون (الغاز الثقيل) إلى أعلى رغم الجاذبية
الأرضية وتستمر عملية الانتشار تلقائياً حتى يمتلئ المخبران في النهاية بخليط
متجانس من الغازين . وليس من العسير على الطالب أن يكشف عن وجود كل من
الغازين في المخبرين بتقريب شظية متوهجة التي تحدث فرقة مع الهيدروجين أو
بالرج الشديد مع محلول ماء الجير الذي يتعكر بفعل ثاني أكسيد الكربون .



ب
إثبات انتشار الغازات - الغاز الخفيف ينتشر
أسرع من الغاز الثقيل
شكل (9-6)

أ
إثبات انتشار الغازات
شكل (9-5)

وفي التجربة الثانية لإثبات الانتشار ركب الجهاز البسيط الموضح بالشكل
(9-6) ويتركب أساساً من أنبوبة مسامية (Porous tube) يمتد طرفها داخل
زجاجة تحتوي على قليل من الماء ومغطاة بسداد مطاطي محكم ينفذ منه أيضاً
أنبوبة جانبية رفيعة يكون إحدى طرفيها مغموساً في الماء داخل الزجاجة وطرفها
الأخر الموجود خارج الجهاز مسحوب على هيئة قطارة ويراعى أن يكون طرف
الأنبوبة المسامية فوق سطح الماء . وتحاط هذه الأنبوبة المسامية بغلاف خارجي
يمر فيه تيار من الهيدروجين (غاز خفيف) أو من ثاني أكسيد الكربون (غاز أثقل

من الهواء) وتقارن النتيجة في الحالتين فنلاحظ أنه في حالة إمرار غاز الهيدروجين حول الأنبوبة المسامية تصاعد الماء في الأنبوبة الجانبية الضيقة ويندفع إلى الخارج من فتحتها الضيقة على هيئة رذاذ مستمر . بينما في حالة استخدام غاز ثاني أكسيد الكربون نشاهد دخول تيار من الهواء من الخارج إلى داخل الزجاجاة خلال الأنبوبة الجانبية الضيقة ويظهر في صورة فقاعات متتابعة تشاهد خلال الماء وهذه التجربة تثبت أن سرعة انتشار غاز الهيدروجين إلى داخل الزجاجاة خلال الأنبوبة المسامية أكثر من سرعة انتشار الهواء من الداخل إلى الخارج فيزداد الضغط داخل الزجاجاة عن الضغط الجوي ويشاهد خروج الماء من الزجاجاة خلال الأنبوبة الضيقة . ونظراً لأن سرعة انتشار جزيئات غاز ثاني أكسيد الكربون إلى الداخل أقل من سرعة انتشار جزيئات الهواء إلى الخارج فتكون النتيجة أن يقل الضغط داخل الزجاجاة ويشاهد دخول الفقاعات الهوائية المتتابعة .

وفي هذا المجال يجب التفرقة بين مصطلحين هما الانتشار (Diffusion) والانبثاق (Effusion) أما الانتشار فقد عرفناه وهو الانتقال الجماعي لجزيئات المادة من مكان إلى آخر يعني أن العملية تحدث على نطاق واسع (Macro Scale) أما الانبثاق فهو عملية انتقال جزيئات الغاز واحد تلو الآخر خلال الأنبوبة المسامية أو خلال فتحة ضيقة جداً أي أنه يحدث على نطاق جزيئي (Micro Scale) ومن حسن الحظ أن عمليتي الانتشار والانبثاق تتبعان نفس القوانين وأهمها قانون جراهام لانتشار الغازات Graham's Law of Diffusion – Effusion

ولقد أجرى جراهام دراسات عديدة على عملية انتشار الغازات وتوصل إلى القانون الآتي : " يتناسب معدل انتشار (أو انبثاق) الغازات تتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي لكثافتها "

أي أنه تحت ظروف معينة (ظروف مقارنة – نفس درجة الحرارة ونفس فرق الضغط) إذا كانت (r_1) ترمز إلى معدل انتشار الغاز الذي كثافته (d_1)، ترمز (r_2)

إلى معدل انتشار الغاز الذي كثافته (d_2) تبعاً لهذا القانون يكون تحت نفس الظروف

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

وبضرب الكثافة (d) وزن اللتر من الغاز $\times 11.2$ وبفرض أننا نعمل تحت م.ض.د فيكون وزن 11.2 لتراً من الغاز عند هذه الظروف هي الكثافة البخارية للغاز .

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{11.2 \times d_2}{11.2 \times d_1}} = \sqrt{\frac{\text{vap}d_2}{\text{vap}d_1}}$$

أي أن معدل انتشار الغازات يتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي للكثافة البخارية .
وحيث إن الوزن الجزيئي $= 2 \times$ الكثافة البخارية
فإنه بضرب كل من البسط والمقام $\times 2$ نحصل على

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

وتشير M_1 ، M_2 إلى الأوزان الجزيئية للغازين 1، 2 على الترتيب . ومن هذه المعادلة يتضح أن معدل انتشار الغاز الخفيف مثل الهيدروجين يكون أكبر من معدل انتشار الغاز الثقيل مثل الأكسجين .
كم مرة يكون معدل انتشار الهيدروجين أكبر من معدل انتشار الأكسجين تحت نفس الظروف ؟

$$\frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} \quad \frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}} = \sqrt{16} = 4$$

أي أن سرعة انتشار غاز الهيدروجين تعادل 4 مرات سرعة انتشار غاز الأكسجين تحت نفس الظروف .

أما بالنسبة لزمن الانتشار t_1 أو t_2 اللازم لقطع مسافة محددة بواسطة الغاز فإنه يتناسب عكسيا مع الانتشار أي أن زمن انتشار الغاز السريع يكون أقل من زمن انتشار الغاز البطيء ومن ثم يصبح قانون جراهام في الصورة الآتية :

$$\frac{t_2}{t_1} = \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

فائدة قانون جراهام لانتشار الغازات أو استخداماته Uses and Applications

يستخدم قانون جراهام لانتشار الغازات في :

أ- تعيين كثافة الغازات ومن ثم أوزانها الجزيئية

إذ تقارن معدل انتشار الغاز مجهول الكثافة بمعدل انتشار غاز معلوم الكثافة والوزن الجزيئي وبالتطبيق المباشر للقانون نحصل على كثافة الغاز المجهول ومن ثم تعرف وزنه الجزيئي .

ب- فصل مخاليط الغازات Separation of Gas Mixtures

وأهم استخداماته هو في فصل مخاليط النظائر Isotopes فمن المعروف أن كثيرا من العناصر توجد في أكثر من نظير (النظائر ذرات للعنصر الواحد لها نفس العدد الذري ولكن عدد الكتلة لها يختلف نتيجة اختلاف عدد النيوترونات على النواة ولذا فهي تتشابه كيميائيا ولكن تختلف عن بعضها البعض في الصفات الفيزيائية) ويكون للهيدروجين ثلاثة نظائر هي :

(1) الهيدروجين الخفيف المعروف بإسم بروتيوم (Protium)

عدده الذري = 1 عدد الكتلة = 1 عدد النيوترونات على النواة = صفر

(2) الهيدروجين الثقيل المعروف بإسم ديوتريوم (Deuterium)

عدده الذري = 1 عدد الكتلة = 2 عدد النيوترونات على النواة = 1

(3) الهيدروجين الأثقل المعروف بإسم تريتيوم (Tritium)

عدده الذري = 1 عدد الكتلة = 3 عدد النيوترونات على النواة = 2

ولليورانيوم مثلا عدة نظائر وأشهرها اليورانيوم الطبيعي الأكثر شيوعا والمعروف بإسم يورانيوم -238 ($^{238}_{92}\text{u}$) واليورانيوم القابل للانشطار (Fissionable). اليورانيوم -235 ($^{235}_{92}\text{u}$) وهذا الأخير موجود بنسبة ضئيلة جدا لا تتجاوز 0.7 % في اليورانيوم الطبيعي . وأثناء الحرب العالمية الثانية ، وتحت الضغط المتزايد لدول المحور الثلاث ألمانيا واليابان وإيطاليا والتهديد باكتساح العالم - توصلت أبحاث علماء دول الحلفاء (أمريكا وأوروبا وغيرهم) من فصل اليورانيوم -235 المادة الفعالة في القنبلة الذرية من اليورانيوم الطبيعي -238 (والذي لم يعرف استخدامه في ذلك الوقت في تصنيع القنبلة) بكميات تكفي لصناعة أول قنبلتين ذريتين في التاريخ . وتمت عمليات الفصل بتحويل اليورانيوم إلى مركب سداسي فلوريد اليورانيوم UF_6 وهو غاز عند درجة حرارة الغرفة وتعرض هذا الغاز إلى عمليات الانبثاق المتتابع خلال حواجز مسامية تبعا لقانون جراهام لانتشار الغازات . وبإجراء عملية الانبثاق عدة آلاف المرات تم فصل اليورانيوم -235 من اليورانيوم الطبيعي -238 بنجاح . وبإلقاء القنبلتين الذريتين على مدينتي هيروشيما وناجازاكي باليابان في أغسطس 1945 كانت نهاية الحرب العالمية الثانية وانتصار دول الحلفاء على دول المحور ، ولكنها كانت نهاية مأساوية ودامية بالنسبة للجنس البشري مازلنا نعاني منها حتى اليوم .

Kinetic Theory of Gases

8- نظرية الحركة للغازات

(Kinetic Molecular Theory)

أو نظرية الحركة الجزيئية للغازات

كان للتشابه الكبير بين الغازات ، إذ أنه وجد أن الغازات المثالية كلها تسلك سلوكا متماثلا وتطيع قوانين الغازات التجريبية المعروفة ، مثل قانون بويل وشارل وجاي لوساك والمعادلة العامة للغازات .

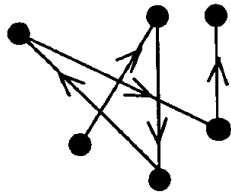
الفضل في التفكير في أنه توجد نظرية أصلية أشمل وأعمق من هذه القوانين التجريبية (Empirical) بل هي الأساس الحقيقي لسلوك الغازات ولقد اكتشفها ماكسويل وبولتزمان وكلاوزيوس (Maxwell , Boltzmann & clausius)

وغيرهم سنة 1850-1880 وسميت بعد ذلك بنظرية الحركة للغازات . وعندما نتطرق إلى هذه النظرية بالدراسة فنجد أن لها جانبين - جانباً كيفياً أو نوعياً (Qualitative) وجانباً كميّاً (Quantitative) . أما الجانب الأول فهو المعروف بفروض النظرية إذ أن لكل نظرية فروضها التي تبين معالم حدودها وتعبر عن محتوياتها ، أما الجانب الآخر فهو اشتقاق معادلة رياضية كمية يتم على أساسها تفسير سلوك الغازات المثالية .

أولاً - فروض نظرية الحركة Assumptions or Postulates

ونلخص فروض هذه النظرية في النقاط الآتية :

- 1- تتكون جميع الغازات من دقائق صغيرة جداً ، كروية الشكل ، لاترى بالعين ولا بالميكروسكوب تعرف باسم الجزيئات (Molecules) وتكون هذه الجزيئات دائماً بعيدة عن بعضها البعض قليلة التجاذب فيما بينها ويكون حجمها صغيراً جداً بالنسبة للحجم الكلي الذي يشغله الغاز .
- 2- هذه الجزيئات تكون دائماً في حركة مستمرة عند درجات الحرارة فوق الصفر المطلق وتتحرك في خطوط مستقيمة بحركة لا نظامية (Random mation) أي في جميع الاتجاهات (أنظر الشكل 7-9) .

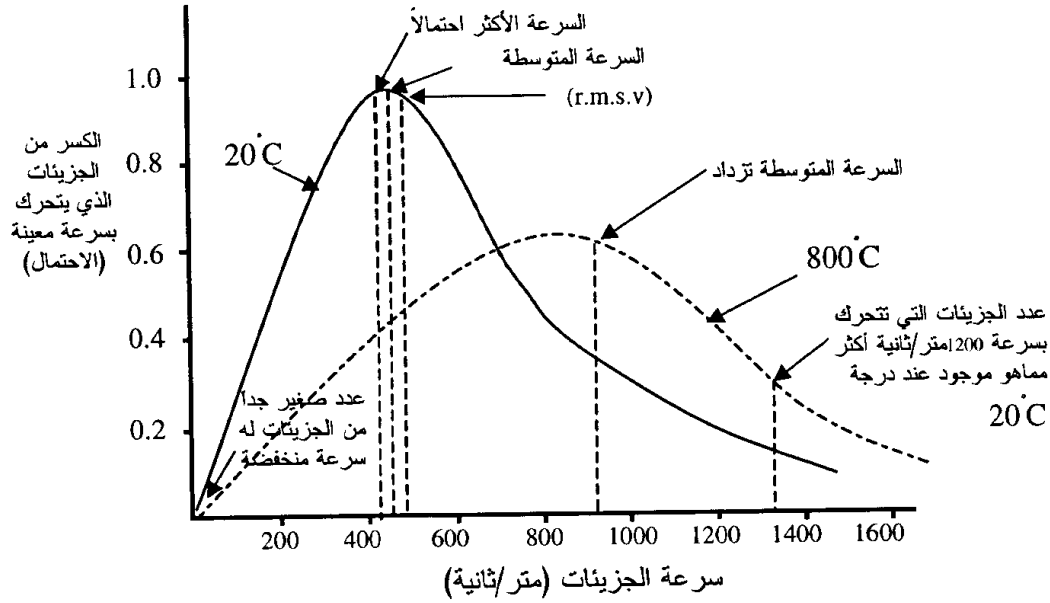


شكل (7-9)

- 3- هذه الجزيئات تامة المرونة (Perfectly Elastic) أي لا تفقد شيئاً من طاقة حركتها أو من كمية التحرك لها (Momentum) حينما تصطدم (أو تحرك) ببعضها البعض أو بجدران الإناء الحاوي لها .

4- ضغط الغاز ما هو إلا نتيجة اصطدام هذه الجزيئات بجدران الإناء الحاوي لها و برفع درجة الحرارة تزداد سرعة الجزيئات وإذا ظل حجم الغاز ثابتاً تزداد عدد الضربات في الثانية على جدران الإناء ومن ثم يزداد الضغط وهذا يفسر لنا بطريقة كيفية قانون الضغط لجاي لوساك ، أما إذا زاد حجم الإناء الحاوي للغاز عند ثبوت درجة الحرارة ، ازدادت المسافة التي تقطعها الجزيئات بين الجدران ،، ونظراً لثبات السرعة فإن عدد الاصطدامات في الثانية تقل عن الحالة الأولى أي يقل الضغط ، وهذا يفسر لنا بطريقة كيفية قانون بويل للغازات .

5- تزداد السرعة المتوسطة (Average Velocity) لجزيئات الغاز برفع درجة الحرارة وتقل بخفضها . وفي الواقع نجد أن جزيئات الغاز عند درجة حرارة معينة ولتكن 20°C لا تسير كلها بسرعة واحدة ولكنه نتيجة لحدوث الاصطدام بين جزيئات الغاز فإنه يحدث توزيع للسرعة منها كما هو مبين بمنحنى توزيع السرعة لماكسويل (Maxweel) الموضح بشكل رقم (8-9) ويتضح من هذا المنحنى أن جزيئات الغاز عند أية درجة حرارة يمكنها أن تتحرك بسرعة تبدأ قيمتها من الصفر إلى قيم عالية جداً . وأن الغالبية العظمى لهذه الجزيئات تتحرك بسرعة متوسطة (Mean or Average velocity) وهي تقابل تقريباً النهاية العظمى للمنحنى أي تقريباً السرعة الأكثر احتمالاً (Most probable velocity) أو أكبر كسر من عدد الجزيئات يتحرك بهذه السرعة (حوالي 400 متر/ثانية على المنحنى الخاص بالأكسجين عند درجة 20°C) . و برفع درجة الحرارة تزداد سرعة الجزيئات وينتقل المنحنى إلى جهة اليمين ولكن قمته تصبح أكثر تفرطحاً كما هو موضح بالمنحنى المرسوم عند درجة 800°C .



شكل (8-9)

منحنى توزيع السرعة أو (الطاقة) بين جزيئات غاز الأوكسجين لماكسويل

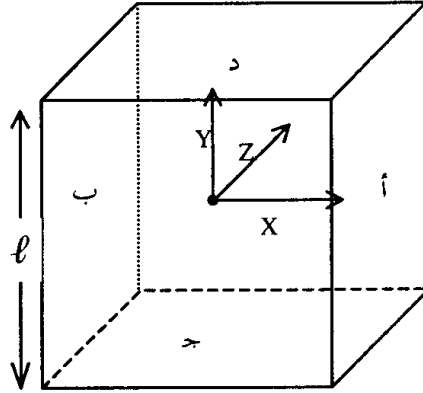
وحيث إن طاقة الحركة الانتقالية (Transnational) تتناسب مع سرعة الجزيئات فإنه من المتوقع أن نحصل على منحنى مماثل لتوزيع الطاقة .

6- يصاحب جزيئات الغاز كمية من الطاقة تعرف باسم طاقة الحركة للجزيئات (أو طاقة الحركة الانتقالية لأن لها ثلاث درجات من الطاقة من الحركة الانتقالية وليس لها حركة دورانية أو اهتزازية في الظروف العادية) . وعند نفس درجة الحرارة فإن طاقة الحركة المتوسطة (Average Kinetic Energy) لجميع جزيئات الغازات تكون متشابهة ، أي أن لجزيئات الغازين B,A عند نفس درجة الحرارة يكون .

$$\frac{1}{2} m_A V_A^2 = \frac{1}{2} m_B V_B^2$$

أي أن زيادة كتلة جزئي A مثلاً سوف يقابلها نفس السرعة المتوسطة له بحيث أن حاصل الضرب $K.E = \frac{1}{2} mV^2$ يساوي دائماً مقدار ثابت .

ثانياً : اشتقاق المعادلة الأساسية لنظرية الحركة
العلاقة بين الحجم والضغط وطاقة الحركة لجزيئات الغاز



شكل (9-9)

لاشتقاق هذه المعادلة نتصور إناء على هيئة مكعب طول كل ضلع من أضلاعه l cm ، ويحتوى على عدد n من جزيئات الغاز كتلة كل منهما m جراماً وسرعته μ m/s وأي جزيئي من جزيئات الغاز يمكنه أن يتحرك في جميع الاتجاهات وبذلك يمكن تحليل سرعته (μ) في الفراغ إلى ثلاث مركبات متعامدة في الاتجاهات المتعامدة الثلاثة u_x ، u_y ، u_z شكل (9-9) وتكون العلاقة بين u والسرعة في الاتجاهات الثلاثة هي :

$$u^2 = \mu_x^2 + \mu_y^2 + \mu_z^2$$

ولتعتبر حركة الجزيئي الواحد من جزيئات الغاز في الاتجاه أي يتحرك الجزيئي بسرعة u_x بين السطحين أ ، ب للإناء فيكون عدد الاصطدامات التي يعملها هذا الجزيئي في الثانية على السطحين أ ، ب

$$\frac{\mu_x}{l} = \text{اصطدامة / ثانية}$$

ونظراً لأن الجزيئات تامة المرونة فإنها بعد اصطدامها بالجدران سوف ترتد في الاتجاه المعاكس بنفس السرعة أي تكون سرعة الجزيئي بعد الارتداد $-u_x$ m/s .

∴ كمية الحركة للجزيئي الواحد قبل الاصطدام = $m u_x \text{ Kg m s}^{-1}$

كمية الحركة للجزيئي الواحد بعد الاصطدام = $-m u_x \text{ Kg m s}^{-1}$

∴ التغير في كمية الحركة لكل اصطدام = $mu_x - (-mu_x)$

$$2mu_x \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} =$$

وحيث إن الجزيئي يعمل $\frac{u_x}{\ell}$ اصطدامه على السطحين أ،ب في الثانية .

∴ التغير في كمية الحركة للجزيئي الواحد في الثانية في الاتجاه

$$x \text{ (السطحين أ-ب) (Newton) } = 2m u_x \cdot \frac{u_x}{\ell} = 2m u_x^2 / \ell \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$$

وبالمثل التغير في كمية الحركة للجزيئي الواحد في الثانية في الاتجاه

$$y \text{ (السطحين ج-د) (Newton) } = 2m u_y^2 / \ell \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$$

والتغير في كمية الحركة للجزيئي الواحد في الثانية في الاتجاه

$$z \text{ (السطحين هـ-و) (Newton) } = 2m u_z^2 / \ell \text{ Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$$

∴ التغير في كمية الحركة للجزيئي الواحد في الثانية في جميع الاتجاهات أي على

جميع أسطح المكعب =

$$= \frac{2m u_x^2}{\ell} + \frac{2m u_y^2}{\ell} + \frac{2m u_z^2}{\ell}$$

$$= \frac{2m}{\ell} (u_x^2 + u_y^2 + u_z^2)$$

$$= 2m \mu^2 / \ell \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2} \text{ (Newton)}$$

وحيث إن عدد جزيئات الغاز هو n

∴ لعدد n من جزيئات الغاز تكون القوة الحادثة على جميع أسطح الإناء =

$$= \frac{2m \mu_1^2}{\ell} + \frac{2m \mu_2^2}{\ell} + \frac{2m \mu_3^2}{\ell} \dots \dots \dots + \frac{2m u_n^2}{\ell} \text{ Newton}$$

$$= \frac{2m}{\ell} (\mu_1^2 + u_2^2 + u_3^2 + \dots \dots \dots u_n^2) \text{ Newton}$$

ويلاحظ أن الكمية التي بين قوسين تمثل مجموع مربع السرعة لجزيئات الغاز المنفردة . وبقسمة هذه الكمية على عدد الجزيئات (n) فإننا نحصل على متوسط مربع السرعة لجزيئات الغاز (mean square velocity) m. s. v. وسنرمز له بالرمز u^2 أي أن

$$\frac{\mu_1^2 + u_2^2 + u_3^2 + \dots + u_n^2}{n} = \mu^2$$

إذن تكون القوة الكلية الحادثة بواسطة جزيئات الغاز على جميع جدران الإناء

$$= \frac{2 m n u^2}{\ell} \quad \text{Newton}$$

وحيث إن ضغط الغاز (P) هو القوة على وحدة المساحات ومساحة أسطح المكعب

$$= 6 L^2 m^2 \quad \text{إذن}$$

$$P = \frac{1}{3} \frac{m n u'^2}{V}$$

حيث V هو حجم الغاز

$$\therefore P V = \frac{1}{3} m n u^2$$

وهذه هي المعادلة الأساسية لنظرية الحركة للغازات المثالية وبضرب البسط

والمقام $\times 2$ نحصل على

$$P V = \frac{2}{3} (\frac{1}{2} m n u^2)$$

وتمثل الكمية بين قوسين طاقة الحركة المتوسطة لجزيئات الغاز (K.E.)

$$\therefore P V = \frac{2}{3} K.E.$$

$$\therefore K.E. = \frac{3}{2} P V$$

وحيث إنه للغاز المثالي يكون

$$P V = R T$$

$$\therefore K.E. = \frac{3}{2} R T$$

وإذا كانت قيمة $R = 2$ كالوري فإنه يتضح أن طاقة الحركة المتوسطة للغاز المثالي

$$K.E. = 3 T \quad \text{لكل مول}$$

أي أنها لا تعتمد على طبيعة الغاز المثالي وتعتمد فقط على درجة الحرارة ويمكن حسابها بسهولة من هذه العلاقة .

حساب السرعة المتوسطة (\bar{u}) لجزيئات الغاز أو (r.m.s.v)

يمكن حساب السرعة المتوسطة لجزيئات الغاز المثالي
(Mean or Average velocity)

$$\bar{u} = \frac{u_1 + u_2 + u_3 + \dots + u_n}{n}$$

والتي لا تختلف كثيراً عن الجذر التربيعي لمتوسط مربع السرعة للجزيئات (انظر الشكل (9-9))

من المعادلة الأساسية لنظرية الحركة على الوجه الآتي :

$$P V = \frac{1}{3} m n u'^2$$

وإذا كان لدينا 1.0 مول من غاز مثالي تكون $mn = M$ أي الوزن الجزيئي للغاز وتصبح المعادلة

$$P V = \frac{1}{3} M u'^2$$

$$\therefore u'^2 = \frac{3PV}{M} = \frac{3RT}{M}$$

$$\therefore u' = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

أي أنه يمكن حساب السرعة المتوسطة أو r.m.s.v لجزيئات أي غاز عند درجة حرارة معينة باستخدام هذه العلاقة الأخيرة .

مثال :

احسب السرعة المتوسطة لجزيئات غاز الأكسجين عند درجة $27^\circ C$.

الحل :

$$\begin{aligned} \therefore \mu &= \sqrt{\frac{3RT}{M}} \\ &= \sqrt{\frac{3 \times (8.3 \text{ J.k}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) (300.15 \text{ K}^+)}{(0.032 \text{ kg.mol}^{-1})}} \\ &= 483 \text{ m.s}^{-1} \end{aligned}$$

ويلاحظ أنه عند التعويض في هذه المعادلة استخدمنا وحدات (SI) نعبر عن الثابت العام للغازات (R) بالجول ($1 \text{ J} = \text{Kg.m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$) وعن الوزن الجزيئي بالكيلوجرام/مول وعن درجة الحرارة بالمطلقة وبذا تكون وحدات السرعة هي المتر/ثانية .

أما إذا عوض عن R بوحدات $8.3 \times 10^7 \text{ erg}$ ، والوزن الجزيئي بالجرام/مول فتكون وحدات السرعة الناتجة هي سم/ثانية .

ويتضح من هذه المعادلة الأخيرة أن جزيئات الأكسجين تتحرك عند درجة حرارة الغرفة بسرعة قدرها 483 متر في الثانية أو حوالي 1740 كيلومتر في الساعة وهي سرعة فائقة جدا إذا قورنت بسرعة المركبات المعروفة مثل السيارة أو سرعة أحدث طائرة بل ربما كانت هذه السرعة هي نفسها سرعة الصوت لأن الصوت ينتقل في الفراغ بواسطة حركة الجزيئات (سرعة الصوت 360 متر/الثانية) .

مسائل محلولة في الغازات

1- ما هي الميزات الأساسية لفلز الزئبق التي بموجبها يستخدم في مقياس الضغط لتورشيلى (البارومتر) ؟

الحل :

- (أ) كثافته العالية التي تساوي 13.6 gm/cm^3 عند درجة حرارة الغرفة .
(ب) توتره السطحي الكبير 0.52 Nm^{-1} عند درجة حرارة الغرفة .
(ج) ضغطه البخاري المنخفض 0.0012 mm Hg عند درجة حرارة الغرفة .

2- إن كثافة الزئبق والماء عند درجة حرارة 20°C هي على التوالي 13.59 gm/cm^3 ، 1.0 gm/cm^3 ، كما أن الضغط البخاري لهما عند درجة الحرارة نفسها بالترتيب ذاته 0.0012 torr . و 18.0 torr .
أعط سببين مع الشرح ، لماذا يعتبر الماء غير ملائم للاستخدام في مقياس الضغط لتورشيلى (البارومتر) ؟

الحل :

- (أ) باعتبار أن كثافة الماء تساوي 1.0 gm/cm^3 وهي منخفضة بالمقارنة مع كثافة الزئبق فهذا يتطلب أن نستخدم أنبوباً زجاجياً طوله على الأقل 11.0 m
(ب) ضغط بخار الماء العالي بالمقارنة مع الضغط البخاري للزئبق سوف ينتج عنه عدم الدقة في تحديد ارتفاع الماء في الأنبوب الزجاجي لأن

$$P_{\text{tot.}} = P_{\text{atm.}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

3- (أ) يعلق مقياس الضغط (البارومتر) في المختبرات لمعرفة قيمة الضغط الجوي ، فإذا علمت أن مقياس ما يحتاج إلى تصحيح في القراءة حوالي 3 mm عند درجة حرارة 25°C ، وذلك بسبب تغير كثافة الزئبق بتغير درجة الحرارة . هل تصحيح القراءة يتم بإضافة 3 mm أو بطرحها من القيمة المقروءة ؟

ب) إذا كانت قراءة البارومتر تشير إلى 745 mm Hg ، فما هي النسبة المئوية للخطأ المرتكب . آخذين بعين الاعتبار التصحيح الوارد في الفقرة (أ) ؟

الحل :

أ) التصحيح يتم بطرح 3 mm Hg من القيمة المقروءة .
ب) نسبة الخطأ المرتكب عند الدرجة 25 °C .

745 mm Hg يرافقها 3 mm . Hg

100 mm Hg يرافقها x

$$x = \frac{3 \times 100}{745} = 0.4\%$$

4- تعتبر وحدة الضغط الجوي PSI ، من أقدم الوحدات (Lb / in²) استنتج قيمة الضغط الجوي القياسي بهذه الوحدة .

الحل :

psi هي عبارة عن رطل قوة (lb_f) على وحدة مساحة مقدارها بوصة مربعة (in²). من القانون التالي يمكن حساب الضغط

$$P = p g h$$

حيث p = كثافة السائل جم/سم³ أو باوند كتلة (lb_m)/قدم³

g = العجلة الأرضية .

h = ارتفاع عمود السائل

$$P = 13.6 \times 10^3 (\text{kg.m}^{-3})(9.8\text{m.s}^{-2})(0.76\text{m}) \\ = 1012928 \frac{\text{kg}}{\text{ms}^2}$$

وبضرب هذه المعادلة في $\frac{\text{m}}{\text{m}}$ نحصل على

$$P = 101328 \frac{\text{kg.m}}{\text{s}^2 \text{ m}^2}$$

$$1\text{N} = \frac{\text{kg.m}}{\text{s}^2}$$

وحيث أن $P = 101328 \text{ N/m}^2$

ولتحويل $\frac{lb_f}{in^2}$ إلى $\frac{N}{m^2}$ نضرب في المعامل الهندسي (1.45×10^{-4})

$$P = 14.7 \text{ psi}$$

5- أيهما أكبر بقيمة الضغط ، تأثير قوة 100 Lb على سطح قدره 25 in^2 أم تأثير قوة 25 Lb على سطح قدره 5 in^2 ؟

الحل :

$$P_1 = \frac{F}{S} = \frac{100 \text{ Lb}}{25 \text{ in}^2} = 4 \text{ Lb/in}^2$$

$$P_2 = \frac{F_2}{S_2} = \frac{25 \text{ Lb}}{5 \text{ in}^2} = 5 \text{ Lb/in}^2 \Rightarrow P_2 > P_1$$

6- إن كثافة الزئبق بوحدة gm/cm^3 تساوي 13.59 عند الدرجة 0°C و 13.534 عند الدرجة 25°C . فإذا علمت أن مقياس الضغط عُيِّر (دُرِّج) ليقراً 760 mm عند الدرجة 0°C فما هي القراءة عند درجة الحرارة 25°C من أجل قيمة الضغط نفسه؟

الحل :

باعتبار الضغط نفسه أي أن :

$$P_1 = P_2$$

$$h_1 d_1 g = h_2 d_2 g$$

$$h_1 d_1 = h_2 d_2$$

$$760 \times 13.59 = h_2 \times 13.534$$

$$h_2 = 763.15 \text{ mm Hg at } 25^\circ \text{C}$$

7- أي من المتغيرات الأربعة الأساسية التي تدرس الصفات الفيزيائية للغازات ، يجب افتراضها ثابتة في كل من القوانين التالية ؟

(أ) قانون بويل ، (ب) قانون شارل ، (ج) قانون الضغوط الجزئية ،
(د) قانون جاي لوساك ، (هـ) قانون جراهام ، (و) قانون أفوجادرو

الحل :

القانون	المتغير	الثابت T
قانون بويل	$P \propto \frac{1}{V}$	(t = const. , n = const.)
قانون شارل	$V \propto T$	(P = const , n = const.)
قانون دالتون الضغوط الجزئية	$P \propto n$	(t = const. , V = const.)
قانون جاي — لوسك	$P \propto T$	(V = const. , n = const.)
قانون جراهام	$r \propto 1/\sqrt{d}$ or $1/\sqrt{M}$	(P = const. , t = const.)
قانون أفوجادرو	$V \propto n$	(P = const. , t = const.)

8- دورق زجاجي حجمه 1.0 liter يحتوي على غاز الهليوم ضغطه 2.0 atm .
يخضع لتمدد عن طريق صنوبر يصل الدورق الأول بدورق آخر حجمه 3 liter
مفرغ كلياً من الهواء ، ما هو الضغط الجديد ، علماً أن درجة الحرارة تبقى ثابتة ؟
الحل :

$$t = \text{const} \Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$2.0 \times 1.0 = P_2 (3+1) = 4P_2 \Rightarrow P_2 = \frac{2}{4} = 0.5 \text{ atm}$$

9- أطلق بالون غازي حجمه 1.0 liter عند سطح البحر حيث يساوي الضغط
الجوي 753 mm Hg ، ماهو حجم البالون عندما يدرك ارتفاعاً معيناً حيث الضغط
يساوي 351 mm Hg ، بفرض أن درجة الحرارة تبقى ثابتة ؟ .
الحل :

$$t = \text{const} \Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$753 \times 1.0 = 351 \times V_2 \Rightarrow V_2 = 2.15 \text{ liter}$$

10- نفخ اطار سيارة بالهواء حتى القيمة 28 psi وفقاً لمقياس الضغط في داخل
المستودع درجة حرارته 70 °F ما هي القيمة المقروءة على مقياس الضغط ، إذا

وضعت السيارة خارج المستودع . حيث درجة الحرارة 0°F ، علماً أن الضغط الجوي 740 mm Hg ؟

الحل :

الضغط الداخلي (داخل إطار السيارة) = الضغط المقروء + الضغط الجوي

$$P = 28\text{ psi} + \frac{740}{760} \times 14.7 = 28\text{ psi} + 14.31 = 42.31\text{ psi}$$

$$t_1 = 70^{\circ}\text{F} \Rightarrow t(^{\circ}\text{C}) = \frac{t^{\circ}\text{F} - 32}{1.8} = \frac{70 - 32}{1.8} = 21.1$$

$$T_1(\text{k}) = 21.1^{\circ}\text{C} + 273.15 = 294.25\text{ k}$$

$$T_2 = \frac{0^{\circ}\text{F} - 32}{1.8} = -17.78^{\circ}\text{C}$$

$$T_2 = -17.78 + 273.15 = 255.37\text{ k}, V_1 = V_2 \quad \text{وحيث أن}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{42.3}{294.25} = \frac{P_2}{255.25} \Rightarrow P_2 = 36.71\text{ psi}$$

$$P = 36.71 - 14.7 = 22.01\text{ psi} \quad \text{الضغط المقروء على مقياس الضغط يساوي}$$

11- أيهما يحتوي على عدد جزيئات أكثر 1.0 liter من غاز الهيدروجين درجة حرارته (-13°C) وضغطه 740 mm Hg ، أم 1.0 liter من الأكسجين درجة حرارته (27°C) وضغطه 770 mm Hg ؟ وبكم مرة أكبر ؟

الحل :

$$P_1 V_1 = n_1 R T_1 \quad \text{- لأجل } \text{H}_2 \text{ نجد :}$$

$$\frac{740}{760} \times 1.0 = n_1 \times 0.0821 \times 260.15 \Rightarrow n_1 = 0.045588\text{ mol}$$

$$N_1 = 0.045588 \times 6.023 \times 10^{23} \Rightarrow N_1 = 274.57710^{20} \text{ molecule. (H}_2\text{)}$$

$$P_2 V_2 = n_2 R T_2 \quad \text{- لأجل } \text{O}_2 \text{ نجد :}$$

$$\frac{770}{760} \times 1 = n_2 \times 0.0821 \times 300.15 \Rightarrow n_2 = 0.0411\text{ mol}$$

$$N_2 = 0.0411 \times 6.023 \times 10^{23} \Rightarrow N_2 = 247.55 \times 10^{20} \text{ molecule (O}_2\text{)}$$

الهيدروجين أكبر بنسبة

$$\frac{N_1 \text{ عدد جزيئات الهيدروجين}}{N_2 \text{ عدد جزيئات الأوكسجين}} = \frac{274.577 \times 10^{20}}{247.55 \times 10^{20}} = 1.11$$

12- علل سبب ارتفاع المنطاد الهوائي الحديث في الجو ؟ .

الحل :

يستخدم في المنطاد الهوائي الحديث أسلوب تسخين الهواء ووفقاً لقانون

أفوجادرو نجد أنه يتحقق مايلي :

$$V_A = V_B$$

$$P_A = P_B \Rightarrow n_A < n_B$$

$$T_A > T_B$$

ومن ثم فإن $d_A < d_B$

وعليه فإن المنطاد يرتفع في الجو بمقدار الفرق في الكثافة بين كثافة الهواء الساخن داخل البالون وكثافة الهواء البارد المحيط به .

13- (أ) احسب الإنفلات بوحدة الكيلوجرام لبالون يحتوي على هواء ساخن درجة حرارته 60°C وحجمه 2200 m^3 في حين أن درجة الحرارة خارج البالون تساوي 20°C ، علماً أن كثافة الهواء الجاف عند الدرجة 60°C تساوي 1.060 gm/liter وعند الدرجة 20°C تساوي 1.205 gm/liter .

(ب) أعد العملية من أجل درجة حرارة للهواء الداخلي 120°C ؟ .

الحل :

$$d = \frac{m}{v} \Rightarrow m = d \cdot v$$

$$m_{20^\circ\text{C}} = 1.205 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} \times 2200 \text{ m}^3 = 2651 \text{ Kg}$$

$$m_{60^\circ\text{C}} = 1.060 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} \times 2200 \text{ m}^3 = 2332 \text{ Kg}$$

$$\Delta m = m_{20^\circ\text{C}} - m_{60^\circ\text{C}} = 2651 - 2332 = 319 \text{ Kg (الانفلات)}$$

$$d \approx \frac{1}{T} \Rightarrow d = \frac{k}{T}$$

$$d_{60^\circ\text{C}} = \frac{k}{333.15}, \quad d_{120^\circ\text{C}} = \frac{k}{393.15}$$

$$\frac{d_{120^\circ}}{d_{60^\circ}} = \frac{333.15}{393.15} \Rightarrow d_{120^\circ\text{C}} = d_{60^\circ} \times \frac{333.15}{393.15} = 0.898 \text{ gm/liter}$$

$$m_{120^\circ\text{C}} = v \cdot d_{120^\circ} = 0.898 \frac{\text{Kg}}{\text{m}^3} \times 2200 \text{ m}^3 = 1976 \text{ Kg}$$

$$\Delta m = 2651 - 1976 = 675 \text{ Kg (الانفلات)}$$

14- احسب عدد جزيئات الأكسجين في 1.0 liter من الهواء الذي يزن 1.29 gm

إذا علمت أن الأكسجين يشغل 21% وزناً من الهواء ؟ .

الحل :

1.0 liter هواء يزن 1.29 gm

100 gm هواء يحوي 21 gm O₂

1.29 gm هواء يحوي x gm O₂

$$x = \frac{21 \text{ gm} \times 1.29 \text{ gm}}{100 \text{ gm}} = 0.2709 \text{ gm (O}_2\text{) in 1.0 liter}$$

$$n = \frac{0.2709}{32} = 8.466 \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow 50.98 \times 10^{20} \text{ molecule}$$

15- أوجد كثافة غاز الميثان CH₄ عند الدرجة 50 °C وضغط 745 mmHg

بوحدة gm/liter .

الحل :

$$P = 745 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.98 \text{ atm}$$

$$T = 50 + 273.15 = 323.15 \text{ k}$$

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

$$d = \frac{P.M}{R T} = \frac{0.98 \times 16}{0.0821 \times 323.15} = 0.591 \text{ gm/liter}$$

16- يتركب الهواء الجاف من : (N_2 78.09% , O_2 20.95% , Ar 0.93% حجماً) وهي التي تساهم في تحديد كثافته . انطلاقاً من هذه المعطيات احسب كثافة الهواء الجاف عند الشروط القياسية STP بوحدة (جرام/ لتر) .

الحل :

$$x_{N_2} = \frac{V_{N_2}}{V_{tot}} = \frac{78.09}{100} = 0.7809$$

$$P_{N_2} = x_{N_2} \cdot P_{tot} = 0.7809 \times (1.0 \text{ atm}) = 0.7809 \text{ atm}$$

$$x_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_{tot}} = \frac{20.95}{100} = 0.2095$$

$$P_{O_2} = x_{O_2} P_{tot} = 0.2095 \times (1.0 \text{ atm}) = 0.2095 \text{ atm}$$

$$P_{Ar} = x_{Ar} P_{tot} = 0.0093 \times (1.0 \text{ atm}) = 0.0093 \text{ atm}$$

$$P V = \frac{m}{M} R T \Rightarrow d = \frac{m}{V} = \frac{P M}{R T}$$

$$d_{N_2} = \frac{P_{N_2} M_{N_2}}{R T} = \frac{m}{V} = \frac{0.7809 \times 28}{0.0821 \times 273} = 0.9755 \text{ gm/liter}$$

$$d_{O_2} = \frac{P_{O_2} M_{O_2}}{R T} = \frac{m}{V} = \frac{0.2095 \times 32}{0.0821 \times 273} = 0.2991 \text{ gm/liter}$$

$$d_{Ar} = \frac{P_{Ar} M_{Ar}}{R T} = \frac{m}{V} = \frac{0.0093 \times 40}{0.0821 \times 273} = 0.01659 \text{ gm/liter}$$

$$d_{tot}^{dry \text{ air}} = 0.9655 + 0.2991 + 0.01659 = 1.2912 \text{ gm/liter}$$

طريقة ثانية : بالاستفادة من قيم الكسور المولية (أو الحجمية) نجد :

$$\bar{M} = x_1 \cdot M_1 + x_2 \cdot M_2 + x_3 \cdot M_3$$

$$= 0.7809 \times 28 + 0.2095 \times 32 + 0.0093 \times 40$$

$$\bar{M} = 28.95 \text{ gm/mol}$$

$$\bar{d} \text{ (هواء جاف)} = \frac{PM}{RT} = \frac{(1\text{atm})(28.95\text{gm/mol})}{\left(0.082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.k}}\right)(273\text{k})} = 1.29 \text{ gm/L}$$

17- عينة غازية كتلتها 0.434 gm يدخل في تركيبها البورون (B) بنسبة 81.1% والهيدروجين فقط . إذا علمت أن هذه العينة تشغل حجماً قدره 256 ml عند الضغط 730 mm Hg ودرجة الحرارة 98 °C .

آ - ماهي الصيغة الأولية لهذه المادة ؟ .

ب - ماهي الصيغة الجزيئية لهذه المادة ؟ .

ج - ما هو وزنها الجزيئي ؟ .

الحل :

نسبة وجود الهيدروجين في العينة = 100 - 81.1 = 18.9 %

$$P V = n R T = \frac{m}{M} R T \Rightarrow M = \frac{m R T}{P V} \quad \text{الوزن الجزيئي للعينة}$$

$$M = \frac{0.434\text{gm} \left(0.082 \frac{\text{atm.liter}}{\text{mol.k}}\right) \times 374\text{k}}{\left(\frac{730}{760} \text{atm}\right) \times 256 \times 10^{-3} \text{liter}} = 53.76 \text{ gm/mol}$$

B	H	العينة
81.1	18.9	100
$\frac{81.1}{10.81}=7.502$	$\frac{18.9}{1} = 18.9$	عدد الذرات لكل مكون
$\frac{7.502}{7.502}=1.00$	$\frac{18.9}{7.502}=2.50$	تقسيم على أصغر عدد
1	2.5	عدد ذرات الهيدروجين المرتبطة بذرة بورون واحدة
2	5	نضاعف حيث لا توجد أجزاء من ذرة

∴ الصيغة الأولية للمركب في العينة المدروسة $(B_2H_5)_n$

$$M' = 2 \times 10.5 + 1 \times 5 = 26 \quad \text{الكتلة المولية للصيغة الأولية للعينة}$$

وبحساب عدد التضاعف (n) بمقارنة الكتلة المولية الحسابية مع قيمة الكتلة المولية للصيغة الأولية نجد أن :

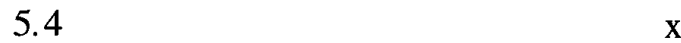
$$n = \frac{M}{M'} = \frac{53.76}{26} \approx 2$$

الصيغة الجزيئية للمركب في العينة $B_4H_{10} = (B_2H_5)_2$

$$M = 4 \times 10.5 + 10 \times 1 = 52 \text{ gm/mol} \quad (\text{أو الوزن الجزيئي})$$

18- كم لتراً من الهيدروجين يتكون عند الشروط القياسية (STP) ، وذلك عندما يتفاعل 5.4 gm من الألمنيوم بشكل تام مع حمض HCl (تفاعل وحيد المرحلة) .

الحل :



$$\text{كمية الهيدروجين المنتج} \quad x = \frac{5.4 \times 3 \times 2}{2 \times 27} = 0.6 \text{ gm}(\text{H}_2)$$

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

$$V = \frac{(0.6 \text{ gm}) \times (0.082 \text{ latm.L / mol.k}) \times 273.15 \text{ k}}{(1.0 \text{ atm}) (2 \text{ gm / mol})} = 6.73 \text{ liter (H}_2\text{)}$$

19- المرحلة الأولى لتكوين حمض النيتريك تتطلب تفاعل الأمونيا مع الأكسجين

عند الدرجة 650°C والضغط 1.0 atm وفق ما يلي :



ما هو حجم الأكسجين اللازم للتفاعل مع 48 liter من الأمونيا عند الشروط

المذكورة نفسها ؟

الحل :

$$P V = n R T \Rightarrow n_{\text{NH}_3} = \frac{P V}{R T}$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{1.0 \text{ atm} \times 48 \text{ liter}}{(0.0821 \text{ atm.L / mol.k}) \times 923.15 \text{ k}} = 0.63 \text{ mol}$$

واضح من معادلة التفاعل أن 5 mol (O_2) تتفاعل مع 4 mol (NH_3)

$$x = \frac{5 \times 0.63}{4} = 0.792 \text{ mol O}_2$$

$$P_{\text{O}_2} V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} R T \Rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} R T}{P}$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{0.792 \times 0.0821 \times 923.15}{1.0} = 60.0 \text{ liter}$$

20- عينة من سائل رائحته كرائحة السمك تزن (0.2 gm) ومعروفة باحتوائها

على الكربون والهيدروجين والنيتروجين فقط . تم حرقها فراقق ذلك إنتاج

(0.482 gm) من CO_2 و (0.271 gm) من H_2O . تمت معالجة كمية ثانية من

هذه المادة تزن (0.25 gm) وبطريقة ما بحيث تم تحويل كل النيتروجين

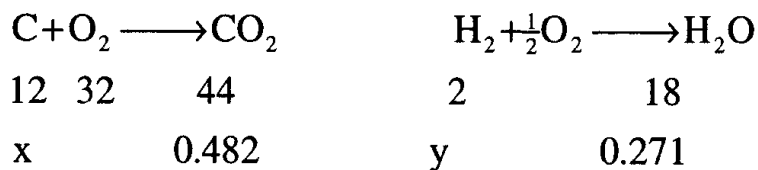
الموجود في المادة إلى N_2 وجمع هذا الغاز فوجد أنه يشغل حجماً قدره

42.3 cm^3 عند درجة حرارة 26°C وضغط 100.6 KPa .

أ - ما هي النسبة المئوية لكل من مكونات المادة ؟

ب - ما هي الصيغة الأولية لهذه المادة؟.

الحل:



$$x = \frac{0.482 \times 12}{44} = 0.131 \text{ gm(C)} \quad y = \frac{0.271 \times 2}{18} = 0.03 \text{ gm(H}_2\text{)}$$

لإيجاد وزن النتروجين هناك طريقتين :

$$m_{\text{N}_2} = [(0.2 - (0.131 + 0.03))] = 0.039 \text{ gm} \quad \text{I}$$

$$P V = \frac{m}{M} R T \Rightarrow m = \frac{P V M}{R T} \quad \text{II}$$

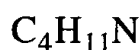
$$m_{\text{N}_2} = \frac{(100.6/101.325) \times (42.3 \times 10^{-3}) \times 28}{0.082 \times 299.65} = 0.0478 \text{ gm}$$

(في 0.25 جم من العينة)

$$\begin{array}{ccc} 0.0478 \text{ gm(N}_2\text{)} & & \text{كل 0.25 gm من العينة تحوي} \\ x & & 0.2 \end{array}$$

$$x = \frac{0.2 \times 0.0478}{0.25} = 0.0382 \text{ gm(N}_2\text{)}$$

H	C	N	العينة
0.03	0.131	0.082	0.2 gm
x	Y	Z	100
15	65.50	19.1	النسبة المئوية لتكوين المادة
$\frac{15}{1} = 15$	$\frac{65.5}{12} = 5.458$	$\frac{19.1}{14} = 1.364$	عدد الذرات المساهمة في تكوين المادة
$\frac{15}{1.364} = 11$	$\frac{5.46}{1.364} = 3.93$	$\frac{1.39}{1.364} = 1.00$	نسبة أبسط ارتباط بين الذرات
11	4	1	النسب



∴ الصيغة الأولية

21- حضر مزيج من النيتروجين والأكسجين حجمه 100 cm^3 ودرجة حرارته 50°C وضغطه 107 KPa ، وذلك بإضافة 50 cm^3 من الأكسجين درجة حرارته 60°C وضغطه 53.5 KPa إلى $x \text{ cm}^3$ من النيتروجين درجة حرارته 40°C وضغطه 53.3 KPa ما هي قيمة x .

الحل :

$$P_t \cdot V = n_t \cdot R T$$

$$\left(\frac{107}{101.325} \right) (100 \times 10^{-3}) = n_t \cdot (0.0821)(323.15)$$

$$n_t = 4 \times 10^{-3} \text{ mol} = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2}$$

$$P_{\text{O}_2} V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot R T$$

$$\left(\frac{53.3}{101.325} \right) (50 \times 10^{-3}) = n_{\text{O}_2} \cdot (0.0821)(333.15)$$

$$n_{\text{O}_2} = 9.65 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = n_t - n_{\text{O}_2} = 40 \times 10^{-4} - 9.65 \times 10^{-4} = 30.35 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$P_{\text{N}_2} V_{\text{N}_2} = n_{\text{N}_2} \cdot R T \Rightarrow V_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2} \cdot R T}{P_{\text{N}_2}}$$

$$V_{\text{N}_2} = \frac{(30.35 \times 10^{-4})(0.0821)(313.15)}{\left(\frac{53.5}{101.325} \right)} = 0.148 \text{ L} = 148 \text{ cm}^3$$

22- أدخلت مجموعة من الغازات إلى وعاء حجمه 10.0 dm^3 لتعطي ضغطاً كلياً مقداره 107 KPa عند درجة الحرارة 30°C فإذا كان المزيج يحتوي على (8.0 gm) من CO_2 ، (6.0 gm) من O_2 و $(x \text{ gm})$ من N_2 ، فاحسب مايلي :

(أ) عدد المولات الكلية في المزيج الغازي . (ب) الكسر المولي لكل غاز .

(ج) الضغط الجزئي لكل غاز . (د) كتلة N_2 في المزيج الغازي

الحل :

$$P_t \cdot V = n_t \cdot R T \quad (أ)$$

$$n_t = \frac{P_t \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(107 \times 10^3 \text{ Pa}) \times (10 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(8.314)(303.15)} = 0.425 \text{ mol}$$

$$n_t = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} \quad (ب)$$

$$0.425 = \frac{8.0}{44} + \frac{6.0}{32} + \frac{x}{28} = 0.182 + 0.1875 + \frac{x}{28}$$

$$\frac{x}{28} = 0.056 \Rightarrow x = 1.55 \text{ gm (N}_2) \quad (د)$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0.1818 ; n_{\text{O}_2} = 0.1875 ; n_{\text{N}_2} = 0.0555$$

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{0.1818}{0.425} = 0.4277$$

$$x_{\text{O}_2} = \frac{0.1875}{0.425} = 0.4411$$

$$x_{\text{N}_2} = \frac{0.0555}{0.425} = 0.1306$$

$$\left(\frac{ج}{د}\right) \rightarrow P_{\text{CO}_2} = x_{\text{CO}_2} \cdot P_t = 0.4277 \times 107 = 45.764 \text{ KPa}$$

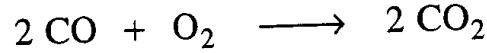
$$P_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} \cdot P_t = 0.4411 \times 107 = 47.198 \text{ KPa}$$

$$P_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} \cdot P_t = 0.1306 \times 107 = 13.973 \text{ KPa}$$

23- احسب الحجم الأقصى لغاز ثاني أكسيد الكربون عند درجة حرارة 28°C وضغط 100 KPa التي يمكن إنتاجها من تفاعل 500 cm^3 من CO عند ضغط 105 KPa ودرجة حرارة 15°C مع 500 cm^3 من O_2 عند ضغط 110 KPa ودرجة حرارة $^\circ \text{C}$.

made
made
369
made

الحل :



$$\underline{\text{CO}} : P_1 V_1 = n_{\text{CO}} R T \Rightarrow n_{\text{CO}} = \frac{P_1 V_1}{R T}$$

$$n_{\text{CO}} = \frac{(105 \times 10^3 \text{ Pa})(500 \times 10^{-6} \text{ m}^3)}{(8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 / \text{mol} \cdot \text{k})(288.15 \text{ k})} = 21.91 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

يتفاعل 2 مول من CO تنتج 2 مول CO₂

$$21.91 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$x = \frac{(21.91 \times 10^{-3})(2)}{(2)} = 21.91 \times 10^{-3} \text{ mol CO}_2$$

$$P_{\text{CO}_2} V_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T$$

$$* V_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T}{P_{\text{CO}_2}} = \frac{(21.91 \times 10^{-3} \text{ mol}) \left(8.314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{k}} \right) (301.15 \text{ k})}{(100 \times 10^3 \text{ Pa})}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 548.57 \times 10^{-6} \text{ m}^3 = 548.6 \text{ cm}^3$$

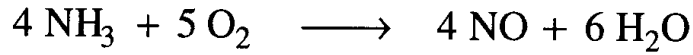
*طريقة ثانية : بما أن $n_{\text{CO}} = n_{\text{CO}_2}$ فإن :

$$n_{\text{CO}} = \frac{P_{\text{CO}} \cdot V_{\text{CO}}}{T_{\text{CO}}} ; \quad n_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2}}{T_{\text{CO}_2}}$$

$$\frac{P_{\text{CO}} \cdot V_{\text{CO}}}{T_{\text{CO}}} = \frac{P_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2}}{T_{\text{CO}_2}} \Rightarrow V_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{CO}} \cdot V_{\text{CO}} \cdot T_{\text{CO}_2}}{P_{\text{CO}_2} \cdot T_{\text{CO}}}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{(105 \times 10^3 \text{ Pa})(500 \times 10^{-6} \text{ m}^3)(301 \text{ k})}{(100 \times 10^3 \text{ Pa})(288 \text{ k})} = 548.6 \times 10^{-6} \text{ m}^3 = 548.6 \text{ cm}^3$$

24- تم مزج 120 cm^3 من الأمونيا عند درجة حرارة 25°C وضغط 100 KPa مع 165 cm^3 من الأكسجين عند درجة حرارة 50°C وضغط 85 KPa في وعاء تفاعلي سعته 300 cm^3 لتتفاعل بموجب المعادلة :



ما هو مقدار الضغط الكلي في وعاء التفاعل عند الدرجة 150°C بعد انتهاء التفاعل ؟
الحل :

$$P V = n R T$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{(100/101325) \times (120 \times 10^{-3})}{(0.0821) \times (29815)} = 4.84 \cdot 10^{-3} \text{ mol}(\text{NH}_3)$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{(85/101.325) \times (165 \times 10^{-3})}{(0.0821) \times (323.15)} = 5.22 \cdot 10^{-3} \text{ mol}(\text{O}_2)$$

كل 4 مول NH_3 تتفاعل مع 5 مول O_2 وينتج 4 مول NO و 6 مول H_2O
 x 5.22×10^{-3} مول O_2 y z

$$x = \frac{5.22 \times 10^{-3} \times 4}{5} = 4.176 \times 10^{-3} \text{ mol}(\text{NH}_3)$$

$$y = \frac{5.22 \cdot 10^{-3} \times 4}{5} = 4.176 \times 10^{-3} \text{ mol}(\text{NO})$$

$$z = \frac{5.22 \times 10^{-3} \times 6}{5} = 6.264 \times 10^{-3} \text{ mol}(\text{H}_2\text{O})$$

الكمية الفائضة من الامونيا غير المتفاعلة :

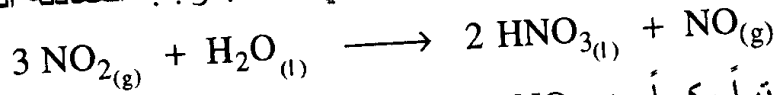
$$4.84 \times 10^{-3} - 4.176 \times 10^{-3} = 0.664 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

∴ العدد الكلي للمولات بنهاية التفاعل الكيميائي :

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{NH}_3} + n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{NO}} = 0.664 \times 10^{-3} + 6.264 \times 10^{-3} + 4.176 \times 10^{-3} \\ = 11.104 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$PV = n_{\text{tot}} RT \Rightarrow P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}} RT}{V} = \frac{11.104 \times 10^{-3} \times 0.0821 \times 42315}{300 \times 10^{-3}} = 1.286 \text{ atm}$$

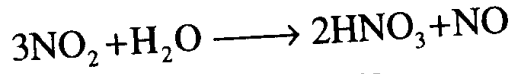
25- يتم إنتاج حمض النيتريك بإذابة NO₂ في الماء بموجب المعادلة التالية :



كم سنتيمتراً مكعباً من NO₂ عند درجة حرارة 25 °C وضغط 103 KPa

تلتزم لإنتاج 10 gm من HNO₃ ؟ .

الحل :



$$3 \times 46 \text{ gm} \qquad 2 \times 63 \text{ gm}$$

$$x \qquad 10 \text{ gm}$$

$$x = \frac{10 \times 3 \times 46}{2 \times 63} = \frac{1380}{126} = 10.95 \text{ gm}(\text{NO}_2)$$

$$P V = n R T$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(10.95/46) \times (0.0821) \times 298.15}{(103/101.325)} = 5.732 \text{ L} = 5732 \text{ cm}^3$$

26- قارن بين معدلات تدفق He و Ne ، أي من الغازين أسرع ، وبكم مرة ؟

الحل :

$$\frac{r_{\text{He}}}{r_{\text{Ne}}} = \sqrt{d_{\text{Ne}}/d_{\text{He}}} = \sqrt{M_{\text{Ne}}/M_{\text{He}}} = \sqrt{20/4} = \sqrt{5} = 2.36$$

∴ الهليوم أسرع بمقدار 2.36 مرة ⇒ $r_{\text{He}} = 2.36 r_{\text{Ne}}$

27- إذا كان متوسط سرعة جزيئات CH₄ عند درجة حرارة معينة يساوي 1600

km/h ، فكم سيكون متوسط سرعة جزيئات CO₂ عند درجة الحرارة نفسها؟

الحل :

$$\begin{aligned}r_{\text{CH}_4} / r_{\text{CO}_2} &= \sqrt{M_{\text{CO}_2} / M_{\text{CH}_4}} \\1600 / r_{\text{CO}_2} &= \sqrt{44/16} = 1.658 \\r_{\text{CO}_2} &= \frac{1600}{1.658} = 969.84 \text{ km/h}\end{aligned}$$

28- أي غاز سيتدفق أكثر الميثان CH_4 أم أول أكسيد الكربون (CO) وما هي المعدلات النسبية لسرعتي تدفقهما .

الحل :

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

$$\frac{r_{\text{CH}_4}}{r_{\text{CO}}} = \sqrt{\frac{d_{\text{CO}}}{d_{\text{CH}_4}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{CO}}}{M_{\text{CH}_4}}} = \sqrt{\frac{28}{16}} = 1.32$$

إن سرعة تدفق الميثان أكبر بمقدار 1.32 مرة من سرعة تدفق CO .

29- عند شروط قياسية وجد أن 2.4 لتر من الكلور تزن 7.1 جرام ، في حين نجد أن 6.72 لتر من الهيدروجين تزن 0.6 جرام .

احسب كثافة كل غاز ، ثم بين أي منهما أسرع نفاذاً وبكم مرة ؟ .

الحل :

$$d_{\text{Cl}_2} = \frac{7.1}{2.4} = 2.96 \text{ gm/L} ; d_{\text{H}_2} = \frac{0.60}{6.72} = 0.0893 \text{ gm/L}$$

$$\frac{r_{\text{Cl}_2}}{r_{\text{H}_2}} = \sqrt{\frac{d_{\text{H}_2}}{d_{\text{Cl}_2}}} = \sqrt{\frac{0.0893}{2.969}} = 0.173$$

$$r_{\text{H}_2} = 5.76 r_{\text{Cl}_2}$$

∴ الهيدروجين أسرع نفاذاً بمقدار 5.76 مرة من الكلور .

مسائل غير محلولة مع أجوبتها حول الغازات

1- عينة من غاز الأرجون حجمها 525 mL سخنت من الدرجة 21°C إلى الدرجة 85°C ، رافق ذلك تغير في حجمها إلى 585 mL وأصبح ضغطها torr 795 ماهي قيمة الضغط الأولي للعينة ؟ .
ج : 727.5 torr .

2) وعاء حجمه 1.0 liter مملوء بالهيدروجين درجة حرارته 20°C وضغطه 740 mmHg فرغ بواسطة مضخة حتى أصبح ضغطه 1.0×10^{-4} mmHg ، كم جزيئة فرغت من الوعاء ؟ .
ج : $\Delta n = 244.06 \cdot 10^{20}$ molecules .

3- أسطوانة مملوءة بالهيدروجين حجمها 855 mL وضغطها 115 atm ، ودرجة حرارتها 26°C . تستخدم لتغذية التفاعلات الكيميائية بالهيدروجين وقد وجد أن ضغط الهيدروجين في الأسطوانة انخفض إلى النصف بعد التفاعل مع العلم أن درجة حرارة الأسطوانة بقيت ثابتة ، كم مولاً سحب من الأسطوانة وكم جراماً بقي فيها ؟ .
ج : $m = 4$ gm ، $n = 2$ mol .

4- تتحول الأمونيا إلى كبريتات الأمونيوم وفقاً للتفاعل التالي :
$$2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

آ- ماهو حجم الأمونيا اللازم لإنتاج 225 kg من كبريتات الأمونيوم عند الشروط القياسية ؟ .

ب- كم مولاً من حمض الكبريتيك يلزم لإنتاج الكمية المطلوبة ؟ .
ج- إذا كان تركيز حمض الكبريتيك 6.0 gm/L فما هو حجم محلول حمض الكبريتيك اللازم بوحدة اللتر ؟ .

ج : أ) 76451.2 liter (ب) 1704.5 mole (ج) 284.08 liter

5- عينة من مادة غازية كتلتها 3.62 gm ، أعطت عند تفككها 2.172 gm من الأكسجين و 1.448 gm من الكبريت ، إذا علمت أن هذه العينة قد شغلت قبل تفككها حجماً قدره 1120 ml عند ضغط 750 torr ودرجة حرارة 25 °C

أ- ماهي النسبة المئوية لمكونات هذه المادة ؟ .

ب- ماهي الصيغة الأولية لهذه المادة ؟ .

ج- ماهي الصيغة الجزيئية لهذه المادة ؟ .

ج : (أ) 40 % S ، 60 % O₂ (ب) (SO₃)_n (ج) SO₃

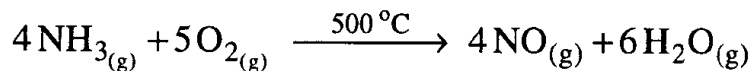
6- عُين معدل تدفق غاز مجهول (x) فوجد أنه يساوي 2.42 مرة أسرع من معدل تدفق غاز الأمونيا ، فماهي الكتلة المولية التقريبية للغاز المجهول ؟ .

ج : M_x = 2.9 gm/mol .

7- احسب الحد الأقصى لحجم ثنائي أكسيد الكربون عند درجة الحرارة 48 °C وضغط 200 KPa التي يمكن إنتاجها من تفاعل 500 cm³ من CO عند الضغط 205 KPa ودرجة حرارة 15 °C مع 500 cm³ من O₂ عند الضغط 210 KPa ودرجة حرارة 0 °C .

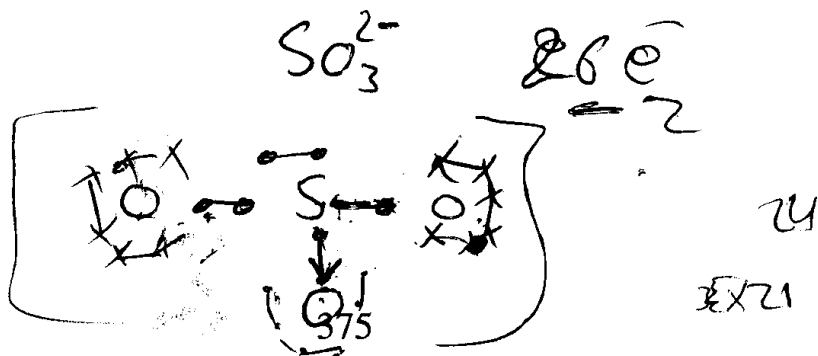
ج : V_{CO₂} = 571.22 cm³

8- من التفاعلات الهامة في إنتاج الأسمدة النيتروجينية أكسدة الأمونيا وفق التفاعل

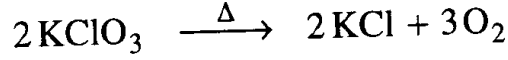


كم لتراً من O₂ مقاسه عند درجة حرارة 25 °C وضغط 90.7 KPa تلزم لإنتاج 100 liter من NO عند درجة الحرارة 500 °C والضغط 100.0 KPa

ج : V = 53.13 liter



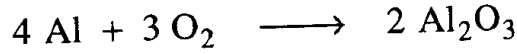
9- قام أحد الطلبة بتجميع 35.0 cm^3 من O_2 فوق الماء عند درجة حرارة 25°C وضغط إجمالي مقداره 99.3 KPa من تحلل (تفكك) عينة كتلتها 0.250 gm تحتوي على مزيج من $(\text{KClO}_3 + \text{KCl})$ و التفاعل الذي أنتج الأكسجين هو :



- آ- كم مولاً من O_2 تم جمعها ؟
 ب- كم جراماً من KClO_3 تحللت ؟
 ج- ما النسبة المئوية الوزنية لمادة KClO_3 ؟

ج : آ) $1.3565 \times 10^{-3} \text{ mol}$ ب) 0.1108 gm ج) 44.2%

10- ليكن التفاعل التالي :



- آ) ماهو وزن أكسيد الألمنيوم الناتج من تفاعل 1.0 mol من الألمنيوم ؟
 ب) كم متراً مكعباً من الأكسجين يلزم لتفاعل 1.0 mol من الألمنيوم عند شروط القياسية (STP) ؟
 ج) إذا تفاعل 10.0 kg من الألمنيوم مع 7.0 m^3 من الأكسجين عند الشروط القياسية (STP) ؟ فما هو وزن أكسيد الألمنيوم الممكن تكونه ، و ما مقدار كمية المادة الزائدة ؟

ج : آ) 51 gm ب) 0.0168 m^3 ج) $18.89 \text{ Kg} (\text{Al}_2\text{O}_3)$
 والزيادة هي $1.105 \text{ kg} (\text{O}_2)$.

11 - مزج خليط من غاز الهيدروجين مع الأكسجين بنسبة مولية $\frac{3}{4}$ فُجِّر في مسعر حراري مجهز بتماس كهربائي ، حجمه 125 mL والضغط الكلي للمزيج الغازي فيه قبل التفجير يساوي 2.13 atm عند الدرجة 25.0°C . بفرض أن تفاعل تكون الماء قد رافقه تفاعل أحد مكونات المزيج تماماً. عين المادة المحددة والزائدة وقيمة الزيادة بالمول والجرام .

ج :المادة المحددة الهيدروجين والمادة الزائدة الأكسجين
قيمة الزيادة بالمول $1.554 \times 10^{-3} \text{ mol}$ $49.73 \times 10^{-3} \text{ gm}$ بالجرام

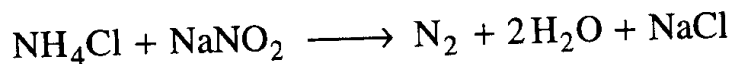
12- وعاء حجمه 2.0 liter يحتوي على غاز الهيدروجين ضغطه 3.0 atm ، أضيف إليه 300 mL من غاز النيتروجين ضغطه 28 Psi و (0.1 mol) من الأكسجين ، و (2.0 liter) من غاز SO_2 ضغطه 200 KPa . احسب الضغط الجزئي لكل غاز في المزيج ، و احسب الضغط الكلي (الغازات كلها مقاسة عند الدرجة 0°C)

ج : $P_{\text{H}_2} = 3.0 \text{ atm}$; $P_{\text{O}_2} = 1.12 \text{ atm}$; $P_{\text{SO}_2} = 1.974 \text{ atm}$
 $P_{\text{N}_2} = 0.2857 \text{ atm}$; $P_{\text{tot}} = 6.38 \text{ atm}$

13- بفرض أن 1.0 liter من الأكسجين الجاف قرقر خلال الماء وجمّع في قارورة مستلقاة فوق الماء عند نفس الضغط ودرجة الحرارة . هل حجم الغاز الناتج أكبر أم أصغر أم يساوي (1.0 liter) أشرح ذلك بوضوح ؟

ج : الحجم الناتج أكبر بسبب مرافقة بخار الماء للأكسجين .

14- عندما يسخن محلول نترات الصوديوم NaNO_2 مع كمية فائضة من كلوريد الأمونيوم ، يتم التفاعل التالي :



وجد أن حجم الغاز المنطلق يساوي 143 mL مقاساً فوق الماء عند الدرجة 22°C والضغط 740. mmHg . احسب وزن نترات الصوديوم في المحلول الأصلي؟

ج : $W_{\text{NaNO}_2} = 0.386\text{gm}$ (كتلة نترات الصوديوم) .

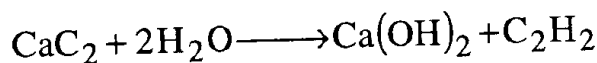
15- وجد أن غاز الهيليوم ينتشر (ينفذ) أسرع بمرتين من غاز x ، ما هو الوزن الجزيئي للغاز x ؟

ج : $M_x = 16\text{ gm/mol}$.

16- سرعة نفاذ الهيدروجين بالنسبة لغاز آخر ثنائي الذرة هي : $(1:\sqrt{19})$. ماهي الصيغة الكيميائية لهذا العنصر ؟

ج : الفلور F_2

17- إن إحدى طرق تكوين الإستيلين صناعياً الذي يعد مادة أساسية لتصنيع الأدوية والأصبغة والبلاستيك ، تتم بإضافة الماء إلى كربيد الكالسيوم وفق التفاعل :



أ) حدد بإختبار بسيط كفاءة العملية وذلك من أجل تحول 100 gm من CaC_2 إلى أستيلين وماهي الإنتاجية النظرية للإستيلين بوحدة المول وبوحدة اللتر عند (STP) ؟ .

ب) لتصنيع كمية من الأستيلين قدرها $(1.0 \times 10^6 \text{ liter})$ عند الشروط القياسية بالطريقة نفسها . ماهي كمية CaC_2 اللازمة لتصنيع الكمية المذكورة بوحدة المول وبوحدة الكيلو جرام ؟

$$\left. \begin{array}{l} 1.5625 \text{ mol} \\ 35.04 \text{ L} \end{array} \right\} \text{ at STP } \text{C}_2\text{H}_2 \text{ (أ : ج)}$$

(ب) CaC_2 44591.865 مول من CaC_2 ، 2853.88 kg من CaC_2

18- عينة من غاز مثالي كتلتها 1.62 gm تشغل حجماً قدره 941 ml عند ضغط

748 torr ودرجة حرارة 20°C . وجد بعد تفكك المادة أنها تحتوي على

(1.389 gm) من الكربون و (0.2314 gm) من الهيدروجين ؟ .

أ - ما هي النسبة المئوية لمكونات هذه المادة ؟

ب - حدد الصيغة الأولية لهذه المادة ؟

ج - حدد الصيغة الجزيئية لهذه المادة ؟

ج : (أ) ، 85.74 % C , 14.26 % H

(ب) $(\text{CH}_2)_n$.

(ج) $(\text{CH}_2)_3$.