الغازات

قوانين الغازات:

- **قانون بويل** ح x ض = ثابت عند ثبوت ت ، ن
- **قانون شارل** ح = ثابت x ت عند ثبوت ض ، ن
- **قانون الغازات العام** ض x ح = ن x ك x ت

$$PV=nRT$$

- **حجم المول الواحد من الغاز عند درجة صفر مئوية وضغط جوي واحد هو ٢٢ر٤ لتر**
- **فرضية افوجادرو : الحجوم المتساوية من الغازات إذا قيست عند نفس الضغط ودرجة الحرارة ، فإ ا تحوى على نفس العدد من الجزيئات .**

ح = ثابت x ن عند ثبوت ض ، ت

- **قانون دالتون للضغوط الجزئية : الضغط الكلي لخليط من غازات مختلفة يساوي مجموع الضغوط الجزئية لكل غاز .**

$$P_T=P_a+P_b+P_c+\ldots\ldots\ldots$$

والضغط الجزئي لاي غاز يساوي نسبة كمية ذلك الغاز إلى الكمية الكلية لخليط الغـازات مضروباً في الضغط الكلي:

$$P_a = P_T \times \frac{n_a}{n_T}$$

- **تعريف البارو ميتر والنانو ميتر.**

في الغازات نتعامل مع الوحدات التالية:

الحجم بالتر "L"

الضغط بالضغط الجوي atmospheric pressure (atm.)

1 atm. = 760 torr=760 ml Hg

درجة الحرارة بالكالفن "K"

$$T_K = 273.15 + T^{o}_{C}$$

كمية الغاز بالمول

واخيراً ثابت الغاز ك (R)

$$0.0821 \quad \frac{L \cdot atm}{Mol\ K}$$

مثال (١):

ما حجم ١٤ جم من النيتروجين (N_2) إذا كان الضغط ١ ضغط جوي ودرجة الحرارة صفراً مئوياً . (ثابت الغاز = ٠ر٠٨٢ لتر x ضغط جوي / درجة مطلقة x مول)؟

الجواب:

بما أن الغاز موجود عند درجة صفر مئوي وضغط جوي واحد فإن حجم واحد مول منه هو ٤ر٢٢ لتر ،

$$14g\ N_2 \quad X \quad \frac{1\ mol\ N_2}{28\ g\ N_2} \quad = \quad 0.5\ mol\ N_2$$

- **١ مول من الغاز يعطي ٤ر٢٢ لتراً من الغاز .**
- **٠ر٥٠ مول من الغاز يعطي ٢ر١١ لتراً .**

مثال (٢):

كم جراما من ثاني أكسيد الكربون (CO_2) موجودة في ١ر٤ لتر عند درجة حرارة ٢٧°م وضغط مقدار ٣ ضغط جوي ؟

الوزن الجزئي لثاني أكسيد الكربون (CO_2) = ٠ر٤٤ جم / مول .

الجواب:

قانون الغازات العام هو ض x ح = ن x ك x ت

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{3\ atm. \times 4.1\ L}{0.0821\ L.atm\ mol^{-1}\ K^{-1} \times 300\ K} = 0.50\ mol$$

$$.50\ mol\ CO_2 \quad X \quad \frac{44\ g\ CO_2}{1 mol\ CO_2} = 22\ g\ CO_2$$

مثال (٣):

ما ضغط خليط مكون من ١ر٢٥ مول من غاز النيتروجين و ٦٥ر٠ مول من غاز الاكسجين و ١٠ر٠ مول من غاز ثاني أكسيد الكربون موضوعة في وعاء حجمه ٣٠ لتراً في درجة حرارة ٢٧° م٠ ثابت الغاز = ٠٨٢ر٠ لتر x ضغط جوي / درجة مطلقة x مول.

الجواب:

ن = مجموع مولات الغازات = ١ر٢٥+٦٥ر٠+١٠ر٠=٠٠ر٢ مول

قانون الغازات العام هو ض x ح = ن x ك x ت

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{2.00\ mol \times 0.0821\ L.atm\ mol^{-1}\ K^{-1} \times 300\ K}{30\ L} = 1.64\ atm.$$

مثال (٤):

عينة من غاز له ضغط ٦٢٥ ملليتر Hg في حاوية حجمها ٣٠٠ مل عند درجة حرارة ٢٥° م . ما هو الضغط النهائي للغاز عند نقله إلى حاوية حجمها ٥٠٠ مل عند درجة حرارة ٥٠° م.

الجواب :

$$PV = n\,RT$$

$$P_i\,V_i = N\,RT_i$$

$$P_f\,V_f = NRT_f$$

$$P_f = P_i \times \frac{V_i}{V_f} \times \frac{T_f}{T_i}$$

$$P_f = 625\ mm\ Hg \times \frac{300ml}{500ml} \times \frac{323\ K}{298\ K} = 406\ mm\ Hg$$

مثال (٥):

ما هو حجم عينة غاز الاكسجين لها وزن ٢٥٫٠ جم عند درجة حرارة ٢٠° م وعند ضغط يساوي ٠٫٨٨٠ ضغط جوي؟

الجواب :

$$25.0g\ O_2 \times \frac{1\ mol\ O_2}{32.0\ g\ O_2} = 0.781\ mol\ O_2$$

$$T = 20 + 273 = 293\ K$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.781\ mol \times 0.0821\ L.atm\ mol^{-1}\ K^{-1} \times 293\ K}{0.880\ atm} = 21.3\ L$$

مثال (٦):

قام طالب بجمع عينة من الغاز عند درجة حرارة ٢٥° م فجمعها في حاوية حجمها ٢٥٠ مللتر ووجد أن ضغط الغاز هو ٥٥٠ تور (torr) . وقد كان وزن عينة الغاز تساوي ١١٨ر٠ جم . من هذه المعلومات ماهو الوزن الجزئي لهذا الغاز ؟

الجواب:

$$PV = n\,RT$$

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

$$P = 550\ \text{torr} \times \frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{torr}} = 0.724\ \text{atm}$$

$$V = 0.250\ \text{L}$$

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

$$n = \frac{0.724\ \text{atm} \times 0.250\ \text{L}}{0.0821\ \text{L. atm mol}^{-1}\ \text{K}^{-1} \times 298\ \text{K}} = 0.00740\ \text{mol}$$

$$\frac{0.118\ \text{of sample}}{0.00740\ \text{mol sample}} = 15.9\ \text{g/ mol} \leftarrow \text{الوزن الجزئي}$$

مثال (٧):

غاز كثافته ١ر٣٧ جم / لتر عند درجة ٢٥° م وضغط ٧٦٠ تور . ما هو الوزن الجزئي لهذا الغاز ؟ إذا علمت أن الغاز يحتوي على ٨ر٧٩% كربون و٢ر٢٠% هيدروجين . فما هو رمز هذا الغاز؟

الجواب:

افترض أن لدينا واحد لتر من الغاز

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1\ \text{atm} \times 1\ \text{L}}{0.0821\ \text{L. atm mol}^{-1}\ \text{K}^{-1} \times 298\ \text{K}} = 0.0409$$

$$\frac{1.34\ \text{g}}{0.0409\ \text{mol}} = 32.8\ \text{g/ mol} \leftarrow \text{الوزن الجزئي للغاز هو}$$

$$n\ \text{Carbon} = \frac{79.8}{12.01} = 6.64$$

$$\text{n hydrogen} = \frac{20.2}{1.01} = 20$$

$$\text{Imperical Formula} = C6.64H20 = \frac{C\ 6.64}{6.64} \quad \frac{H20}{6.64} = CH_3$$

اذاً حيث أن الوزن الجزئي هو ٣٢ر٨ جم / مول

وحيث أن (Imperical Formula) CH_3

اذاً المركب هو C_2H_6 وهو الايثان .

مثال (٨):

كم يلزم من الأكسجين O_2 عند (STP) للتفاعل بالكامل مع غاز البيوتان (C_4H_{10}) له حجم ٥٠ر٤ لتر عند نفس الظروف (STP) حسب المعادلة.

$$2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \longrightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$$

حيث أن هناك نفس الظروف اذاً تستطيع التعامل مع حجوم الغازات حسب قانون افو جادرو

$$4.50\ L\ C_4H_{10} \quad X \quad \frac{13\ L\ O_2}{2\ L\ C_4H_{10}} = 29.3\ L\ O_2$$

ويمكن أن يحول كل شيء إلى المول:

$$4.50\ L\ C_4H_{10} \quad X \quad \frac{1\ mol\ C_4H_{10}}{22.4\ L\ C_4H_{10}} = 0.201\ mol\ C_4H_{10}$$

$$0.201\ mol\ C_4H_{10} \quad X \quad \frac{13\ mol\ O_2}{2mol\ C_4H_{10}} = 1.31\ mol\ O_2$$

$$1.31\ mol\ O_2 \quad X \quad \frac{22.4\ L}{1mole\ O_2} = 29.3\ L\ O_2$$

مثال (٩):

عند خلط ٢٠٠ مللتر من غاز النيتروجين عند ضغط ٢٥٠ تور ، مع ٣٥٠ مللتر من غاز الأكسجين عند ضغط ٣٠٠ تور، ثم عدل الحجم النهائي للخليط ليصبح ٣٠٠ مللتر ، فما هو الضغط النهائي للخليط؟

الجواب:

لغاز النيتروجين:

$P_i = 250\ torr$ $P_f = ?$

$V_i = 200ml$ $V_f = 300ml$

$$P_f = 250\ torr \times \frac{200ml}{300ml} = 167\ torr$$

لغاز الأكسجين:

$P_i = 300torr$ $P_f = ?$

$V_i = 350ml$ $V_f = 300ml$

$$P_f = 300\ torr \times \frac{350ml}{300ml} = 350\ torr$$

إذن يصبح ضغط الخليط حسب قانون دالتون

$$P_{mix} = P_a + P_a = 167\ torr + 350\ torr = 517\ torr$$

$$P_{mix} = P_a + P_a = 167\ torr + 350\ torr = 517\ torr$$

جمع الغاز فوق الماء

مثال (١٠):

قام طالب بجمع غاز الأكسجين فوق الماء عند درجة ٢٥° م ، اذا كان الحجم الكلي للغاز هو ٢٤٥ مللتر ، وكان الضغط يساوي الضغط الخارجي الذي كان ٧٥٨ تور ، فما هو ضغط غاز الأكسجين ، وما هو حجم الأكسجين الذي تم جمعه عند (STP) .

الجواب:

$P_{H2O} = 23.8$ torr (من الجدول)

$$P_T = P_{O_2} + P_{H_2O} \longrightarrow P_{O_2} = 758\text{torr} - 23.8\text{torr} = 734\text{torr}$$

	i	f	
V	245ml	?	
P	734torr	760torr	(STP)
T	298K	273	

$$P_i V_i = nRT_i \quad \text{and} \quad P_f V_f = nRT_f$$

$$V_f = V_i \times \frac{P_i}{P_f} \times \frac{T_f}{T_i}$$

$$= 245\text{ ml} \times \frac{734\text{torr}}{760\text{torr}} \times \frac{273\text{K}}{298\text{K}} = 217\text{ml at STP}$$

سرعة تسرب الغاز

قانون جراهام:

$$\text{rate Of effusion} = \sqrt{\frac{1}{d}}$$

ويمكن أن يعم أكثر ليصبح

$$\frac{\text{rate Of effusion (A)}}{\text{rate Of effusion (B)}} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

مثال (١١):

ما هو نسبه سرعة تسرب غاز الاسونيا إلى غاز ثاني أكسيد الكربون؟

الجواب:

غاز الاسونيا = NH_3 ووزنه الجزئي هو ١٧

غاز ثاني أكسيد الكربون = CO_2 ووزنه الجزئي هو ٤٤

$$\frac{\text{rate Of effusion } NH_3}{\text{rate Of effusion } CO_2} = \sqrt{\frac{M_{CO2}}{M_{NH3}}} = \sqrt{\frac{44}{17}} = 1.6$$

قانون الحركية الجزئية (Kinetic Molecular theory)

- تنوع السرعة الجزئية.
- تنوع السرعة الجزئية ودرجة الحرارة (صورة ص ٣٥٤،٣٥٥)
- علاقة الطاقة الحركية للغاز ودرجة الحرارة

عند نفس درجة الحرارة تكون الطاقة الحركية للغازات المختلفة متساوية

عند نفس درجة الحرارة

$$KE_A = KE_B$$

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

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

$$\frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{m_B}{m_A}}$$

$$\frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

M m

$$\frac{\text{rate Of effusion (A)}}{\text{rate Of effusion (B)}} = \frac{V_A}{V_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

مثال (١٢):

أن سرعة التسرب ما وجد أ ا ٢٫٩٢ أسرع من التي لغاز الامونيا؟ ماهو الوزن الجزئي التقريبي لذلك الغاز ؟ وما هو الغاز؟

الجواب:

الوزن الجزئي للأمونيا = ١٧

الوزن الجزئي للغاز = ؟

$$\frac{\text{rate Of effusion } NH_3}{\text{rate Of effusion Unk}} = \sqrt{\frac{M_{unk}}{M_{NH3}}}$$

$$\frac{\left[\frac{1}{2.92}\right]^2}{} = \frac{M_{unk}}{M_{NH3}}$$

$$M_{unk} = 1.99$$

أي حوالي ٢

إذن هو غاز الهيدروجين H_2

الغاز الحقيقي (Real Gases)

أن جميع القوانين السابقة تنطبق على ما يسمى الغاز المثالي (ideal gas) ولكن يشترط للغاز أن يكون غازاً مثالياً أن يكون تحت ضغط منخفض ودرجة حرارة مرتفعة (مقارنة بدرجة غليانه) أما عندما تنخفض درجة الحرارة أو يرتفع الضغط عند هذا يسمى بالغاز الحقيقي Real Gases وينطبق علية قانون يسمى قانون فان در وول Van der Waals وفيه تعديل لقانون الغاز المثالي حتى يتناسب مع الوضع الذي فيه الغاز الحقيقي ، وينطبق علية القانون

$$P + \frac{N^2\ 9}{V^2} \qquad V - nb = nRT$$

حيث (a) و (b) هما ثابتان خاصان لكل غاز على حدة