

الغازات Gases

الحالة الغازية :

توجد المادة بثلاث حالات فيزيائية وهي الحالة الصلبة والحالة السائلة والحالة الغازية وتمتاز الحالة الغازية للمادة بتباعد المسافات البينية بين جزيئات المادة .

الخصائص الفيزيائية للغازات :

1. قابلية التمدد والحركة البراونية :

ياخذ الغاز دائماً شكل وحجم الاناء الذي يحتويه أي ان الغاز يوزع نفسه بشكل متجانس مع جميع الوعاء حجم الوعاء ، فعند وضع مقدار من غاز البروم (Br_2) في طرف انبوبة مفرغة فان اللون البني للبروم سينتشر في كل اجزاء الانبوب ولكي ينتقل الغاز من مكان لآخر يجب ان يتحرك وعليه يمكن القول ان الغاز مكون من جزيئات في حالة حركة مستمرة .

عند قيامنا بادخال كمية من الدخان في قنينة تحتوي على غاز النتروجين وفحصنا محتويات القنينة بمجهر نلاحظ ان دقائق الدخان تتحرك حركة عشوائية في جميع الاتجاهات تعرف هذه الحركة بالحركة البراونية نسبة الى مكتشفها العالم براون (Brown) وهذا يعني ان الغاز يتكون من جزيئات في حالة حركة عشوائية مستمرة .

طاقة جزيئات الغاز :

بما ان جزيئات الغاز تمتلك كتلة معينة وانها في حركة مستمرة لذلك فانها تمتلك طاقة حركية ناتجة من حركة الجزيئات وتسمى (Kinetic energy)

$$KE = \frac{1}{2} m v^2$$

حيث ان

KE : هي الطاقة الحركية للجزيئة

m : كتلة الجزيئة

v : سرعة الجزيئة

ان هذه الطاقة الحركية هي التي تجعل جزيئات الغاز تصطدم بدقائق الدخان في المثال الوارد في الفقرة السابقة ، وفي الحركة البراونية تستمر حركة الدقائق بدرجات حرارة معينة بسرعة ثابتة ، هذا يعني ان جميع جزيئات الغاز تمتلك نفس الطاقة الحركية بدرجة حرارة معينة .

ان حجم صغير جداً من الغاز فيه اعداد هائلة جداً من جزيئات الغاز وبفعل الحركة العشوائية لها تصطدم الواحدة بالآخرى ويحددان الوعاء الحاوي لها .

وبما ان معدل الطاقة الحركية ثابت في درجة حرارة معينة لا يحدث تغير في الطاقة نتيجة هذه الاصطدامات لان مقدار الطاقة الذي تربه جزيئة واحدة من الغاز يساوي تماماً مقدار الطاقة التي تخسرها جزيئة اخرى لذلك فان لجزيئات الغاز مرونة تامة في التصادم حيث ان الزخم لا يتغير قبل وبعد التصادم .

القوة والضغط :

نحن نحتاج الى قوة لتحريك جسم او ايقاف حركة جسم او ايقاف جسم متحرك ان وحدة القوة في النظام المتري هي الداين (هو القوة اللازمة لزيادة سرعة غرام واحد من مادة بمقدار سنتيمتر واحد في الثانية الواحدة) $\left(\frac{\text{غم}}{\text{سك. ثا}} \right)$

اما الضغط فهو القوة المسلطة على وحدة المساحة وهو الصفة التي تعيق الاتجاه الذي تحاول المادة ان تتحرك فيه المادة حيث تكون الحركة دائماً من نقطة ذات ضغط عالي الى نقطة اخرى ذات ضغط واطئ .

المعادلة العامة للغازات :

ان هناك ثلاث عوامل اساسية تتحكم بسلوك أي غاز وهي :

1. حجم الغاز (volume) ورمزه (V)

2. درجة الحرارة (Temperature) ورمزها (T)

3. ضغط الغاز (Pressure) ورمزه (P)

لغرض توضيح سلوك الغاز تحت تاثير هذه العوامل الثلاثة يتم تثبيت احد العوامل ودراسة العاملان الاخران

1. ثبوت درجة الحرارة (T) وتغير الضغط والحجم

لنفرض ان لدينا كتلة معينة من غاز وقمنا بتثبيت درجة الحرارة لهل مع تغير الضغط المسلط عليها نجد ان الحجم يتناسب عكسياً مع الضغط المسلط عليها وهذا هو قانون بويل (Boyle) والذي نصه بثبوت درجة الحرارة يتناسب حجم كتلة معينة من غاز تناسباً عكسياً مع الضغط المسلط عليها ،

يمكن التعبير عن قانون بويل رياضياً كما يلي :

$$V \propto \frac{1}{P} \Rightarrow V \propto \frac{K}{P} \Rightarrow PV = K$$

$$\therefore P_1 V_1 = P_2 V_2 = P_3 V_3 = K$$

2. قانون شارل :

عند قيامنا بتثبيت الضغط وتغيير درجة الحرارة نجد ان حجم الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة وهذا هو نص قانون شارل والذي نصه بثبوت الضغط يتناسب حجم كتلة معينة من غاز طردياً مع درجة الحرارة

$$V \propto T \Rightarrow V = KT \Rightarrow \frac{V}{T} = K$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} = K$$

وعند دمج قانون بويل مع قانون شارل بعلاقة رياضية واحدة نحصل على تعبير عام يوضح العلاقة بين (T،V،P) للغاز ويسمى المعادلة العامة للغاز

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

$$V \propto T$$

$$\therefore V \propto \frac{T}{P} \Rightarrow V = \frac{KT}{P} \Rightarrow PV = KT$$

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

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{المعادلة العامة للغازات}$$

قانون شارل ونجي لوساك :

عند تسخين غاز تحت ضغط ثابت فانه يتمدد وعند تبريد الغاز يتقلص حجمه ، ويمكن ايجاد العلاقة بين حجم الغاز ودرجة حرارته كما يلي :

لنفرض ان لدينا كتلة من غاز الهيليوم (He) بدرجة الصفر المئوي تشغل حجم مقداره 3+2 سم³ وتحت ضغط مقداره (760) ملم زئبق اذا خفضنا درجة حرارة الغاز من الصفر المئوي الى (-1 C°) فان حجم الغاز سيصبح 272 سم³ واذا خفضت درجة الحرارة الى (-2 C°) يصبح الحجم (271) سم³ ، هذا يعني ان تغيير درجة

حرارة مئوية واحدة يؤدي إلى تغير حجم الغاز بمقدار (1) سم³ أي ان تغيير $(\frac{1}{273})$ من الحجم الاصلي للغاز وعند الاستمرار في خفض درجة الحرارة بنفس النسبة فانه من المتوقع ان يصبح حجم الغاز صفر بدرجة حرارة $(-273C^{\circ})$ وهذا هو الصفر المطلق وهي $(-273.15 C^{\circ})$

ولغرض الاخذ بدرجة الصفر المطلق تم ابتكار مقياس جديد لدرجات الحرارة سمي مقياس كلفن (K°) وهو

$$\text{مقياس كلفن} = \text{مئوي} + 273.15$$

$$K^{\circ} = t + 273.15$$

ويستنتج من هذا بان حجم كتلة معينة من غاز يتناسب طردياً مع درجة حرارته المطلقة بثبوت الضغط وهذا هو قانون شارل

V_1 هو حجم الغاز بدرجة حرارة T_1

V_2 هو حجم الغاز بدرجة حرارة T_2

$$V \propto T$$

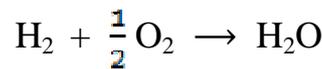
$$V = KT \Rightarrow \frac{V}{T} = K$$

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

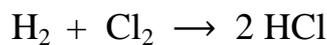
$$\therefore V_2 = V_1 * \frac{T_2}{T_1}$$

قانون غي لوساك وفرضية أفوكادرو :

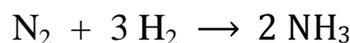
لاحظ العالم غي لوساك سنة 1805 وجود علاقة عددية بسيطة بين حجوم الغازات المتفاعلة اذا قيست تحت ظروف متماثلة مثلاً يتحد الهيدروجين مع الاوكسجين بنسبة حجمية $(1/2)$



حجم 1/2 حجم حجم



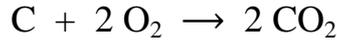
حجم 1 حجم 1 حجم 2



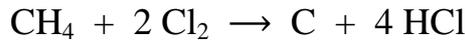
حجم2 حجم3 حجم1

من هذه النتائج العملية يمكن صياغة قانوني غي لوساك كما يلي ((في أي تفاعل كيميائي تشترك فيه الغازات توجد نسبة عددية بسيطة بين حجوم الغازات المتفاعلة وحجوم الغازات الناتجة من التفاعل بشرط ان تقاس الحجوم بنفس الضغوط ودرجات الحرارة)) .

وهذا القانون ينطبق على تفاعلات المواد الغازية فقط ولا ينطبق على المواد السائلة والصلبة كما في ما يلي :



حجم2 حجم2 صلب



حجم4 صلب حجم2 حجم1

لقد نشر غي لوساك نتائج قانونه في الوقت الذي وضع فيه دالتون نظريته الذرية التي تضمنت الفرضيتين التاليتين
أ - ان الاتحاد بين العناصر لتكوين مركبات يتم باتحاد ذراتها .

ب - يتم اتحاد ذرات العناصر لتكوين المركبات بنسب عددية بسيطة .

وانسجاماً منة نظرية دالتون الذرية وضع افوكادرو فرضيته لتفسير قانون الحجوم الغازية لغي لوساك وفيه علل سبب تفاعل الغازات بنسب حجمية بسيطة الى (ان الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي نفس العدد من الجزيئات) .

المعادلة العامة للغازات وثابت الغاز (R) :

يمكن ربط تفسير كل من ضغط وحجم ودرجة حرارة كتلة معينة من غاز بعلاقة واحدة

$$\frac{P V}{T} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

ولما كان المول الواحد من أي غاز يشغل حجم مقداره 22.414 لتر بدرجة حرارة 273 كلفن وضغط جوي واحد لذلك يستعاض عن المقدار $\frac{P_1 V_1}{T_1}$ بثابت عام هو ثابت الغاز (R)

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = R = \frac{760 \cdot 22.414}{273 \cdot 1} = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\frac{P V}{T} = R \rightarrow P V = R T \text{ (لمول واحد)}$$

عدد n من المولات [P V = n R T] ∴

من المعادلة العامة للغازات يمكن حساب P ، V ، T ، n ، والكثافة (d) حيث ان

$$\frac{W}{M} = \frac{\text{الوزن بالغرامات}}{\text{الوزن الجزيئي}} = n$$

$$\frac{W}{M} = \text{الكثافة}$$

$$PV = n RT$$

$$PV = \frac{W}{M} RT$$

$$P = \frac{W}{V} \frac{RT}{M} \rightarrow P = \frac{d RT}{M} \Rightarrow PM = d RT$$