

1. تذكير

للمرور إلى السلم العادي (الماكروسكوبي) وتيسير التعامل مع العدد الكبير من الدقائق المجهرية المكونة للمادة، اختار الكيميائيون عينة مكونة من عدد معين (لا يتغير) من الدقائق اطلقوا عليه اسم **المول**.

تعريف المول :

المول هو كمية المادة لمجموعة تحتوي على عدد من المكونات الأساسية (دقائق : قد تكون ذرات، جزيئات، إلكترونات ...) عدد ها يساوي عدد الذرات الموجودة في $0,012 \text{ kg}$ من الكربون $^{12}_6\text{C}$ وهو يساوي $6,02 \cdot 10^{23}$ ذرة. ويطلق على هذا العدد اسم عدد أفوكادرو رمزه هو N_A .

بالنسبة لعينة من مادة ما، تحتوي على عدد N من المكونات الأساسية، تكون كمية المادة لهذه العينة هي n ، حيث :

$$N = n \times N_A$$

N : عدد المكونات الأساسية (بدون وحدة)

n : كمية المادة مقدار فيزيائي وحدتها في النظام العالمي للوحدات هي المول mol .

N_A : ثابتة أفوكادرو وحدتها mol^{-1}

♦ حساب قيمة ثابتة أفوكادرو :

إن عدد أفوكادرو، يساوي عدد ذرات الكربون الموجودة في $0,012 \text{ kg}$ من الكربون $^{12}_6\text{C}$.
كتلة ذرة واحدة من الكربون هي $1,9926 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

ذرة واحدة من الكربون $\rightarrow 1,9926 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

$N_A \rightarrow 0,012 \text{ kg}$

$$N_A = \frac{0,012}{2 \cdot 10^{-26}} = 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

نستعمل غالبا القيمة :

2. كمية المادة بالنسبة للأجسام الصلبة والسائلة

2.1. الكتلة المولية (تذكير) :

الكتلة المولية الذرية لعنصر كيميائي، هي كتلة مول واحد من ذرات هذا العنصر في حالته الطبيعية.

نرمز لها بـ M و وحدتها العملية هي $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ أو $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

مثال : الكتلة المولية الجزيئية :

تساوي الكتلة المولية الجزيئية لمادة كيميائية مجموع الكتل المولية الذرية للذرات المكونة لها.

نعتبر الحالة العامة لجزيئة $A_x B_y$:

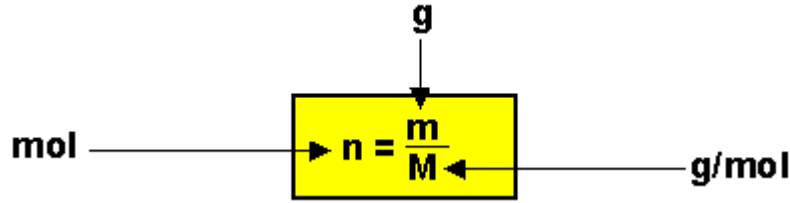
نحسب الكتلة المولية لهذه الجزيئة كالتالي :

$$M(A_x B_y) = x \times M(A) + y \times M(B)$$

2.2. تحديد كمية مادة عينة انطلاقا من كتلتها :

لنبحث عن عدد المكونات الأساسية N في عينة كتلتها m ، من جسم كتلته المولية M .

$$\begin{aligned} M &\rightarrow N_A \\ m &\rightarrow N = n \times N_A \\ &\Rightarrow m = n \times M \end{aligned}$$



تطبيق 1 : أحسب كمية المادة لمادة الحديد الموجودة في قطعة من الحديد كتلتها $m = 560 \text{ g}$.

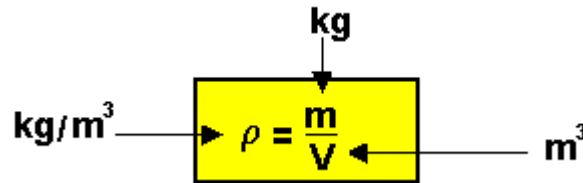
نعطي الكتلة المولية لذرة الحديد $M({}^{56}_{26}\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$.

تطبيق 2 : أحسب كمية المادة لأوكسيد الألومنيوم الموجودة في 15 g من هذا الجسم.

نعطي : $M({}^{27}_{13}\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$, $M({}^{16}_8\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.

2.3. تحديد كمية مادة عينة انطلاقا من حجمها :

أ - الكتلة الحجمية والكثافة (تذكير) :



كثافة جسم ما ذي كتلة حجمية ρ بالنسبة لجسم مرجعي ذي كتلة حجمية ρ_0 هي :

$$d = \frac{\rho}{\rho_0}$$

بدون وحدة

بالنسبة للأجسام الصلبة والسائلة يتم اختيار الماء كجسم مرجعي :

$$\rho_{\text{ماء}} = \rho_0 = 1 \text{ kg/m}^3 = 1 \text{ g/cm}^3$$

ب - علاقة كمية المادة بالحجم :

كمية المادة n الموجودة في عينة ما من مادة X ، وذات حجم V وكتلة مولية $M(X)$ وكتلة حجمية ρ ،

تحدها العلاقة التالية :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M}$$

2.4. كمية المادة بالنسبة للأجسام الغازية :

الحجم المولي (تذكير)

أ - تعريف :

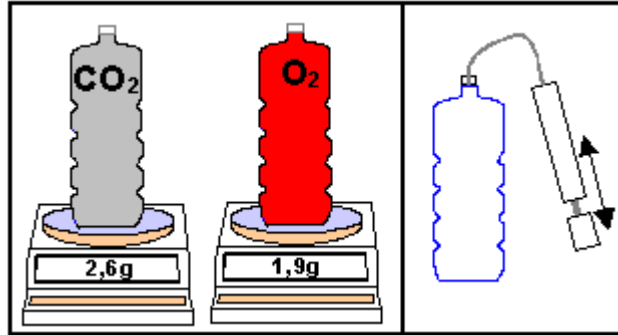
الحجم المولي لغاز هو الحجم الذي تشغله كمية مادة تساوي مولا واحدا من جزيئات هذا الغاز.

ب - قانون أفوكادرو أمبير :

في نفس الشروط لدرجة الحرارة و الضغط ، تحتوي حجوم متساوية لغازات مختلفة على نفس كمية المادة (العدد نفسه من مولات الجزيئات)

مثال :

نزن كل من الفارورتين ونستنتج كتلة الغاز الذي يحتوي عليه كل منهما :



حساب كمية مادة ثنائي أكسيد الكربون :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{2,6}{44} = 0,06 \text{ mol}$$

حساب كمية مادة ثنائي الأوكسجين :

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{1,9}{32} = 0,06 \text{ mol}$$

لكي يتسنى لنا مقارنة مختلف الغازات ، يجب اختيار الشروط التجريبية نفسها ، والتي تكون سهلة التحقيق.

ج - الحجم المولي :

إن مول واحد من غاز X كيفما كان نوعه يشغل حجما V_m يسمى الحجم المولي للغازات. قيمة الحجم المولي V_m تتعلق بدرجة الحرارة T و الضغط P.

في الشروط النظامية لدرجة الحرارة والضغط هي :

$$* \text{ الضغط النظامي : } P_0 = 1,03 \cdot 10^5 \text{ Pa} \approx 1 \text{ bar}$$

$$* \text{ درجة الحرارة النظامية : } \theta_0 = 0^\circ\text{C}$$

$$V_m = V_0 = 22,4 \text{ l mol}^{-1}$$

$$.V_0 = V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} : \text{ الحجم المولي النظامي}$$

- علاقة كمية مادة غاز بحجم العينة والحجم المولي :

كمية مادة الغاز X الموجودة في عينة ما ذات حجم V وفي شروط معينة لدرجة الحرارة والضغط تحددها العلاقة

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

مثال 1 : أحسب كمية المادة لغاز كلورور الهيدروجين HCl الموجودة في حجم يساوي 5L من هذا الغاز في

الشروط النظامية لدرجة الحرارة $T = 0^\circ\text{C}$ و الضغط $P = 1 \text{ atm}$.

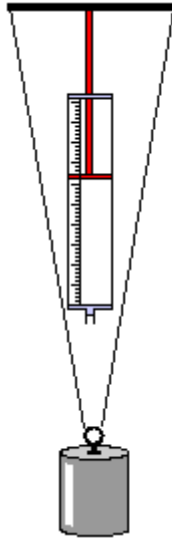
مثال 2 : أحسب كمية المادة لغاز الأمونياك NH_3 الموجودة في 200 cm^3 من هذا الغاز في الشروط النظامية

لدرجة الحرارة $T = 0^\circ\text{C}$ و الضغط $P = 1 \text{ atm}$.

3. معادلة الحالة للغازات الكاملة

3.1. قانون بويل ماريوط

ننجز التجربة الممثلة في الشكل أسفله :



						الكتلة m (Kg)
						حجم الغاز V (mL)
						$m \times V$

ملاحظات :

* عندما تزداد الكتلة (يزداد الضغط) ويتقلص حجم الغاز.

* تتناسب الكتلة (ضغط الغاز) عكسيا مع حجم الغاز.

ملحوظة :

طبيعة الغاز لا تؤثر على العلاقة بين الضغط والحجم.

3.2. نص قانون بويل - ماريوط :

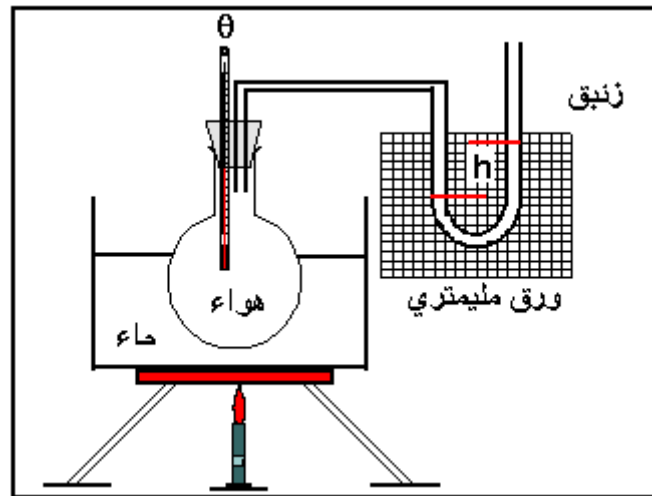
عند درجة حرارة ثابتة، جداء قيم الضغط P والحجم V لنفس كمية مادة غاز يبقى ثابتا.

$$P \times V = Cste$$

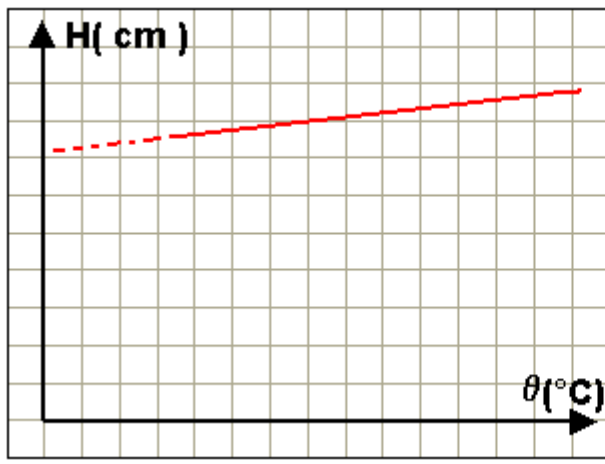
4. دراسة تغير ثابت الحجم والضغط لغاز مع درجة الحرارة

Etude de la variation isochore de la pression d'un gaz avec la température

4.1. الدراسة التجريبية



$$P = \mu g (h + H_a) = \mu g H$$



$\theta (^\circ C)$	$h (cm)$	$H (cm)$
18	0	75,7
40	6,7	82,4
50	9,4	85,1
60	11,9	87,6
70	14,4	90,1
80	16,9	92,6

◊ بمد الخط المبياني على استقامته حتى يتقاطع مع المحور الأفقي (أي محور درجة الحرارة المئوية) ، نجد أن ضغط الغاز منعدما عند درجة الحرارة $-273^\circ C$ وتسمى درجة الحرارة $-273^\circ C$ بالصفر المطلق zéro absolu. (تؤدي قياسات أكثر دقة إلى القيمة $\theta = -273,15^\circ C$).

◊ بإزاحة نقطة الأصل في التدرج الحراري إلى $-273^\circ C$ ، نحصل على ما يسمى التدرج المطلق حيث نعوض محور درجات الحرارة المئوية $\theta^\circ C$ بمحور درجات الحرارة المطلقة T المعبر عنها بالوحدة K (كلفين Kelvin).

2.4. درجة الحرارة المطلقة :

العلاقة التي تجمع درجة الحرارة المطلقة T وحدتها (K) ودرجة الحرارة المئوية سيلسيوس θ هي :

$$T (K) = \theta ^\circ C + 273,15$$

5. معادلة الحالة للغازات الكاملة équation d'etat des gaz parfaits :

◊ نقول إن غاز كامل إذا كانت التأثيرات البينية لجزيئاته جد ضعيفة.

◊ يمكن اعتبار كل غاز يوجد تحت ضغط ضعيف، غازا كاملا.

كيفما كانت تسلسلات التحولات التي تطرأ على كمية معينة من غاز كامل فإن الكمية $\frac{PV}{nT}$ تبقى ثابتة.

نرمز لهذه الثابتة بـ R وتصيح العلاقة هي :

$$PV = nRT \text{ او } \frac{PV}{nT} = R$$

تسمى هذه المعادلة، معادلة الحالة للغازات الكاملة حيث تسمى R ثابتة الغازات الكاملة.

◊ تحديد قيمة R :

إذا اعتبرنا مولا واحدا من غاز في الشروط النظامية (أي تحت ضغط $P_0 = 1 \text{ atm}$ ودرجة حرارة $T_0 = 273,15 \text{ K}$ فإنه يشغل الحجم المولي النظامي $V_0 = 22,4 \text{ mol L}^{-1}$.

$$R = \frac{P_0 V_0}{n T_0} = \frac{1 \times 22,4}{1 \times 273,15} = 0,082 \text{ L.atm.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

في النظام العالمي للوحدات فإن :

P : الضغط وحدته الباسكال Pa ، V : الحجم وحدته المتر مكعب m^3 .

T : درجة الحرارة وحدتها الكلفين K ، n : كمية المادة وحدتها المول mol .

فإن قيمة R هي :

$$P = 1 \text{ atm} = 1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa} ; V_m = 22,4 \text{ L} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 ; n = 1 \text{ mol} ; T = 273,15 \text{ K}$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1,01 \cdot 10^5 \times 22,4 \cdot 10^{-3}}{1 \times 273,15} = 8,314 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,314 \text{ S.I}$$

6. دراسة مختلف التحولات

6.1. تغير ثابت الحجم *isochore* : قانون شارل :

عند حجم ثابت ، يتناسب ضغط كمية معينة من غاز اطرادا مع درجة الحرارة المطلقة :

$$\frac{P}{T} = \text{cste}$$

6.2. تغير ثابت لدرجة الحرارة *isotherme* قانون بويل ماريوط :

بالنسبة لغاز كامل يشغل حجما V تحت ضغط p ، يكون الجداء PV ثابتا عند درجة حرارة ثابتة.

$$PV = \text{cste}$$

6.3. تغير ثابت للضغط *isobare* قانون غاي لوساك :

عند ضغط ثابت ، يتناسب حجم كمية معينة من غاز اطرادا مع درجة الحرارة المطلقة :

$$\frac{V}{T} = \text{cste}$$