

Physical Chemistry

MSC. Raghidah Esmacel AL-Ani

Names and Symbols of SI base units

Physical Quantity	Name of SI-Unit	Symbol for SI-Unit
Length	meter	m
Mass	Kilogram	kg
Time	Second	s
Electric Current	Ampere	A
Thermodynamic Temperature	Kelvin	K
amount of Substance	mole	mol

Conversion Factors

SI Unit	Conversion Factor
10^{-6} m	1 μ m
10^3 m ³	1 m ³
101.325 N m^{-2} Pascal	1 Pa
10^{-7} J	1 μ J
4.1840 J	1 cal
0.16022×10^{-18} J	1 eV

Basic Mathematics:-

Natural logarithm function and exponential function

We have $\log_{10} y = x \implies y = 10^x$

Natural logarithm $\ln y = x$ a function

exponential function. $y = e^x$

$y = e^x$ if and only if $\ln y = x$

Derivatives

$$\therefore d(\ln u) = \frac{1}{u} du$$

Example:- Find $\frac{dy}{dx}$ for $y = \ln(3x^2 - 6x + 8)$

$$\frac{dy}{dx} = y' = \frac{1}{(3x^2 - 6x + 8)} \cdot 6x - 6$$

$$-d(e^u) = e^u du$$

Example :- Find $\frac{dy}{dx}$ for $y = e^{2x+1}$

$$\frac{dy}{dx} = y' = e^{2x+1} \cdot 2 = 2 \cdot e^{2x+1}$$

Integrations

$$-\int \frac{1}{u} du = \ln u + C$$

Example: - Find $\int_2^4 \frac{1}{2x} dx$

$$\int_2^4 \frac{1}{2x} = \frac{1}{2} \int_2^4 \frac{1}{x} dx = \frac{1}{2} \ln x \Big|_2^4 = \frac{1}{2} \ln 4 - \frac{1}{2} \ln 2$$

$$2 - \int e^u \cdot du = e^u + C$$

examples- Find $\int e^x \cdot dx$

$$\int e^x dx = e^x + C$$

Some useful Integrals:-

$$\int u^n \cdot du = \frac{u^{n+1}}{n+1} + C$$

$$\int (u+v) \cdot dx = \int u \cdot dx + \int v \cdot dx$$

$$\int a \cdot u \cdot du = a \int u \cdot du \quad \text{where } a = \text{Constant}$$

$$\int \frac{du}{u} = \ln u + C$$

$$\int e^u \cdot du = e^u + C$$

Partial derivatives:-

$$\text{if } Z = f(x, y)$$

$$dz = \left(\frac{\partial Z}{\partial x} \right)_y dx + \left(\frac{\partial Z}{\partial y} \right)_x dy \quad dz = M dx + N dy$$

$$M = \left(\frac{\partial Z}{\partial x} \right)_y, \quad N = \left(\frac{\partial Z}{\partial y} \right)_x \quad \frac{\partial}{\partial y} \left(\frac{\partial Z}{\partial x} \right)_y = \frac{\partial}{\partial x} \left(\frac{\partial Z}{\partial y} \right)_x$$

$$\therefore \left(\frac{\partial M}{\partial y} \right)_x = \left(\frac{\partial N}{\partial x} \right)_y$$

example :- $dz = (xy + y)dx + (x + xy)dy$
 $M = (xy + y)$, $N = (x + xy)$

$$\left(\frac{\partial M}{\partial y}\right)_x = x+1 \quad , \quad \left(\frac{\partial N}{\partial x}\right)_y = 1+x$$

$$\therefore \left(\frac{\partial M}{\partial y}\right)_x = \left(\frac{\partial N}{\partial x}\right)_y$$

Some Physical Constants :-

القيمة حسب الوحدات	الرمز	الكمية
$2.997 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$	C	1- سرعة الضوء
$1.60219 \times 10^{-19} \text{ C}$	e	2- شحنة الإلكترون
$6.62620 \times 10^{-34} \text{ J s}$	h	3- ثابت بلانك
$6.02217 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	N_A	4- عدد أفوكادرو
$9.10956 \times 10^{-31} \text{ Kg}$	m	5- كتلة الإلكترون عند السكون
$1.66053 \times 10^{-27} \text{ Kg}$	m_p	6- كتلة البروتون عند السكون
$9.64867 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$	F	7- ثابت فاراداي
$5.291772 \times 10^{-11} \text{ m}$	a_0	8- نصف قطر بور
$8.3143 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	R	9- ثابت الغاز
$1.3806 \times 10^{-23} \text{ J deg}^{-1}$	k	10- ثابت بولتزمان
101.325 N.m^{-2}	1 atm	11- الضغط الجوي

The Properties of Gases. (Ideal Gases):

1. Boyle's Law

نصف القانون :-

« يتغير حجم مقدار معين من غاز عند ثبوت درجة الحرارة تغيراً عكسياً مع الضغط الواقع عليه ».

$V \propto \frac{1}{P}$, Response to pressure

$$V = \frac{\text{Constant (K)}}{P} \Rightarrow PV = \text{Constant (at Constant n and T)}$$

$$\text{Hence } P_1 V_1 = P_2 V_2$$

تدعى العمليات التي تحدث بدرجة حرارة

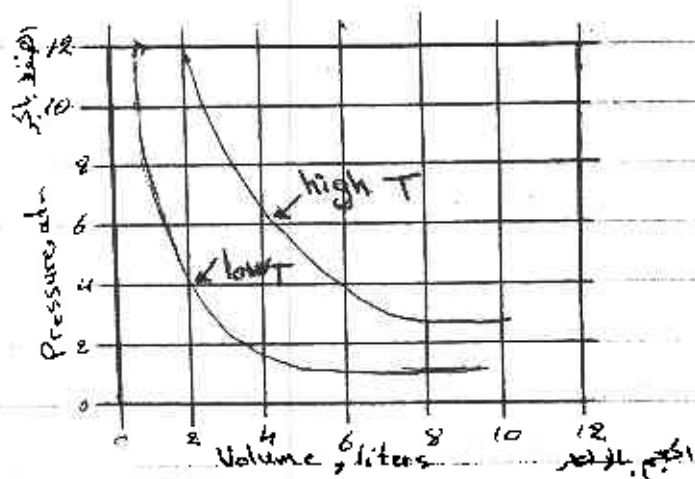
ثابتة بـ « العمليات ثابته درجة الحرارة »

« Isothermal Processes »

وتسمى العلاقات البيانية التي تصف هذه

العمليات بـ « متساويات درجة الحرارة »

« Isotherms »



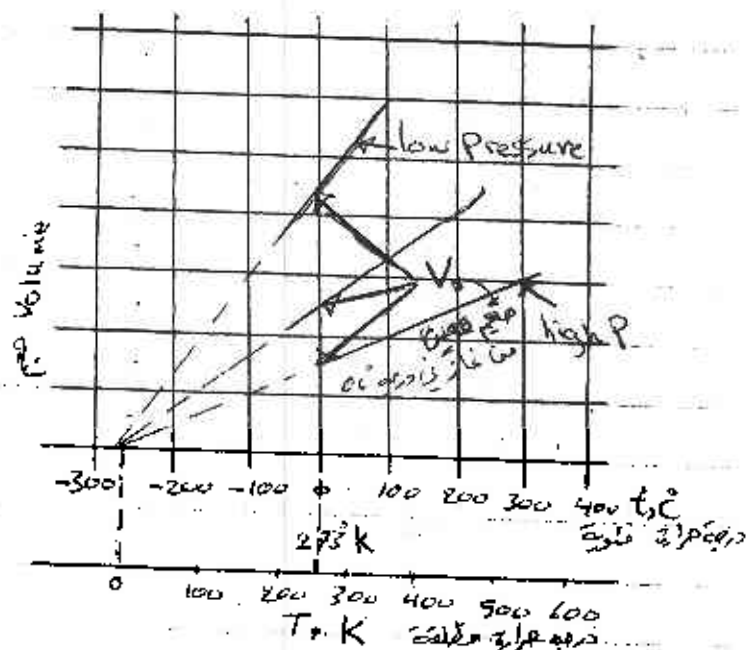
« متساويات درجة الحرارة لغاز يخضع لقانون بويل »

2. Gay-Lussac and Charles law

Response to temperature

بعد قرن من انبثاق قانون بويل ظهرت علاقات أخرى تربط حجم الغاز بدرجة الحرارة، وكان من أسباب تأخر ظهور هذه العلاقات عدم وجود مفهوم محدد لدرجة الحرارة، وقد عمل من أجل إيجاد هذه العلاقة العالمان «شارل» عام 1787 و«لوي ساك» عام 1808 كل على انفراد، وقد وجدوا أنه «عند ثبوت الضغط فإن حجم الغاز يتغير تغيراً طردياً مع زيادة درجة الحرارة».

« at Constant Pressure » The volume of a given amount of gas increases in proportion to the temperature, or « at Constant Volume » The pressure of a given amount of gas is proportional to the temperature.



« تغيير حجم المكون غاز عند : خطوط ثابتة بتغير درجة الحرارة وفقاً لقانون شارل »

The mathematical expression :-

$V \propto T$ « at Constant n and P »

$P \propto T$ « at Constant n and V »

$$\therefore V = K \cdot T \quad , \quad P = K \cdot T$$

$$\therefore K = \frac{V}{T} \quad , \quad K = \frac{P}{T}$$

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

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

$$\therefore \frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad \text{at Constant } n, P$$

$$\frac{P_2}{P_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad \text{at Constant } n, V$$

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

example : In an Industrial Process N_2 has to be heated to 500K in a vessel of Constant Volume. if it enters the vessel at a pressure of 100 atm and $T = 300K$, what pressure (P_2).
Solution :-

$$T_2 = 500K, T_1 = 300K, P_1 = 100 \text{ atm}$$

$$\therefore \frac{P_2}{P_1} = \frac{T_2}{T_1} \Rightarrow P_2 = \frac{T_2}{T_1} \cdot P_1 = \frac{500K}{300K} \cdot 100 \text{ atm} = 167 \text{ atm}$$

3- Temperature - Volume - Pressure Relation :-

يُنتج من قانون بويل وغازيوس ان حجم (V) مقدار معين من غاز في درجة الحرارة (T) والضغط (P) وعلى درجة الحرارة (T) فالحجم دالة للضغط (P) ودرجة الحرارة (T).
 $V = f(T, P)$

$$\therefore V \propto \frac{T}{P} \Rightarrow V = \text{Constant} \cdot \frac{T}{P}$$

وسنحدد مقدار الغاز بعد مولاته (n) يكون :-

$$V = (\text{constant}) \cdot n \cdot \frac{T}{P}$$

وقد يرمز لهذا الثابت بـ R وهو ثابت الغاز وهو قيمة ثابتة.

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

$$\therefore PV = nRT \text{ " general equation of Perfect (Ideal) gas states"}$$

4- R, Gas Constant Units

$$R = 8.3144 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$= 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$= 1.9871 \text{ Cal} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

for example ideal gas equation $PV = nRT$

1 mole of gas at STP.

$$\text{STP means } P = 1 \text{ atm}, V = 22.414 \text{ dm}^3 (\text{l}), T = 273 \text{ K}$$

$$1 \text{ atm} = 101.3 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ Nm} = \text{J}$$

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

$$\therefore R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{1(\text{atm}) \times 22.414(\text{dm}^3)}{1(\text{mol}) \times 273.16(\text{K})} = 0.08205 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{and } 1 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 101.3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$R = 0.082 \times 101.3 = 8.3144 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\text{and } 1 \text{ Cal} = 4.18 \text{ J}$$

$$R = \frac{8.314}{4.18} = 1.987 \text{ Cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Example: (Problems):-

- 1- 5 L of air at 27°C and Pressure 750 (mmHg = torr). Compression to 5 atm and final temperature is 43°C ; Find the final volume of air?

Solution:-

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

$$\therefore V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = \frac{750 \cdot 5 \cdot 316}{5 \cdot 300} = 1.04 \text{ L}$$

- 2- what the weight of O_2 that required to fill 2L Vessel at 20°C and 745 (mm. Hg = torr)?

Solution:-

$$PV = n \cdot R \cdot T$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{(754/760)(2\text{L})}{(0.082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})(298\text{K})}$$

$$n = 0.0815 \text{ mol}$$

$$n = \frac{\text{wt}}{M_{\text{wt}}} \Rightarrow \text{wt} = n \cdot M_{\text{wt}}$$

$$= 0.0815 \text{ mol} \times 32 \frac{\text{gm}}{\text{mol}} = 2.61 \text{ gm}$$

torr < atm

$$P = \frac{754}{760} \text{ atm}$$

$$T = 20 + 273 = 293$$

$$M_{\text{wt}} \text{ O}_2 = 16 + 16 = 32$$

5. Dalton's Law of Partial Pressures:

وجد الكيميائي الإنكليزي « John Dalton » عام 1801 أن « الضغط الكلي لمزيج مؤلف من عدة غازات هو مجموع الضغوط الجزئية المكونة للمزيج فيما لو استغل كل غاز حجم الغاز بفرده عند نفس درجة الحرارة ».

« The Pressure exerted by a mixture of gases behaving perfectly is the sum of the pressure exerted by the individual gases occupying the same volume alone ».

فإذا كان الضغط الكلي لمزيج غازي هو P_T وكانت مولات الغازات المكونة للمزيج الموجودة في نفس الحجم هي $P_1, P_2, P_3, \dots, P_i, \dots, P_n$ فيكون :-

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_i$$

وبالتعويض عن الضغط P_i بما يساويه من القانون العام للغازات المثالية يكون :-

$$P_T = n_1 \left(\frac{RT}{V} \right) + n_2 \left(\frac{RT}{V} \right) + n_3 \left(\frac{RT}{V} \right) + \dots + n_i \left(\frac{RT}{V} \right)$$

حيث $n_1, n_2, n_3, \dots, n_i, \dots, n_n$ عدد مولات مكونات المزيج و V حجم الغاز الذي توجد فيه الغازات جميعاً بدرجة الحرارة T .

$$\therefore P = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_i) \frac{RT}{V}$$

$$P = \frac{RT}{V} \sum n_i$$

باعتراض أن $\sum n_i = n$ (عدد المولات الكلية للغازات التي يتألف منها المزيج) وعندنا متطابق مع الغاز بفضل استقال كميات مثل كسر الضغط أو كسر الحجم أو كسر المول للمادة هناك مقادير في المزيج الغازي.

كسر الضغط « Pressure Fraction » X_i : نسبة ضغط المكون i (P_i) إلى الضغط الكلي (P_T) للمزيج عند نفس الظروف أي أن :-

$$X_i = \frac{P_i}{P_T} = \frac{n_i (RT/V)}{n_T (RT/V)} = \frac{n_i}{n_T}$$

كسر الحجم « Volume Fraction » X_i : نسبة حجم المكون i (V_i) إلى الحجم الكلي لمزيج الغازي (V_T) فيكون :-

$$X_i = \frac{V_i}{V_T} = \frac{n_i}{n_T}$$

$$\frac{n_1}{n_T} + \frac{n_2}{n_T} + \frac{n_3}{n_T} + \dots + \frac{n_i}{n_T} = \sum_i X_i = 1$$

$$\therefore \frac{\sum P_i}{P_T} = 1 \quad \parallel \quad \frac{\sum V_i}{V_T} = 1$$

أي أن مجموع الضغوط الجزئية أو الضغوط الحجمية أو الضغوط المولية لمكونات خليط غازي، يجب أن يساوي الواحد الصحيح. X_i هو الكسر المولي للمزيج.

$$P_T = P_A + P_B \Rightarrow P_A = n_A RT/V$$

$$P_B = n_B RT/V$$

Real: $P_A = X_A P_T$, $P_B = X_B P_T$
(Where X The mole fraction.

$$X_A = n_A / n_A + n_B \quad , \quad X_B = n_B / n_B + n_A$$

Gases

A+B

Example:

1 mole of N_2 and 3 mole of H_2 are injected into Container of Volume 10 dm³ at 298K. What are the pressure and the total pressure?

Answer:-

$$P_{N_2} = n_{N_2} RT/V = 1 \text{ mol} \times (0.082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / \text{mol} \cdot \text{K}) \times 298 \text{ K} / 10 \text{ dm}^3$$

$$= 2.45 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = 3 \times P_{N_2} = 3 \times 2.45 \text{ atm} = 7.35 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2} = 2.45 + 7.35 = 9.8 \text{ atm}$$

6- The Van der Waals Equation for Real gases:

وجد العالم الهولندي Johannes Vander Waals (1837 - 1923) أن المعادلة

العامة للغازات لا تنطبق تماماً على الأنظمة الغازية عند درجة الحرارة الحرجة.

أي: بغض النظر عن الأنظمة المستعملة على طوري الغاز والسائل في حالة التوازن.

وذكر أنه لابد من إدخال تعديلات:

1- Excluded Volume ($V-nb$): الحجم المستثنى

المقدار الذي تحتلته جسيمات جميع الجزيئات الذي اهل في المعادلة الخاصة للغازات، فالواقع ان حجم الجزيئات يجب طرحه من الحجم الكلي للوعاء الذي يحتوي الغاز فاذا كان حجم الجزيئية b وكان عدد حولات الغاز n فان المقدار nb يجب طرحه من حيزه الحجم الكلي ($V-nb$).

2- Intermolecular attraction ($\frac{n^2a}{V^2}$) : التفاعلات الجزيئية

التعديل الثاني يتعلق بالضغط فيجب ان حساب قوى التجاذب بين جزيئات الغاز. ويجب هذه القوى لان جزء من الضغط ينفذ في تلك التجاذب على تلك القوى المؤثرة بين الجزيئات. لذلك فان حيزه الضغط \propto التي تتغير في القانون العام للغازات تكون اقل مما لو انقصت قوى التجاذب بين جزيئات الغاز. اذن يتم ربط الضغط بالكثافة، حيث ان معدل التصحيح يتناسب مع مربع كثافة جزيئات الغاز، وان الكثافة تتناسب طردياً مع عدد المولات (n) وعكسياً مع الحجم (V)، فيكون معدل التصحيح متناسباً مع المقدار $\frac{n^2}{V^2}$ ويصبح الضغط المصحح: $(P + \frac{an^2}{V^2})$ حيث ان a ثابت التناسب لعامل التصحيح. وبالأخذ بالتعديلات معاً تتحول المعادلة العامة للغازات الى الشكل التالي:

$$(P + \frac{n^2a}{V^2})(V-nb) = nRT \quad \text{For Real Gases}$$

Problems:-

1- 1 mole of CO_2 has a volume 0.382 L at $40^\circ C$. Calculate The Pressure from 1- ideal gas equation 2- Real gas equation?

Solution:-

$$1- PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V} = 67.2 \text{ atm}$$

2- From Vander Waals eqn

$$(P + \frac{an^2}{V^2})(V-nb) = nRT \quad \text{for 1 mol}$$

$$(P + \frac{a}{V^2})(V-b) = RT \Rightarrow P = \frac{RT}{V-b} - \frac{a}{V^2} = 50.9 \text{ atm}$$

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$V = 0.382 \text{ L}$$

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

$$R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

النتيجة المأمولة

The Kinetic Molecular Theory of Gases :

لغرض فهم سلوك الغازات وصفت بعض الافتراضات التي تؤدي إلى تبسيطها

الافتراض العام لنموذج النظرية الحركية الجزيئية للغازات .

1- يتكون أي غاز من عدد كبير من الجزيئات .

2- تكون جزيئات الغاز في حالة حركة مستمرة في جميع الاتجاهات ، لذا فإن

جزيئات الغاز تمتلك طاقة حركية . ينتج من ذلك تصادم للجزيئات مع بعضها

وتكون هذه الاصطدامات مرنة . (أي لا تفقد الجزيئية أي مقدار من طاقتها) .

3- تتقدم التأثيرات المتبادلة (Interaction) التي تستل علاوة التجاذب

والتنافر بين الجزيئات .

4- الطاقة الحركية الناتجة عن الحركة الانتقالية لكل واحد من الجزيئات تساوي $\frac{3}{2} K T$

مصطلحات ورموز :-

u : الانطلاقة (السرعة) :- يمكن قلبه بثلاث اتجاهات u_x و u_y و u_z

\bar{u} : معدل السرعة . Mean Speed

\bar{u}^2 : معدل مربع السرعة . Mean Square

E : الطاقة الحركية للجزيئية الواحدة

E : الطاقة الحركية لكل واحد من جزيئات الغاز

$$\bar{u}^2 = \bar{u}_x^2 + \bar{u}_y^2 + \bar{u}_z^2$$

$$E = \frac{3}{2} K T$$

$$E = N_A \cdot E = \frac{3}{2} R T$$

$$R = K \cdot N_A$$

$$N_A = \text{Avogadro's Number} = 6.02 \times 10^{23} \text{ molecules/mole}$$

$$\bar{n} = \frac{P \cdot N_A \cdot V}{R \cdot T} \text{ , molecules/m}^3$$

$$K = R / N_A$$

\bar{n} : عدد الجزيئات في m^3

K : ثابت بولترمان

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3}{2} K T} \text{ : جذر معدل مربع السرعة}$$

\bar{u} : السرعة الأكثر احتمالاً

$$m = \text{كتلة الجزيئية الواحدة} = \frac{M}{N_A} \text{ kg} \quad \text{حيث } M = \text{نصف قطر النظام}$$

المعادلات المستخدمة في حساب المقادير الفيزيائية بالسرعة :

1- Mean Square Speed \bar{u}^2 :-

$$\bar{u}^2 = \int_0^\infty u^2 \frac{dN}{N} = \frac{\text{molecules}}{m} \cdot \frac{3KT}{\text{mole}} = \frac{3RT}{M}$$

$m = \text{mass of Molecule}$
 $M = \text{Molecular Weight}$

2- Mean speed, \bar{u} :-

$$\bar{u} = \int_0^\infty u \frac{dN}{N} = \sqrt{\frac{8KT}{\pi m}} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}}$$

3- Most Probable Speed α :-

$$\alpha = \sqrt{\frac{2KT}{m}} = \sqrt{\frac{2RT}{M}}$$

4- Square Root of Mean Speed, $u_{r.m.s}$:-

$$u_{r.m.s} = \sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3KT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

$$u_{r.m.s} : \bar{u} : \alpha$$

$$1 : 0.92 : 0.82$$

العلاقة النسبية التقريبية بين

توزيع السرعة الجزيئية :- Speed Distribution

1- Boltzmann Distribution Equation

انهم توزيع السرعة الجزيئية لغاز باتجاه α مثلاً α له عدد من جزيئات كسر الجزيئات التي تتحرك بالاتجاه α . ان العدد الكلي للجزيئات N واستناداً الى توزيع بولتزمان وهذه هذه المعادلة :-

$$\frac{dN}{N} = \left(\sqrt{\frac{2m}{\pi KT}} \right) \cdot e^{-(\frac{1}{2} m u_x^2)/KT} \cdot du_x$$

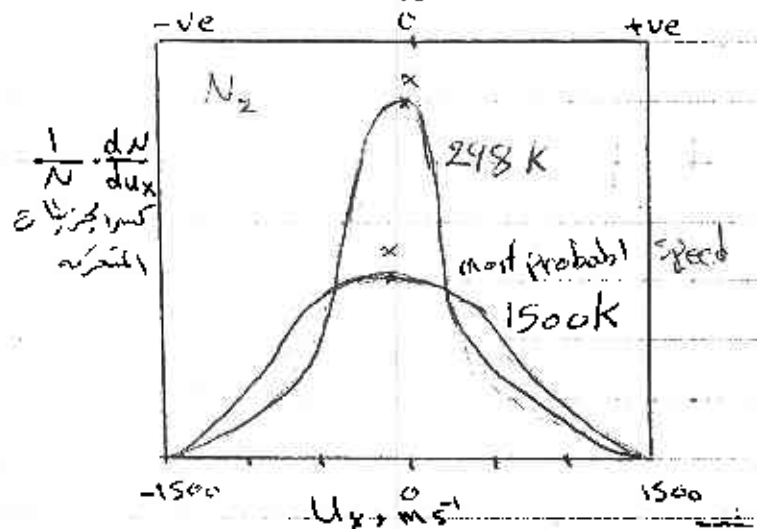
Boltzmann Factor
exponential factor

N = عدد الجزيئات
 $\frac{dN}{N}$ = كسر الجزيئات التي تمتلك سرعة تساوي u_x
 m = كتلة الجزيئة

$$\frac{dN/N}{du_x} = \sqrt{\frac{2m}{\pi KT}} \cdot e^{-(\frac{1}{2} m u_x^2)/KT}$$

$K = \frac{R}{N}$ = ثابت بولتزمان
Boltzmann Distribution equation
معادلة بولتزمان لتوزيع السرعة الجزيئية
Energy

الشكل يمثل توزيع السرعة الجزيئية N_2
بدرجتين حرارة 298 K و 1500 K وفق
توزيع بولتزمان.



معادلة بولتزمان لا تعطي معلومات عن
سرعة الجزيئات في الاتجاهات الأخرى.

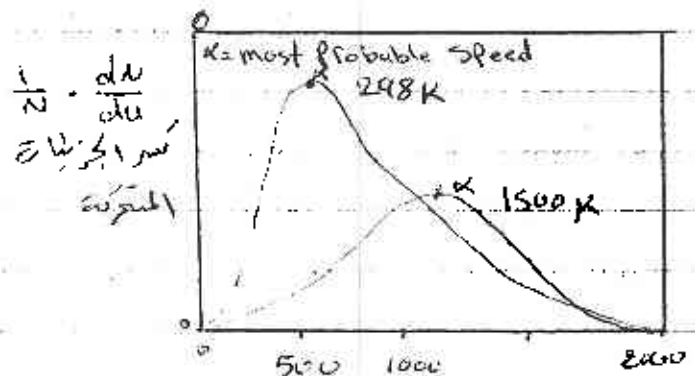
توزيع السرعة الجزيئية التوزيع بدرجتين الحرارة 298 K و 1500 K وفق توزيع بولتزمان.
لذلك وضعت معادلة أكثر دقة هي معادلة (ماكسويل - بولتزمان) لتوزيع السرعة.

2- Maxwell-Boltzmann Distribution Equation :-

$$\frac{dN/N}{du} = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi KT} \right)^{3/2} \cdot e^{-(\frac{1}{2} m u^2)/KT} \cdot u^2$$

Energy

يلاحظ من الشكل أن زيادة درجة
الحرارة يؤدي إلى زيادة سرعة
الجزيئات وزيادة طاقتها.



توزيع الطاقة الجزيئية التوزيع بدرجتين الحرارة
298 K و 1500 K وفقاً لمعادلة ماكسويل - بولتزمان

$$J = N \cdot m$$

$$N = \text{Kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2} \Rightarrow J = \text{Kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$$

Example 2:

احسب قيمة الجدار $\frac{dN}{N} \cdot \frac{1}{du_x}$ لمول واحد من غاز النيتروجين بدرجة 298K عند u_x تكون سرعة الجزيئات u_x مساوية 500 m في الثانية؟
كل: -- حسب كتلة جزيئة النيتروجين

$$m = \frac{(28.0136 \text{ mol} \times 10^3 \text{ Kg}) / (6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1})}{1} = 4.65 \times 10^{-26} \text{ Kg/mol molecule}$$

$$\frac{dN}{N} \cdot \frac{1}{du_x} = \left(\frac{m}{2\pi K T} \right)^{1/2} \cdot e^{-m u_x^2 / 2 K T}$$

تحويل K من J

$$= \left[\frac{(4.65 \times 10^{-26} \text{ Kg})(15) / (1 \text{ Kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2})}{2\pi (1.38 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1})(298 \text{ K})} \right] \cdot \exp \left[- \frac{(4.65 \times 10^{-26} \text{ Kg})(500 \text{ m/s})^2 (15) / (1 \text{ Kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2})}{2\pi (1.38 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1})(298 \text{ K})} \right]$$

$$\frac{dN}{N} \cdot \frac{1}{du_x} = 3.97 \times 10^{-4} \text{ s} \cdot \text{m}^{-1}$$

كلية

Example 3:

احسب قيمة الجدار $\frac{dN}{N} \cdot \frac{1}{du}$ لمول واحد من غاز النيتروجين بدرجة 100K عند u تكون سرعة الجزيئات u مساوية 500 m في الثانية؟
كل: -- استخدم كتلة (m) جزيئة غاز N_2 المتوفرة في المثال السابق في كل السؤال.

$$\frac{dN}{N} \cdot \frac{1}{du} = 4\pi \cdot u^2 \left(\frac{m}{2\pi K T} \right)^{3/2} \cdot e^{-m u^2 / 2 K T}$$

$$= 4\pi (500 \text{ m/s})^2 \left[\frac{(4.65 \times 10^{-26} \text{ Kg})(15) / (1 \text{ Kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2})}{2\pi (1.38 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1})(100 \text{ K})} \right]^{3/2} \cdot \exp \left[- \frac{(4.65 \times 10^{-26} \text{ Kg})(500 \text{ m/s})^2 (15) / (1 \text{ Kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2})}{2\pi (1.38 \times 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1})(100 \text{ K})} \right]$$

$$\frac{dN}{N} \cdot \frac{1}{du} = 5.79 \times 10^{-4} \text{ s} \cdot \text{m}^{-1}$$

Example 4:

استقر معادلة عامة بين نسبة عدد جزيئات غاز النيتروجين بدرجة 300 و 500 متر في الثانية؟
الانطلاق عند اللانهاية مختلفين. راجع تلك النسبة عند الانطلاق بدرجة 300 و 500 متر في الثانية؟

$$\frac{dN(u_2)}{dN(u_1)} = \frac{4\pi N u_2^2 (m/2\pi KT)^{3/2} e^{-mu_2^2/2KT}}{4\pi N u_1^2 (m/2\pi KT)^{3/2} e^{-mu_1^2/2KT}}$$

$$\frac{dN(u_2)}{dN(u_1)} = \left(\frac{u_2}{u_1}\right)^2 \cdot e^{-m(u_2^2 - u_1^2)/2KT}$$

حيث u_1 الطاقة 300 و u_2 هي الطاقة 500. وترتيب الثانية N هي 500 K.

$$\frac{dN(500)}{dN(300)} = \left(\frac{500}{300}\right)^2 \cdot \exp\left[-\frac{(4.65 \times 10^{-26})[(500 \text{ m/s})^2 - (300 \text{ m/s})^2]}{2 \times (1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K})(100 \text{ K})}\right]$$

$$= 5.33$$

ولذلك ان المقدار dN قد جُذِفَ في الكائين تكون ثابت بالنسبة الى الطاقة معين، وهذا
كذلك المقدار dN لن يتغير لثبوته عند الطاقة معين، وبذلك قول المقدار الكلي.

$$\frac{(dN/N) \cdot (1/du)_2 \text{ for } u_2}{(dN/N) \cdot (1/du)_1 \text{ for } u_1} = \frac{dN(u_2)}{dN(u_1)}$$

Example :

احسب درجة الحرارة التي يصبح للمقدار $\frac{dN}{du}$ نفس القيمة عند الطاقة 1200 و 400 متر في الثانية بالنسبة الى مول واحد من غاز N_2 .

$$\frac{(dN/N) \cdot (1/du)_2}{(dN/N) \cdot (1/du)_1} = 1 = \left(\frac{u_2}{u_1}\right)^2 \cdot e^{-m(u_2^2 - u_1^2)/2KT}$$

$$\ln\left(\frac{u_2}{u_1}\right)^2 - \frac{m(u_2^2 - u_1^2)}{2KT} = 0$$

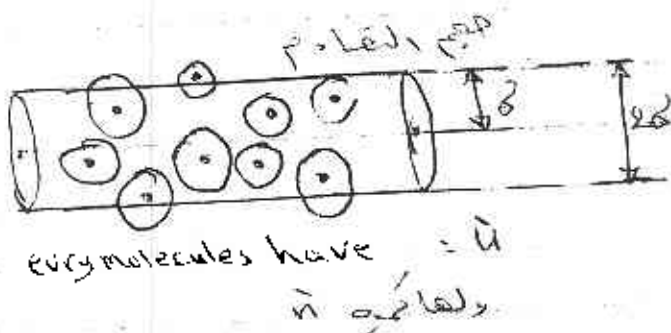
$$T = \frac{m(u_2^2 - u_1^2)}{2K \ln(u_2^2/u_1^2)} = \frac{(4.65 \times 10^{-26})[(1200)^2 - (400)^2]}{2(1.38 \times 10^{-23}) \ln(1200)^2/(400)^2}$$

$$T = 981 \text{ K}$$

المصادمات الجزيئية : Molecular Collisions :-

استخدمت النظرية الحركية الجزيئية للغازات في دراسة المصادمات التي تحدث بين الجزيئات الغازية. بعد التوصل إلى فهم التأثيرات المتبادلة التي تحدث بين الجزيئات. هناك ثلاثة جوانب هامة لتلك التأثيرات نعلم هذه الدراسة لعل من المفيد الاستمرار فيها باختصار :

- 1- عدد المصادمات التي تحدثها الجزيئية الغازية الواحدة في وحدة الزمن.
- 2- العدد الكلي للمصادمات التي تحدث بين جزيئات غاز في وحدة الحجم في وحدة الزمن.
- 3- المسافة التي تقطعها الجزيئات خلال مصادماتها مع جزيئات البعثة.



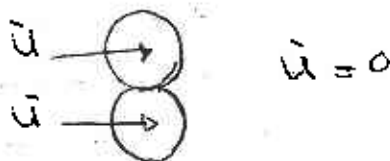
فرضية المصادمات :

δ : نصف قطر المقادير

2δ : قطر المقادير

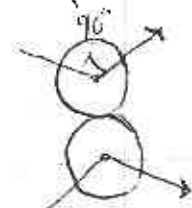
أنواع المصادمات :

1- Glancing Collision : المصادمات الزاوية



2- Head on Collision :

المصادمات الرأسية



كمية التوزيع