

Thermodynamics

المصادر الانكليزية المعتمدة لدراسة المادة:

1-P.W.Atkinus " physical chemistery" oxford landon 1980, 1990, 1998, 2004, 2014.

2-P.W.Atkinus " solution man ual for physical chemistery" oxford landon 2014.

3-F.Danial and R.A. Al berty "physical chemistery"Wily New Yourk (1967, 1990, 2001, 2012)

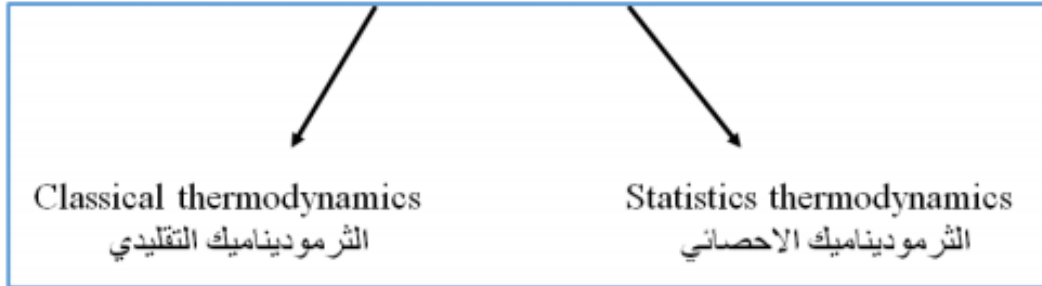
المصادر العربية:

- ١ - الكيمياء الحركية لطلبة كلية التربية تاليف الدكتور عمار هاني الدجيلي والدكتور نوري يوسف خليفة ١٩٨٨ .
- ٢ - الكيمياء الفيزيائية تاليف الدكتور فلاح حسن حسين ٢٠١٤ .

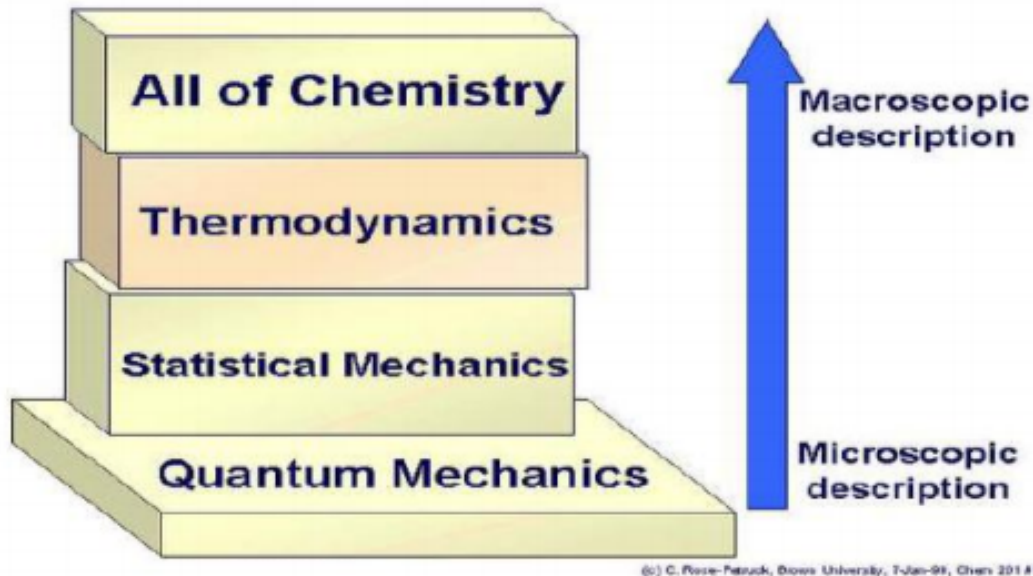
فرع من فروع الكيمياء الفيزيائية والذي يختص بدراسة التغيرات التي تحصل في الحرارة للمادة عند تعرضها لمختلف الظروف

Part of physical chemistry that deals with the change of heat that accrue for the materials during different circumstances

يتضمن هذا العلم فرعين رئيسيين



الاحتلاف بين الثرموديناميك التقليدي والاحصائي يمكن توضيحه بالاتي :



ما يهمنا هنا كبداية تمهيدية لفهم مبادئ الترموديناميك هو التفاعل الكيميائي

Chemical reaction some change in the nature or types of phases in a system

What are the *Microscopic* and *Macroscopic*

-The microscopic viewpoint is based on the concept of molecules.

“**Microscopic**” implies detail at the atomic or subatomic levels which cannot be seen directly (even with a microscope!).

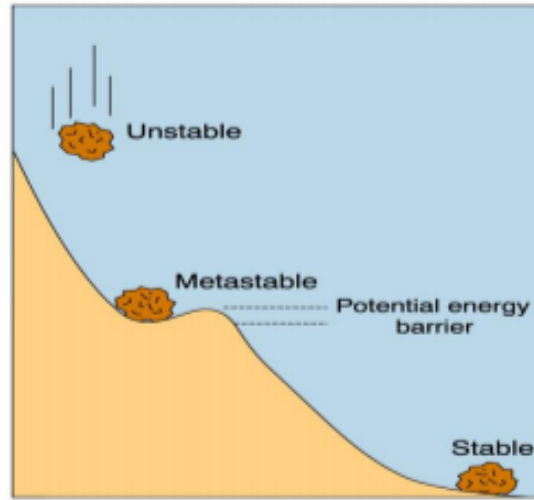
The macroscopic viewpoint studies large-scale properties of matter without explicit use of the molecule concept.

Macroscopic world is the one we can know by direct observations of physical properties such as mass, volume, etc.

بمعنى اخرى كل تفاعل كيميائي يحصل بسبب اعادة ترتيب للمستويات الطاقية للمواد المتفاعلة والنتيجة . والمستويات الطاقية تقسم الى ثلاث اقسام :

1. **Unstable:** falling or rolling
1. **Stable:** at rest in lowest energy state
1. **Metastable:** in low-energy perch

كما مبين في المخطط التوضيحي



ولان التفاعل يمكن ان يحصل بثلاث حالات للمادة لذلك تقسم الى انواع ثلاث حسب الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة :

١-تفاعلات الغازات ٢-تفاعلات السوائل ٣-تفاعلات الحالة الصلبة

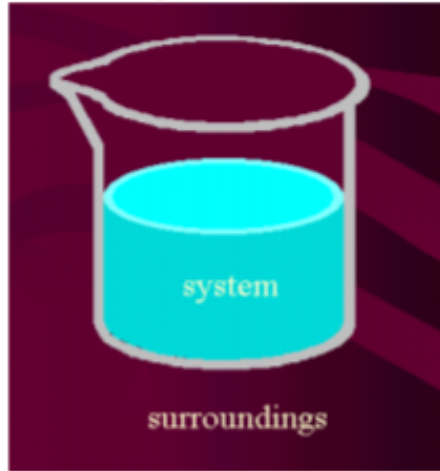
من اجل تسهيل دراسة هذه التفاعلات فانه يستخدم مصطلح النظام system للمكون المطلوب دراسة اما ما يحيط بالنظام المدروس فيسمى surrounding

System is region where we focus our attention

Surrounding is the rest of the universe

اما الذي يجمع النظام المطلوب دراسة ومحيطه فيدعى الكون **Universe**

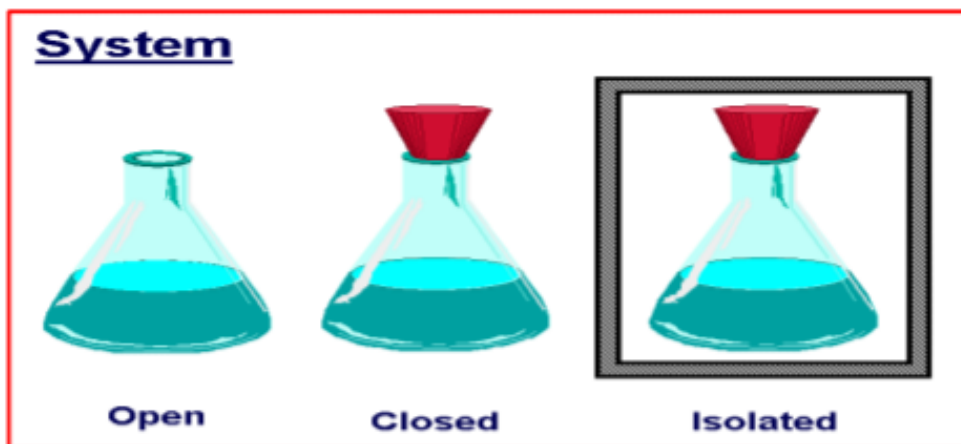
Universe = System + Surrounding



انواع الانظمة المدروسة:

في كل تفاعل او مكون مطلوب دراسة يوجد عاملين يحددان نوع النظام وهما الطاقة energy و المادة matter وبذلك تقسم الانظمة الى ثلاث انواع :

- **An open system** is one to which you can add/remove matter (e.g. a open beaker to which we can add water). When you add matter- you also end up adding heat (which is contained in that matter).
- **A system** to which you cannot add matter is called **closed**. Though you cannot add/remove matter to a closed system, *you can still add/remove heat* (you can cool a closed water bottle in fridge).
- **A system** to which *neither matter nor heat* can be added / removed is **called isolated**. A closed vacuum 'thermos' flask can be considered as isolated.



ان الفرق بين هذه الانظمة يكمن في الاتي :

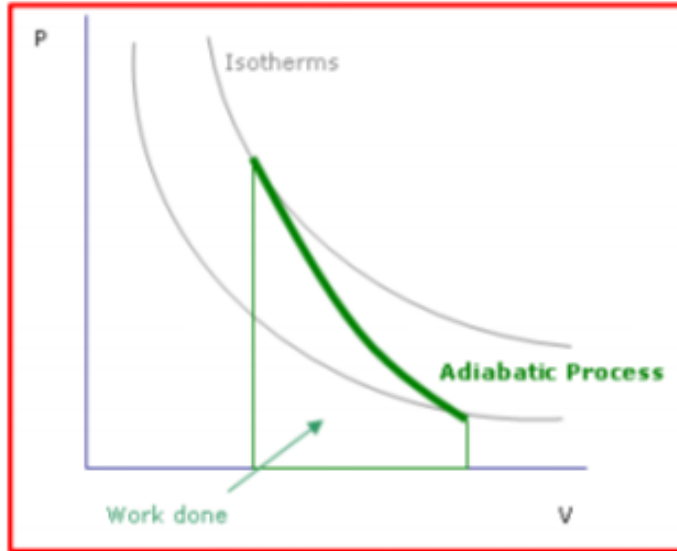
Open: work, heat, mass

Closed: work, heat, ~~mass~~

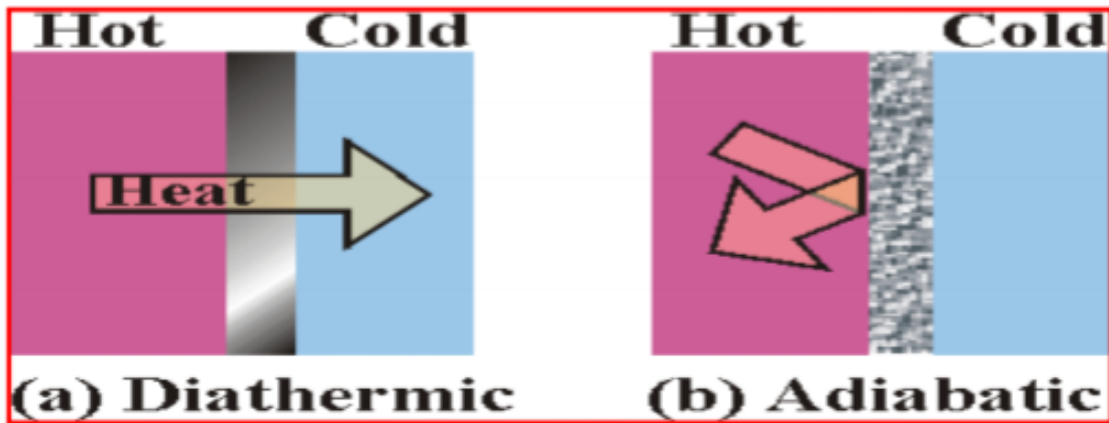
Isolated: ~~work, heat, mass~~

Adiabatic: ~~work, heat, mass~~

وكما مبين فان النظام المفتوح يسمح بتبادل الطاقة والمادة والشغل اما المغلق فلا يسمح بانتقال المادة بينما المعزول فالثلاث عناصر غير مسموح لهما بالتغير. **هنالك** نوع اخر يسمى الاديباتيكي او الترجمة العربية والتي تعني الكضيم وفيه يحصل تغير بطيء وتدرجي للطاقة بحيث يبقى ثابت وكما مبين في المخطط:



اما النظام الذي يسمح بنفوذ الحرارة فانه يسمى **Diathermic**



(a) Diathermic

(b) Adiabatic

Thermodynamics

تصنيف الانظمة حسب العوامل المؤثرة:

العوامل المؤثرة على اي تفاعل تتضمن المتغيرات الاتية:

درجة الحرارة (Temperature (T) والضغط (Pressure (P) والحجم (Volume (V) وكمية الحرارة (Heat (Q). وعلى هذا الاساس عند ثبوت اي من هذه العوامل ينسب التفاعل او المنظومة الى العامل الثابت وعلية

إذا كان الحجم ثابت يسمى ايزو كوري Isochoric

درجة الحرارة ثابتة يسمى Isothermic

الضغط ثابت يسمى isobaric

ثابت الحرارة adiabatic

تصنيف الخصائص الفيزيائية

علم الترموديناميك يعتمد في دراسته على كل من P, V, n, T, Q فهي التي تحدد طبيعة التفاعل او العوامل المحفزة لزيادته او ازالته . قبل التوجه لدراسة هذه الخواص سنلجاء الى دراسة اربع مصطلحات مهمة تزيد من فهم الخصائص الفيزيائية وهي على نوعين:

الاول يعتمد على حالة الخاصية وهو يقسم الى

1- دوال الحالة state function

A state function is a property that has a unique value that depends only the *present* state of a system, and does not depend on how the state was reached (does not depend on the history of the system).

Or

Depend only on the initial and final states of a system. They are independent of how the system gets from one state to another such as pressure, volume, temperature and Enthalpy.

1- ليست دوال حالة not state function

Depend on the steps that done by system to reach for the final steps. They are dependent of how the system gets from one state to another.

الثاني يعتمد على الطبيعة الفيزيائية للخاصية:
وهو يقسم الى قسمين

١- الخواص المركزة Intensive properties

Its numerical value depends on its own character of the system, it has nothing to do with the quantity of system. **T, P. All the molar quantities are classify as intensive properties.**

٢- الخواص اللممتدة extensive properties

Any properties that change with change the quantities we call it extensive such as volume and mass.

m	→	$\frac{1}{2} m$	$\frac{1}{2} m$	} Extensive properties
V		$\frac{1}{2} V$	$\frac{1}{2} V$	
T		T	T	} Intensive properties
P		P	P	
ρ		ρ	ρ	

من اجل الخوض في تفاصيل الخواص المذكورة سلفا سنبدأ اولاً بدراسة الحالة الغازية ومن ثم السائلة واخيراً الصلبة، وعلى هذا سنبدأ باهم العلاقات الرياضية التي وضعت لدراسة الغازات

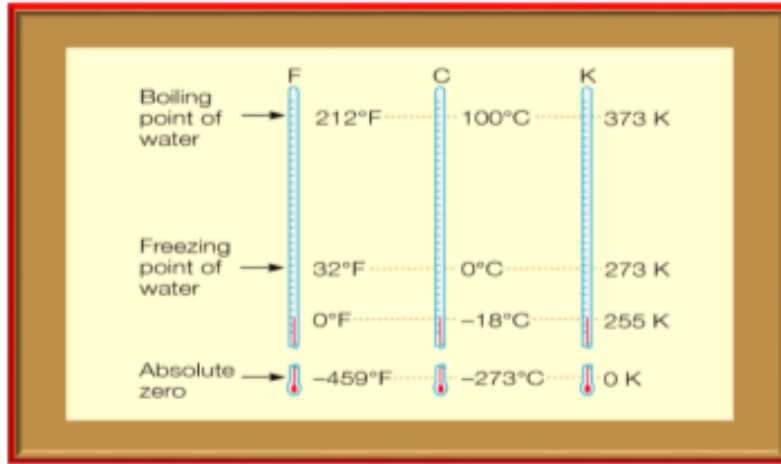
قوانين الغاز المثالي

كل قوانين الغاز المثالي تعتمد على الضغط ودرجة الحرارة والحجم وكمية المادة المتمثل بعدد المولات ولهذا يجب التطرق الى اهم المعلومات التي تخص هذه الخصائص الفيزيائية قبل التطرق الى قوانين الغاز المثالي

درجة الحرارة temperature

مقياس لمقدار امتلاك المادة من الطاقة

A measure of the internal energy of an object



الحجم volume

الوحدات المستخدمة لقياس الحجم كما مبين في الجدول

1 mL = 1 cm ³	1 L = 1000 cm ³
1 m ³ = 1000 L	1 L = 1000 mL
1 ML = 1 000 000 L	
1 L of Water weighs 1 kg	

اما بالنسبة للوحدات المستخدمة لقياس الضغط

الوحدات المستخدمة للتعبير عن الضغط تعتمد على التعبير المستخدم لتعريفه وهو

القوة المسلطة على وحدة المساحة **force per unit area**

$$\text{pressure} = \frac{\text{force}}{\text{area}}$$

When *newton (N)*: Unit of force

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

pascal (Pa): Unit of pressure

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

Unit	Definition
standard atmosphere (atm)	1 atm = 101,325 Pa
mmHg	1 mmHg = 133.322 Pa
torr	1 torr = 133.322 Pa
bar	1 bar = 1×10^5 Pa

Thermodynamics

Gas Laws قوانين الغازات

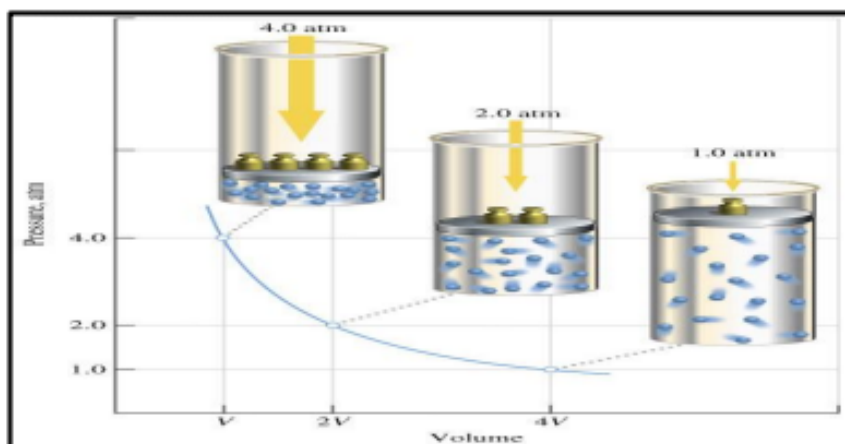
القوانين الرئيسية خمسة وهي :

١- قانون بويل

Boyle's Law

Pressure and volume are inversely related at constant temperature. $PV = K$

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

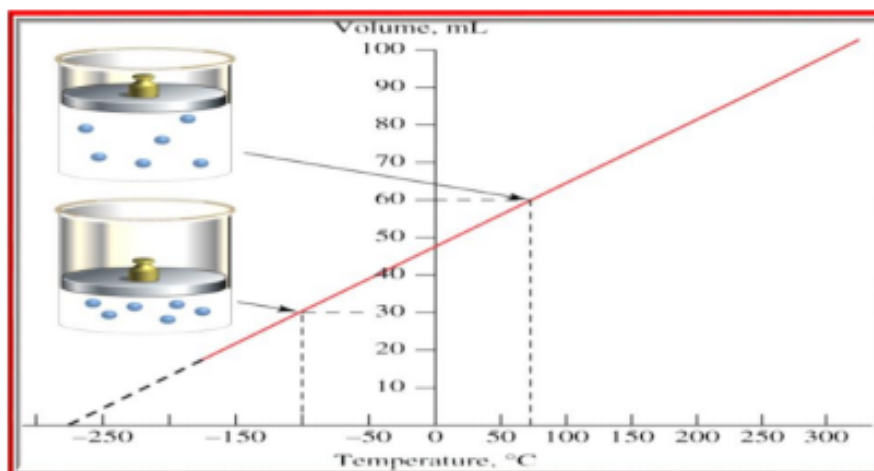


٢- قانون شارل Charles' Law

Volume of a gas varies directly with the absolute temperature at constant pressure.

$$V = KT$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$



٣-قانون أفوكادرو Avogadro's Law

At constant temperature and pressure, the volume of a gas is directly related to the number of moles.

$$V = K n \quad V_1 / n_1 = V_2 / n_2$$

٤-قانون غي-لوساك Gay-Lussac Law

At constant volume, pressure and absolute temperature are directly related.

$$P = k T \quad P_1 / T_1 = P_2 / T_2$$

٥-قانون دالتون Dalton's Law

The total pressure in a container is the sum of the pressure each gas would exert if it were alone in the container

$$P_{\text{Total}} = P_1 + P_2 + P_3 + P_4 + P_5 \dots$$

من هذه العلاقات وجدت علاقة توحد كل ما ذكر سلفا بالقانون الموحد للغازات

$$PV = nRT$$

كل الرموز المذكورة في العلاقة شرحت سلفا عدا R وهو الثابت العام للغازات والذي يمكن حساب قيمته من المعادلة نفسها بعد تعويض المعطيات والتي يمكن ان تاخذ اشكال مختلفة لذلك هو الاخر ياخذ اشكال مختلفة وكما مبين في الجدول الاتي:

جدول لقيم الثابت العام للغازات R وبوحدات مختلفة

0.08206	L · atm/K · mol
62.36	L · torr/K · mol
0.08314	L · bar/K · mol
8.314	m ³ · Pa/K · mol
8.314	J/K · mol
1.987	cal/K · mol

تطبيقات القانون الموحد للغازات

Applications of the ideal gas equation

توجد مجموعة علاقات تستنبط من القانون الموحد للغازات وهي :

1- Relation to density (ρ)

$$\rho = P M / R T$$

2- Relation to molar mass (M)

$$M = \rho R T / P$$

3-Relation at different conditions

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

امثلة محلولة

1-How many molecules are there in 985 mL of nitrogen at 0.0°C and $1.00 \times 10^{-6} \text{ mm Hg}$?

Solution:

$$P = 1.00 \times 10^{-6} \text{ mm Hg} \quad T = 0.0^\circ \text{C} + 273 = 273 \text{ K}$$

$$V = 985 \text{ mL} \quad R = 0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$PV = nRT \quad n = PV/RT$$

$$n = 1.00 \times 10^{-6} \text{ mm} \times 1 \text{ atm}/760 \text{ mm} \times 985 \text{ mL} \times 1 \text{ L}/103 \text{ mL}/$$

$$(0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 273 \text{ K}) = 5.78 \times 10^{-11} \text{ moles } \text{N}_2$$

$$\text{nmolecules} = 5.78 \times 10^{-11} \text{ moles } \text{N}_2 \times 6.02 \times 10^{23} \text{ molecules}/1 \text{ mol } \text{N}_2$$

$$= 3.48 \times 10^{13} \text{ N}_2 \text{ molecules}$$

2-Calculate the mass of 15.0 L of NH_3 at 27°C and 900. mm Hg.

Solution:

$$P = 900. \text{ mm Hg} \quad T = 27^\circ \text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$V = 15.0 \text{ L} \quad R = 0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$PV = nRT \quad n = PV/RT$$

$$n = 900. \text{ mm} \times 1 \text{ atm}/760 \text{ mm} \times 15.0 \text{ L}/(0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 300 \text{ K})$$

$$n = 0.721 \text{ moles } \text{NH}_3 \times 17.04 \text{ g } \text{NH}_3/1 \text{ mol } \text{NH}_3 = 12.3 \text{ g } \text{NH}_3$$

3-An empty flask has a mass of 47.392 g and 47.816 g when filled with acetone vapor at $100.^\circ \text{C}$ and 745 mm Hg. If the volume of the flask is 247.3 mL, what is the molar mass of the acetone?

Solution:

$$P = 745 \text{ mm Hg} \quad T = 100.^\circ \text{C} + 273 = 373 \text{ K}$$

$$V = 247.3 \text{ mL} \quad R = 0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$m_{\text{vapor}} = 47.392 \text{ g} - 47.816 \text{ g} = 0.424 \text{ g}$$

$$PV = nRT \quad n = m/MM \quad PV = mRT/MM \quad MM = mRT/PV$$

$$MM = 0.424 \text{ g} \times 0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 373 \text{ K} / (745 \text{ mm} \times 1 \text{ atm}/760$$

mm

$$\times 247.3 \text{ mL} \times 1 \text{ L}/103 \text{ mL}) = 53.6 \text{ g/mol}$$

Homework:

1- Calculate the density in g/L of 478 mL of krypton at 47° C and 671 mm Hg.

2) 6.3 mg of a boron hydride is contained in a flask of 385 mL at 25.0° C and a pressure of 11 torr.

(a) Determine the molar mass of the hydride.

(b) Which of the following hydrides is contained in the flask, BH₃, B₂H₆, or B₄H₁₀?

3) A volume of 26.5 mL of nitrogen gas was collected in a tube at a temperature of 17° C and a pressure of 737 mm Hg. The next day the volume of the nitrogen was 27.1 mL with the barometer

4) How many moles of CO₂(g) is in a 5.6 L sample of CO₂ measured at STP and ATP?

ملاحظة: المعنى المقصود من

STP = Standard Temperature and Pressure

درجة الحرارة قياسية وهي الصفر المئوي (٢٧٣ مطلق) والضغط ١ جوا

ATP = Ambient Temperature and Pressure

بينما المقصود

هنا درجة حرارة المحيط القياسية ٢٥ مئوي وهي (٢٩٨ مطلق) والضغط ١ جوا

Thermodynamics

الغاز المثالي والغاز الحقيقي

Real gas and Ideal gas

العلامة المميزة بين الغاز الحقيقي و الغاز المثالي تتمثل بالسلوك الفيزيائي لكل منهما وهنا يجب الاشارة الى ان الغاز المثالي هو الغاز الذي تنطبق عليه كل العلاقات التي ذكرت سلفا من علاقة بويل وشارل وغي لوساك وافوكادروا..... اما الغاز الحقيقي فهو الذي يشذ عن هذه العلاقات. من اجل تسليط الضوء على هذه الخاصية يجب ان نعرض على فرضيات النظرية الحركية للغازات وهي كما مبين في النقاط ادناه :

((ملاحظة يمكن الرجوع الى الشرح العربي في مصدر الكيمياء الفيزيائية للدكتور عمار هاني الدجيلي و الدكتور نوري خليفة المشهداني الفصل الاول ص ٤٣))

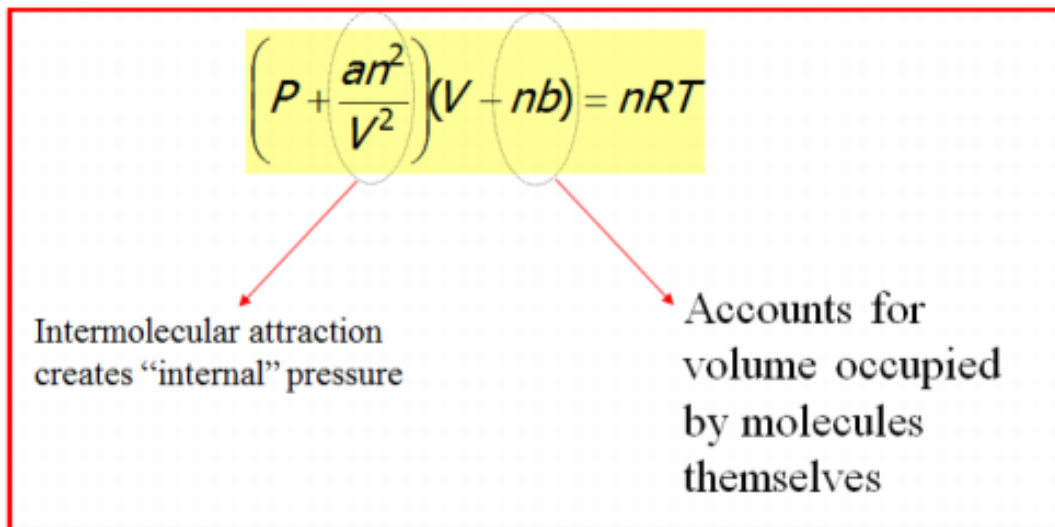
1. A gas is composed of molecules that are extremely far from one another in comparison with their own dimensions. They can be considered as essentially shapeless, volumeless points, or small, hard spheres.

2. These gas molecules are in a state of constant random motion, which is interrupted only by collisions of the molecules with each other and with the walls of the container.

3. The molecules exert no forces on one another or on the container other than through the impact of collision. Furthermore, these collisions are elastic; that is, no energy is lost as friction during collision.

A. Seznt. "gas laws and kinetic theory", 3rd chapter pp.110

من هذه النقاط الثلاث يتبين ان النقص في النظرية الحركية يتمثل بعاملين هما الحجم و الضغط لذلك وجد فاندرو فالز العلاقة المصححة للقانون العام للغازات والتي سمت بمعادلة فاندرو فالز نسبة الى واضعها:



المعادلة تبين السلوك الحقيقي للغاز وهو بذلك يمثل القانون الموحد للغاز الحقيقي . يمكن ان يقترب سلوك الغاز الحقيقي من المثالي عندما يكون الحجم الذي يحتلته الغاز الحقيقي كبير جدا حيث رياضيا يهمل الحد الثاني لصغر قيمته من الحجم وكذلك القيمة المحسوبة مع الضغط. هنا يجب الاشارة الى ان a و b تحسب عمليا . من جهة اخرى هنالك من يعبر عن معادلة فاندر فالز بانها سلوك الغاز المثالي بوجود قوى التآثر بين جزيئاته

Van Der Waals gas = Ideal gas + Interaction

V-nb = Excluded Volume

$$\frac{an^2}{V^2} = \text{Molecular Attractions}$$

Problems:

At 2000C a pressure of 42.4 bar of pressure is required to reduce the molar volume of NH_3 to 0.85 L. What pressure would have been calculated on the basis of (a)ideal-gas behavior and (b)van der Waal’s equation with $a = 4.25 \text{ bar L}^2 \text{ mol}^{-1}$, $b = 0.0374 \text{ L mol}^{-1}$, $R = 0.0831 \text{ L bar K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Solution:

a- From ideal-gas law equation:

$$\begin{aligned}
 PV &= nRT & P &= nRT / V \\
 &= (1 \text{ mol}) (0.0831 \text{ L bar K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (473 \text{ K}) / (0.851 \text{ L})
 \end{aligned}$$

$$= \underline{46.2 \text{ bar}}$$

b- While for Van der Waal's equation:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

$$P = [nRT / (V - nb)] - [an^2 / V^2]$$

$$= [(1.0 \text{ mol}) (0.0831 \text{ L bar K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (473 \text{ K}) / (0.851 \text{ L}) - (1.0 \text{ mol}) (0.0374 \text{ L mol}^{-1})] - [(4.25 \text{ bar L}^2 \text{ mol}^{-1}) (1.0 \text{ mol})^2 / (0.851 \text{ L})^2]$$

$$= \underline{42.4 \text{ bar}}$$

من هذا المثال وغيره يمكن ان يعزى الاختلاف في الحجم المقاس الى الاسباب الاتية

- 1-The actual volume free to move in is less because of particle size.
- 2-More molecules will have more effect.
- 3-Corrected volume $V' = V - nb$
- 4-"b" is a constant that differs for each gas.

بينما التغير في الضغط يمكن ان يعزى الى الاسباب الاتية:

1. Because the molecules are attracted to each other, the pressure on the container will be less than ideal.
2. Pressure depends on the number of molecules per liter.
3. Since two molecules interact, the effect must be squared.

وبذلك يكون الضغط المقاس في الواقع او الملاحظ يمكن ان يعبر عنه بالعلاقة

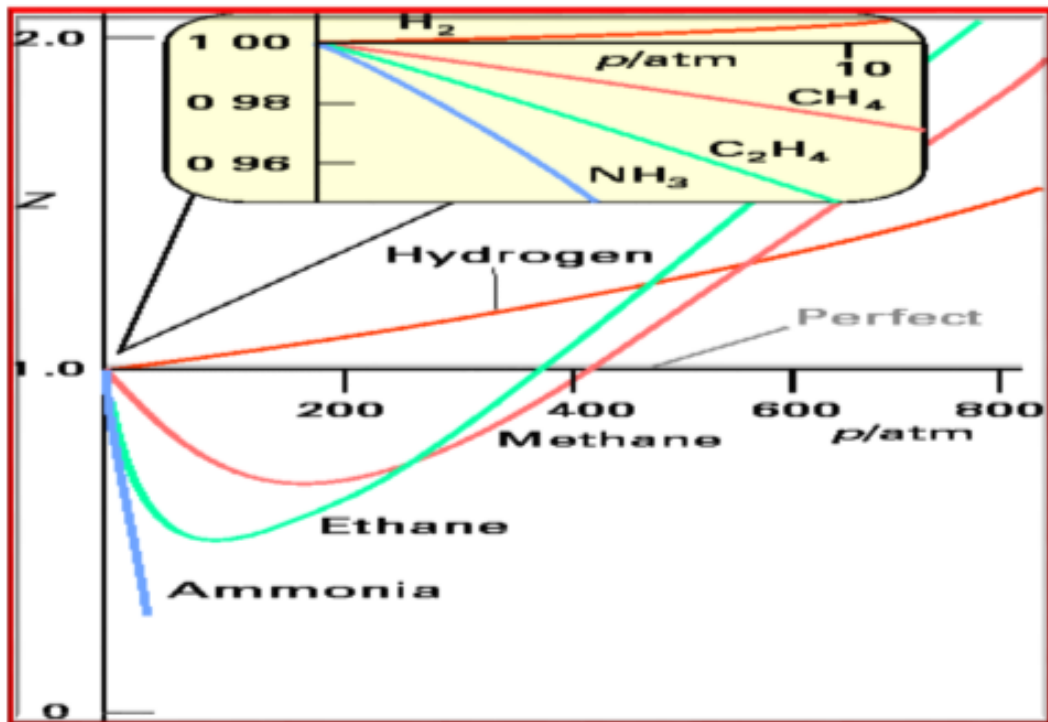
$$P_{\text{observed}} = P - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$

معامل الانضغاطية Compressible Factor

معامل الانضغاطية هو مقياس لمدى اقتراب الغاز الحقيقي في سلوكه من الغاز المثالي. يرمز لهذا العامل بالرمز Z والذي يعبر عنه رياضيا بالعلاقة الاتية:

$$Z = PV/RT$$

حيث ان Z تأخذ القيمة 1 في السلوك المثالي للغاز وفي حالة الشذوذ فان قيمتها تصبح اكثر من 1 او اصغر من 1. الرسم الاكثر شيوعا للتعبير عن هذا السلوك هو المبين في المخطط الاتي لغازي

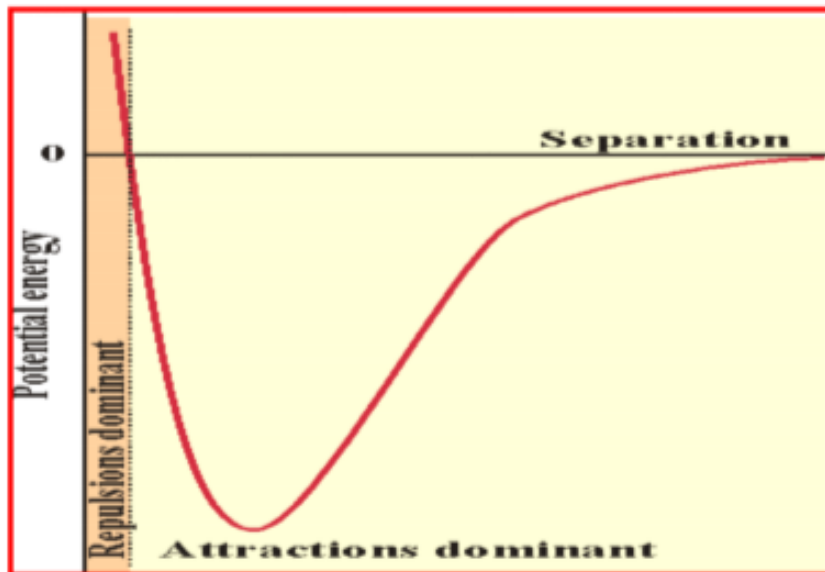


كما يمكن ملاحظة النقاط الاتية لمعامل الانضغاطية :

1. at zero pressure $Z = 1$
2. for an ideal gas $Z = 1$ always
3. real gas, high pressure: high Z
4. at the Boyle temperature: Z starts horizontally
5. below the Boyle temperature: Z starts below 1
6. above the Boyle temperature: Z is always above 1

الشكل المرسوم بين معامل الانضغاطية و الضغط المبين اعلاة يشير الى نتيجتين مهمتين وهما :

- curvature downwards: attracting forces between the molecules
- going up: repelling forces / own volume of the molecules



هنالك درجة حرارة معينة يسلك فيها الغاز الحقيقي سلوكا مثاليا تعرف هذه الدرجة بدرجة حرارة بويل

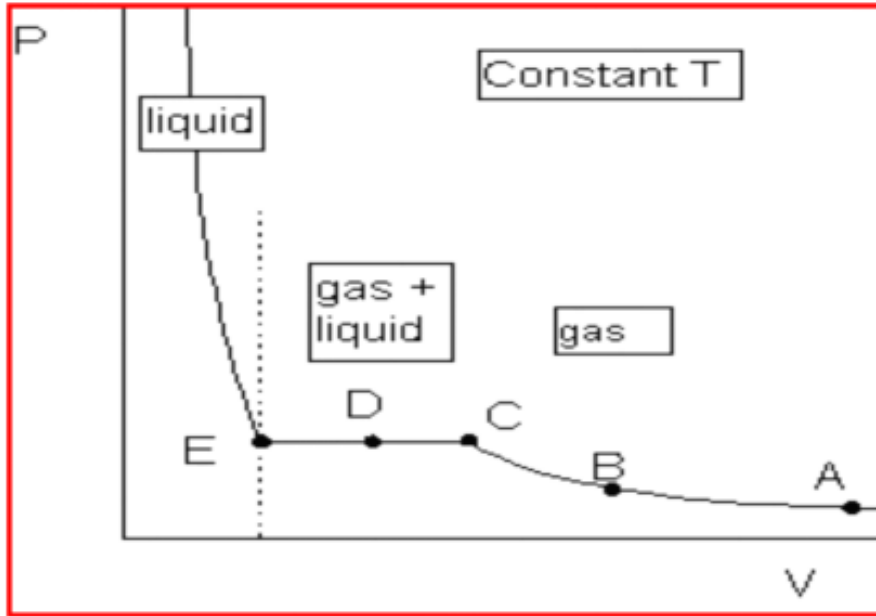
Boyle temperature: Z starts horizontally at this temperature
significance: at the Boyle temperature the real gases behave (almost) like the ideal gases if the pressure is not very high (*e.g.* $p < 30$ bar) Boyle temperature for N_2 : 54,05 °C (@ air behaves like an ideal gas at 298K)

$$T_B = a / R \cdot b$$

Thermodynamics

Isotherms of ideal gases

مخططات بيانية تستخدم لتمثيل مختلف العلاقات الفيزيائية عند ثبوت درجة الحرارة ، حيث يمكن على سبيل المثال رسم العلاقة بين الضغط والحجم وكما مبين في المخطط ادناه والذي يبين تغير حالة المادة مع تغير الضغط من خلال تغير حجمها عند ثبوت درجة الحرارة.



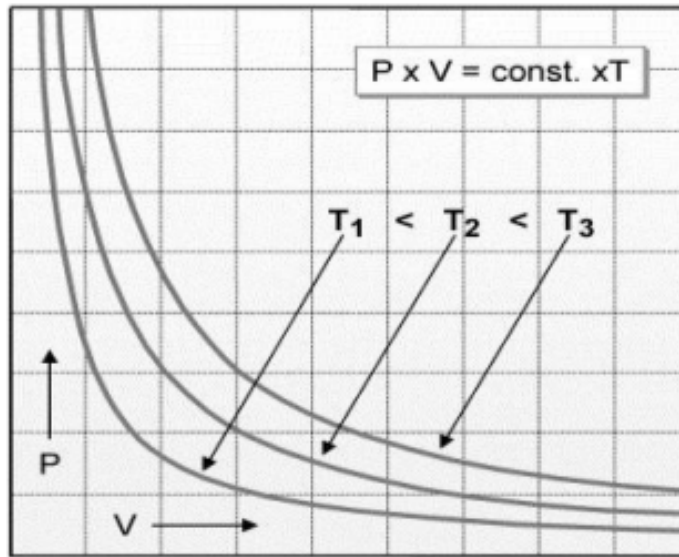
Isotherms of gases: $p(V)$ curve at constant temperature

المخطط البياني او الايزوثيرم يبين العلاقة بين الضغط والحجم والذي اخذ عن مديات مختلفة من درجات الحرارة. يمكن ملاحظة الانسيابية في التغيير بالنسبة للغاز المثالي والذي يختلف بشكل يمكن مقارنته مع الغاز الحقيقي.

An isothermal process is a change of a system in which the temperature remains constant: $\Delta T = 0$.

A hypothetical gas whose molecules exhibit no interaction and undergo elastic collision with each other and with the walls of the container

Source: Boundless. "Isotherms." *Boundless Physics*. Boundless, 26 May. 2016. Retrieved 30 Jul. 2016 from <https://www.boundless.com/physics/textbooks/boundless-physics-textbook/temperature-and-kinetic-theory-12/ideal-gas-law-104/isotherms-375-6313/>

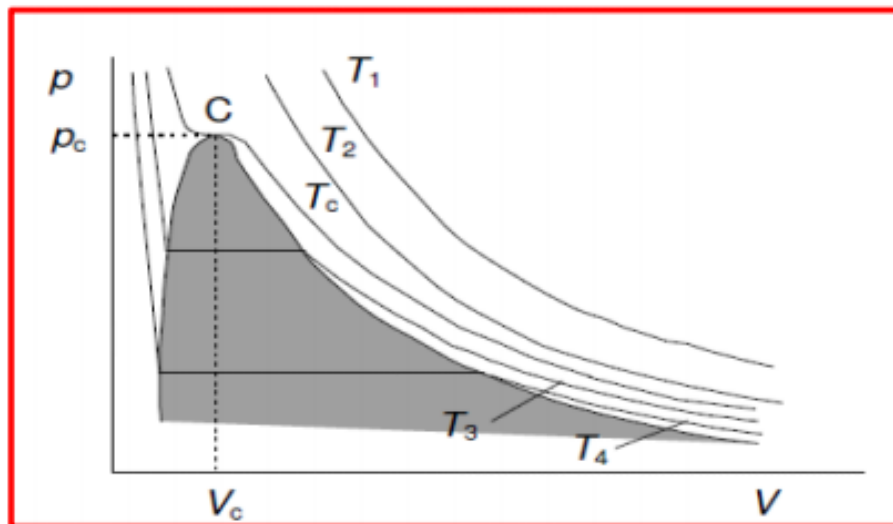


Lower temperature: the isotherm is getting closer to the axes, but keeping the hyperbolic shape (since $p V = \text{constant}$ always)

Source: Boundless. "Isotherms." *Boundless Physics*. Boundless, 26 May. 2016. Retrieved 30 Jul. 2016 from <https://www.boundless.com/physics/textbooks/boundless-physics-textbook/temperature-and-kinetic-theory-12/ideal-gas-law-104/isotherms-375-6313/>

Isotherms of real gases

ايزو ثيرم للغاز الحقيقي يبين اختلافا مميذا في السلوك بالمقارنة مع الغاز المثالي حيث يمكن ملاحظة التغيير الحاصل في الانحراف والنتائج من قوى التداخل في التجاذب والتنافر بين جزيئات الغاز. كما يمكن ان نلاحظ من الشكل ان السلوك يقترب من المثالية عند الدرجات الحرارية المرتفعة وهذا ما لوحظ من اختفاء او الاضمحلال التدريجي للقمّة المبينة في الرسم ادناه.



high temperature: nearly hyperbolic (nearly ideal gas)
 lower temperature: distorted hyperbolic function

من الشكل المبين اعلا يمكن ان نلاحظ وجود منطقة مؤشر عليها بالرمز

C = critical

والتي تعني النقطة الحرجة وفيها لا يمكن اسالة الغاز عند هذه النقطة مهما زاد الضغط المسلط على النظام. لهذه النقطة خصوصية حيث ان لكل غاز له نقطة حرجة عند درجة حرارة وضغط وحجم والتي يمكن ان تحسب وكما مبين في العلاقات المبينة.

Significance of the critical temperature: if the temperature is higher,
The gas cannot be liquefied by compression

$$V_j^c = 3 \cdot b$$

$$p^c = a / 27 \cdot b^2$$

$$T^c = 8 \cdot a / 27 \cdot R \cdot b$$

Critical isotherm: a point having horizontal tangent appears (critical point)

Critical temperature: temperature of the critical isotherm

Critical pressure: pressure belonging to the critical point

Critical molar volume: molar volume belonging to of the critical point

Kinetic energy and temperature

النظرية الحركية تبين ان العلاقة بين درجة الحرارة والطاقة الحركية هي علاقة طردية .

Average kinetic energy of the gas molecules depends on the average mass and velocity.

$$KE_{avg} = \frac{1}{2} N_A m \overline{u^2}$$

$$KE = PV = n RT$$

$$\text{IN THE SAME TIME } PV = \frac{1}{3} M u^2$$

For that

$$KE_{avg} = \frac{1}{2} N_A m u^2$$

N_A is Avogadro's number.

$$KE_{avg} = (3/2) RT$$

$$R \text{ gas constant} = 8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$$

$N_A \cdot \text{mass} = \text{molar mass in kg/mol}$

Simplifying the equation relating temperature and kinetic energy gives

$$\frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} k_B T$$

من هذا نجد عدت مصطلحات للتعبير عن حركة الجزيئات او الذرات في النظام وهي كما مبين:

1-Root Mean Square Speed (v_{rms}) and the average of Root Mean Square Speed $\sqrt{u^2}$

$$\sqrt{u^2} = u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{N_A m}}$$

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}}$$

2-Most Probable Speed v_{mp}

$$v_{\text{mp}} = \sqrt{\frac{2k_B T}{m}} = 1.41 \sqrt{\frac{k_B T}{m}}$$

3-Graham's Law of Effusion

For two different gases at the same T, the ratio of their rates of effusion is given by the following equation:

$$\frac{\text{rate}_A}{\text{rate}_B} = \sqrt{\frac{\mathcal{M}_B}{\mathcal{M}_A}}$$

Important note:

1-If n is the number of moles contained in a sample of any substance, N is the number of

molecules, M_{sam} is the mass of the sample, m is the molecular mass, and M is the molar mass, then

$$n = \frac{N}{N_A}, \quad M = mN_A, \quad n = \frac{M_{sam}}{M} = \frac{M_{sam}}{mN_A}$$

2-from law of gas $PV=n RT$ we can remember that:

$$pV = NkT \quad (\text{ideal gas law}).$$

Here, k is the **Boltzmann constant**, and N the number of molecules.

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}}{6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}.$$

3-the relation between the three types of speeds:

$$v_P = \sqrt{\frac{2RT}{M}} \quad (\text{most probable speed}), \quad = 1.41 \sqrt{\frac{kT}{m}}$$

$$v_{\text{avg}} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}} = 1.59 \sqrt{\frac{kT}{m}}$$

$$v_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad (\text{rms speed}), \quad = 1.73 \sqrt{\frac{kT}{m}}$$