



الغازات

Chapter 5



TABLE 5.1**Some Substances Found as Gases at 1 atm and 25°C****Elements**

H₂ (molecular hydrogen)
N₂ (molecular nitrogen)
O₂ (molecular oxygen)
O₃ (ozone)
F₂ (molecular fluorine)
Cl₂ (molecular chlorine)
He (helium)
Ne (neon)
Ar (argon)
Kr (krypton)
Xe (xenon)
Rn (radon)

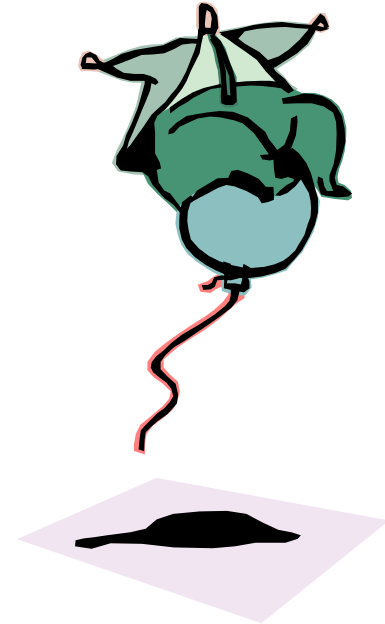
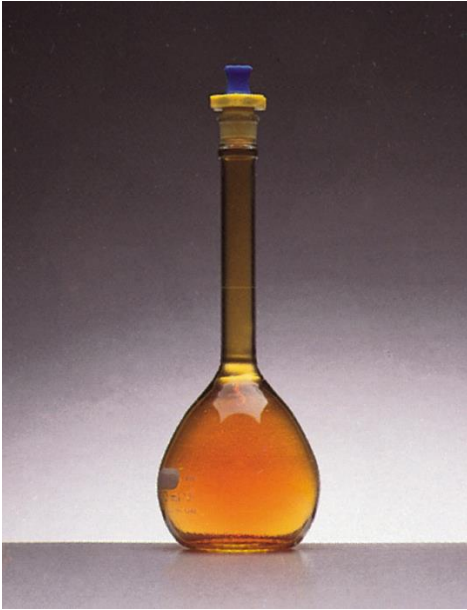
Compounds

HF (hydrogen fluoride)
HCl (hydrogen chloride)
HBr (hydrogen bromide)
HI (hydrogen iodide)
CO (carbon monoxide)
CO₂ (carbon dioxide)
NH₃ (ammonia)
NO (nitric oxide)
NO₂ (nitrogen dioxide)
N₂O (nitrous oxide)
SO₂ (sulfur dioxide)
H₂S (hydrogen sulfide)
HCN (hydrogen cyanide)*

*The boiling point of HCN is 26°C, but it is close enough to qualify as a gas at ordinary atmospheric conditions.

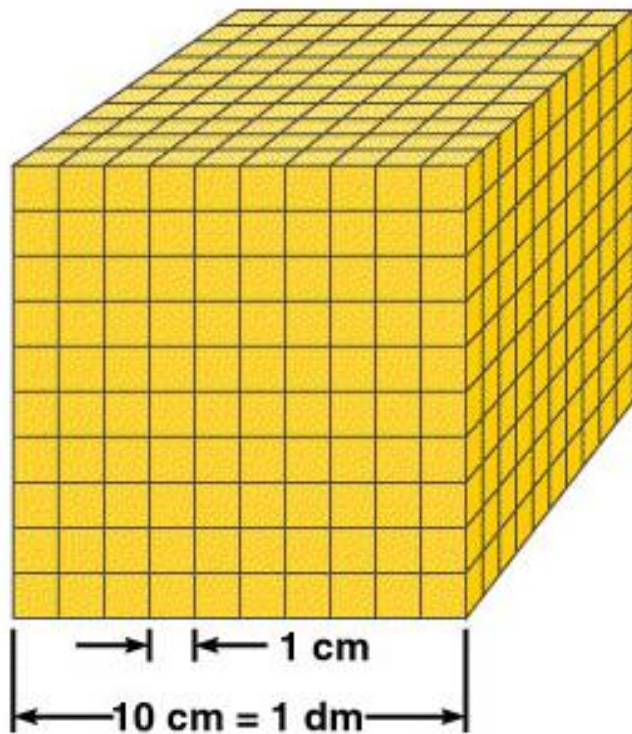
الخصائص الفيزيائية للغازات

- الغازات تأخذ شكل وحجم الإناء.
- الغازات هي الحالة الأكثر انضغاطا للمادة.
- تخلط الغازات بالتساوي وبالكامل في أي حيز.
- الغازات لديها كثافة أقل بكثير من السوائل والمواد الصلبة.



حجم أي مادة عبارة عن الحيز الذي تشغله تلك المادة.

وفي حالة الغازات فإن حجم الغاز هو الحجم الذي يشغله هذا الغاز



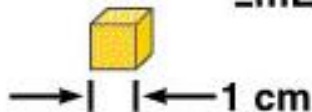
$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3$$

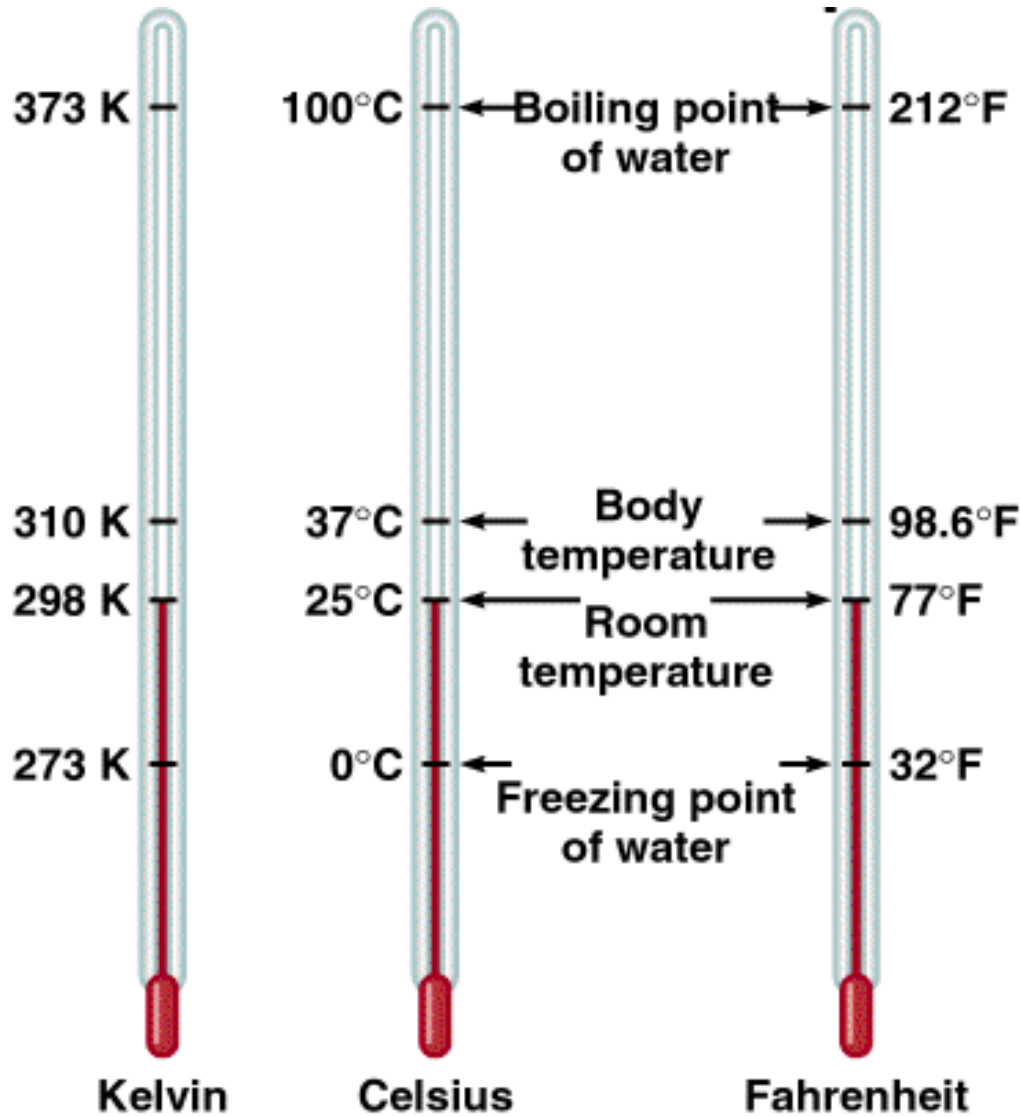
$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

Volume: cm³;
 mL



Volumetric flask

المقاييس المختلفة لدرجة الحرارة



$$K = ^\circ\text{C} + 273.15$$

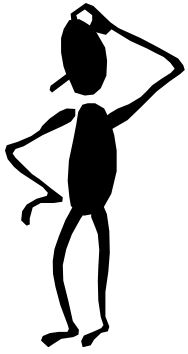
$$273 \text{ K} = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$373 \text{ K} = 100 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$^\circ\text{F} = \frac{9}{5} \times ^\circ\text{C} + 32$$

$$32 \text{ } ^\circ\text{F} = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$212 \text{ } ^\circ\text{F} = 100 \text{ } ^\circ\text{C}$$



حول 172.9°F إلى درجة مئوية.

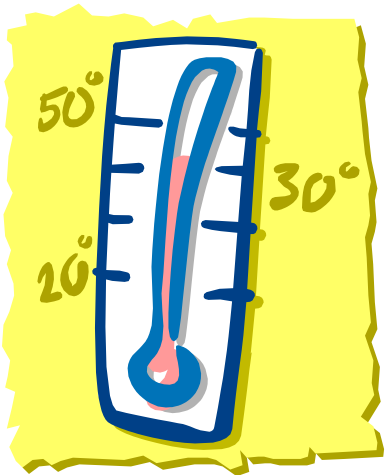
$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} \times ^{\circ}\text{C} + 32$$

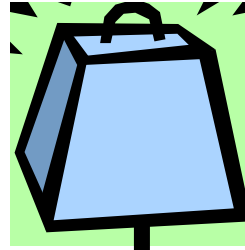
$$^{\circ}\text{F} - 32 = \frac{9}{5} \times ^{\circ}\text{C}$$

$$\frac{5}{9} \times (^{\circ}\text{F} - 32) = ^{\circ}\text{C}$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} \times (^{\circ}\text{F} - 32)$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} \times (172.9 - 32) = 78.3$$





$$\frac{\text{قوة}}{\text{مساحة}} = \text{الضغط}$$

(القوة = كتلة \times التسارع)

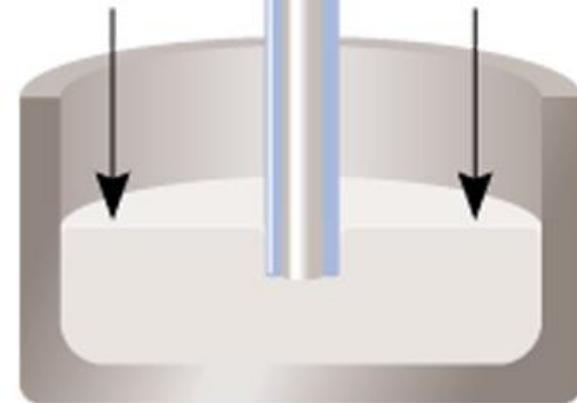
وحدات الضغط

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

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

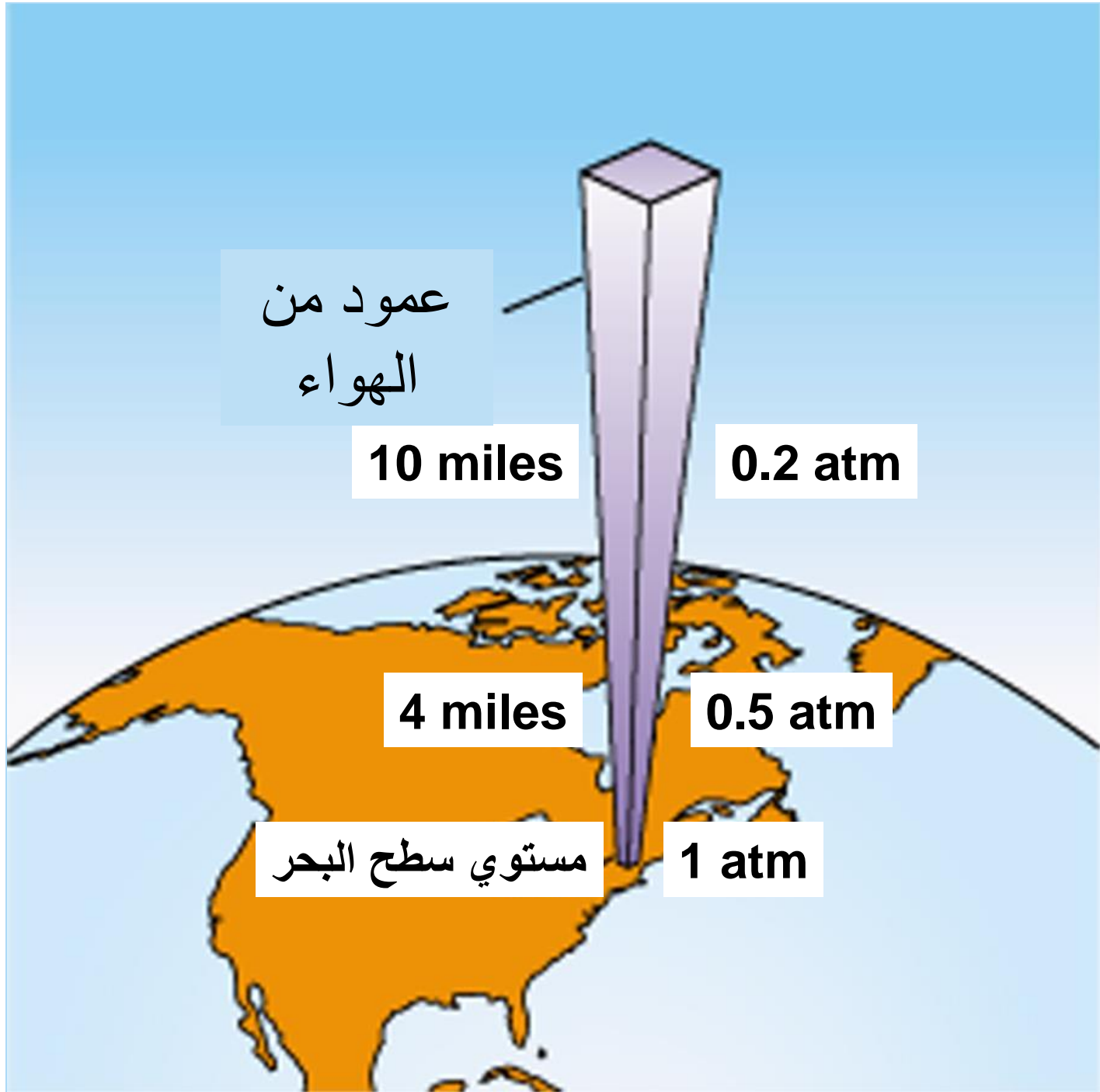
$$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ Pa}$$

Atmospheric pressure

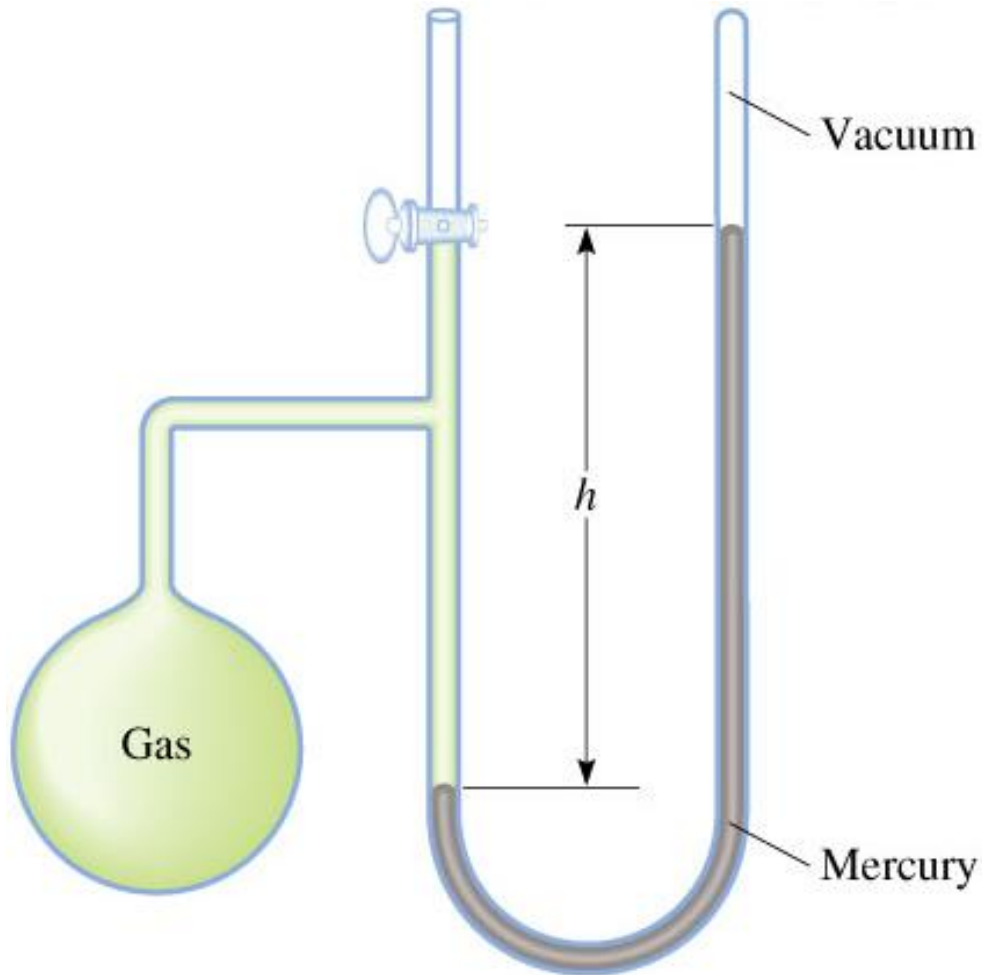


76 cm

Barometer

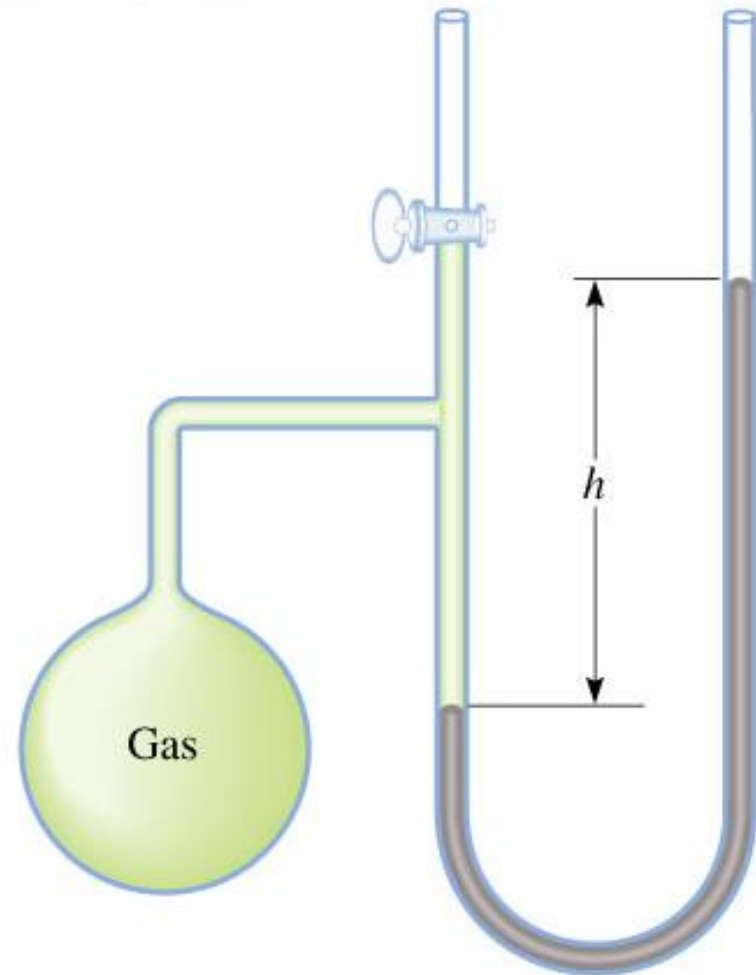


المانومتر المستخدم لقياس ضغط الغاز



$$P_{\text{gas}} = P_h$$

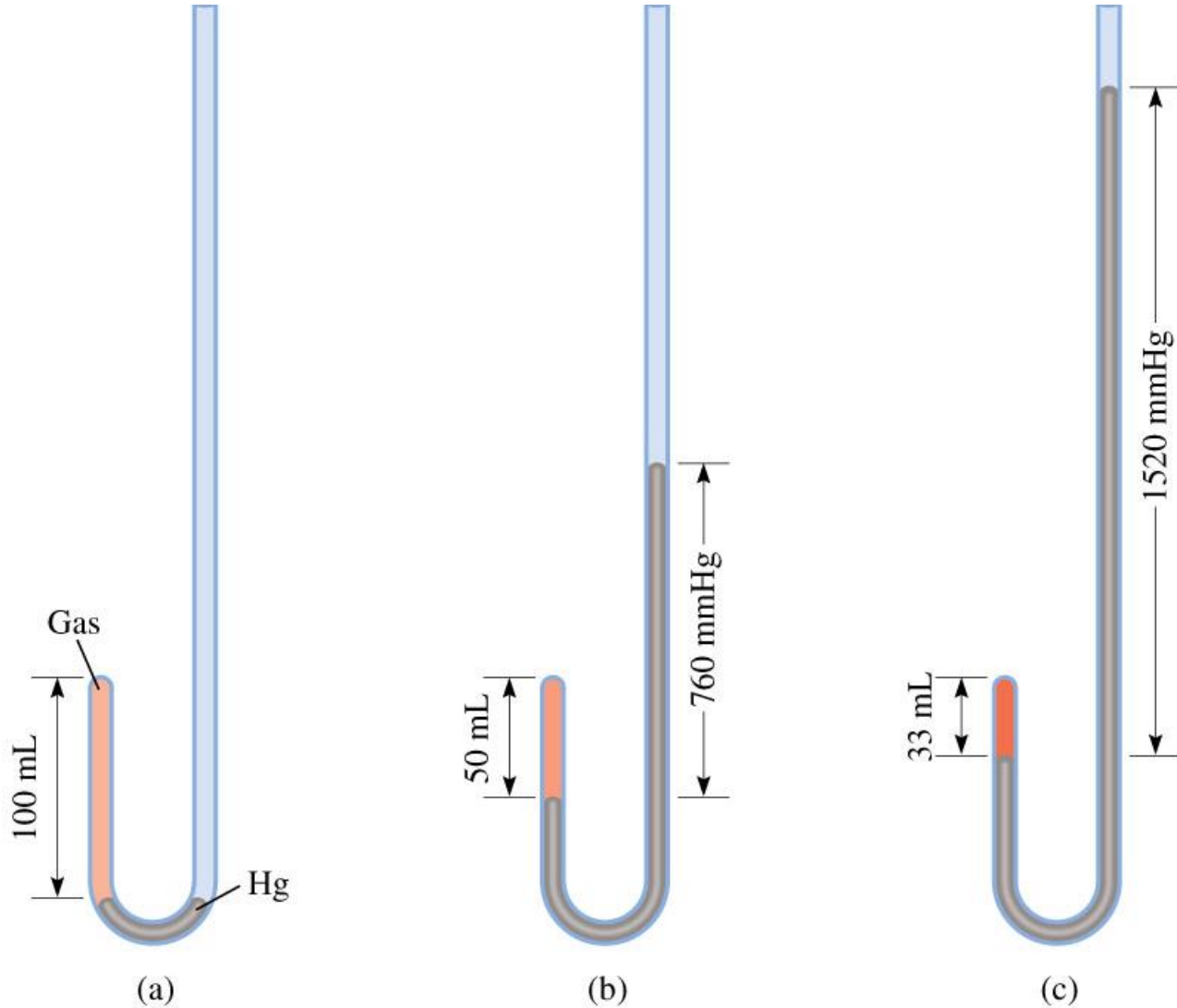
(a)



$$P_{\text{gas}} = P_h + P_{\text{atm}}$$

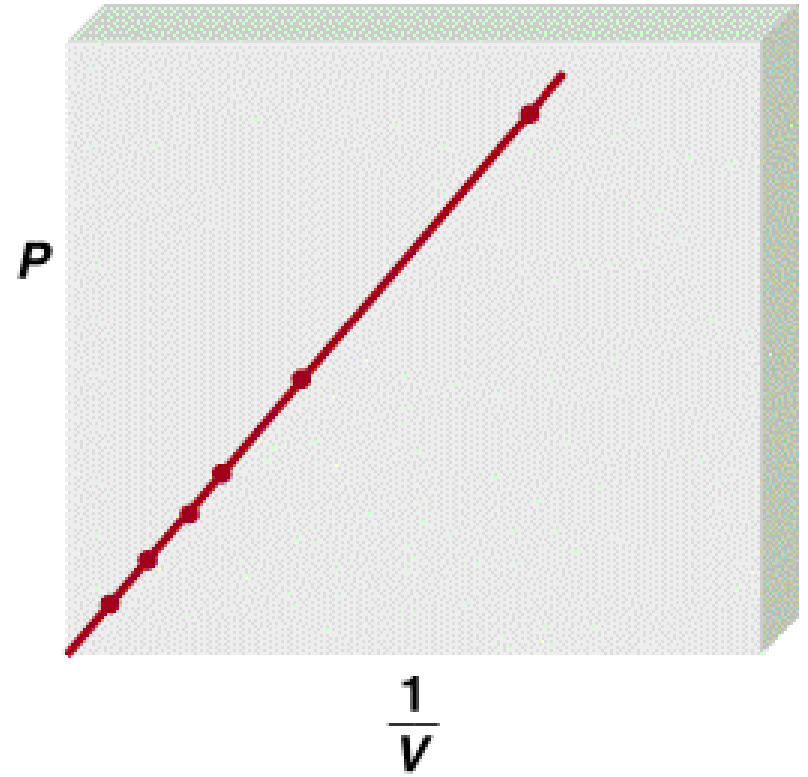
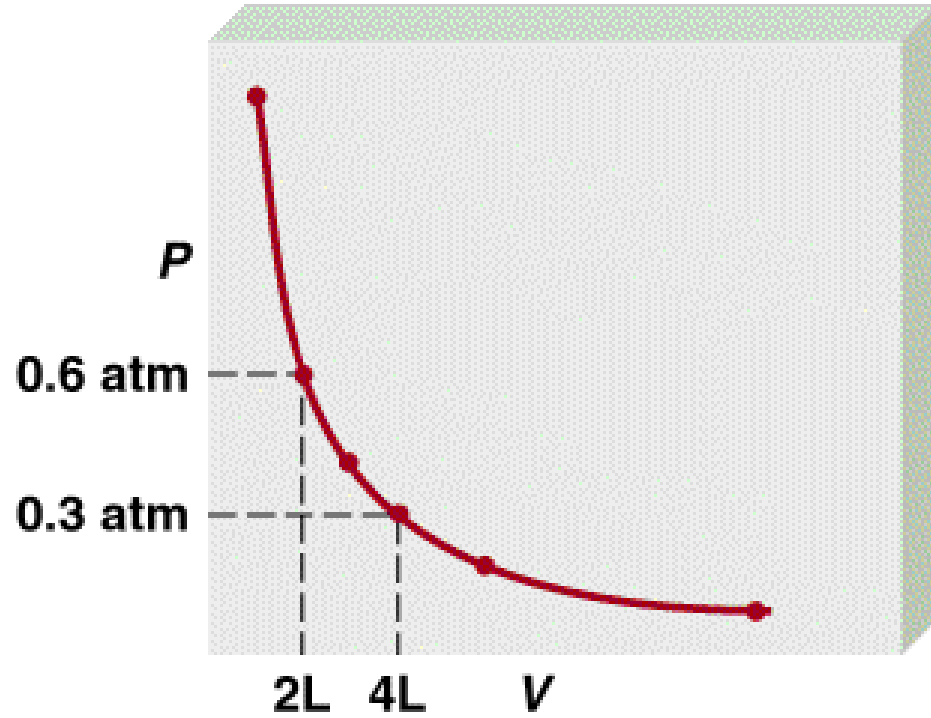
(b)

جهاز لدراسة العلاقة بين الضغط وحجم الغاز



كلما زاد الضغط $P(h)$ ، يقل الحجم

قانون بويل



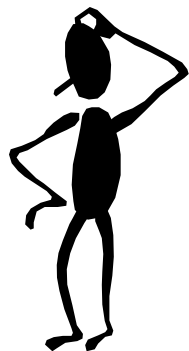
$$P \propto 1/V$$

$$P \times V = \text{constant}$$

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$



درجة الحرارة ثابتة
كمية الغاز ثابتة



تشغل عينة من غاز الكلور حجم 946 مل عند ضغط 726 مم زئبق. ما هو ضغط الغاز (مم زئبق) إذا تم تقليل الحجم في درجة حرارة ثابتة إلى 154 مل؟

$$P \times V = \text{constant}$$

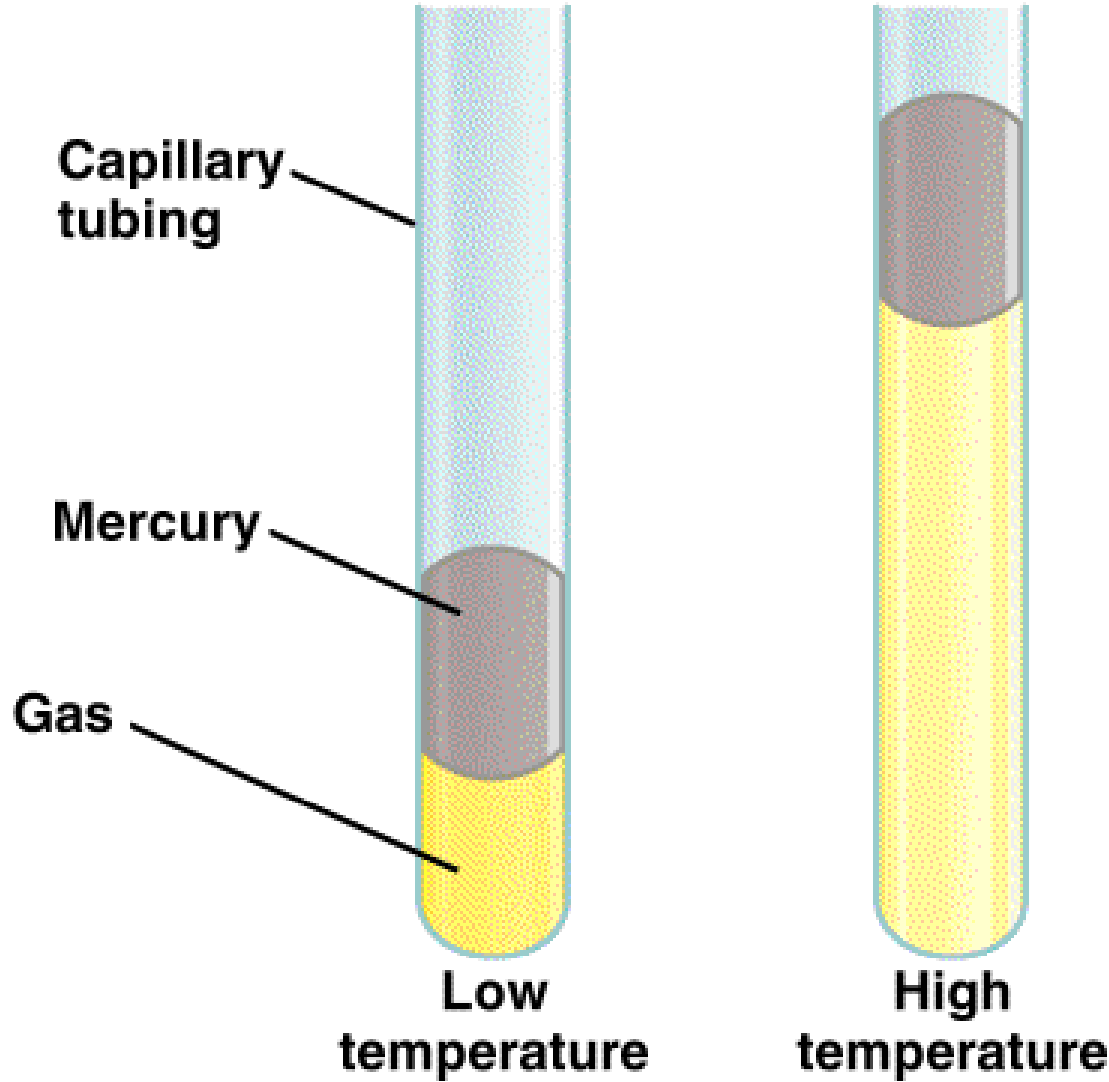
$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$$P_1 = 726 \text{ mmHg} \quad P_2 = ?$$

$$V_1 = 946 \text{ mL} \quad V_2 = 154 \text{ mL}$$

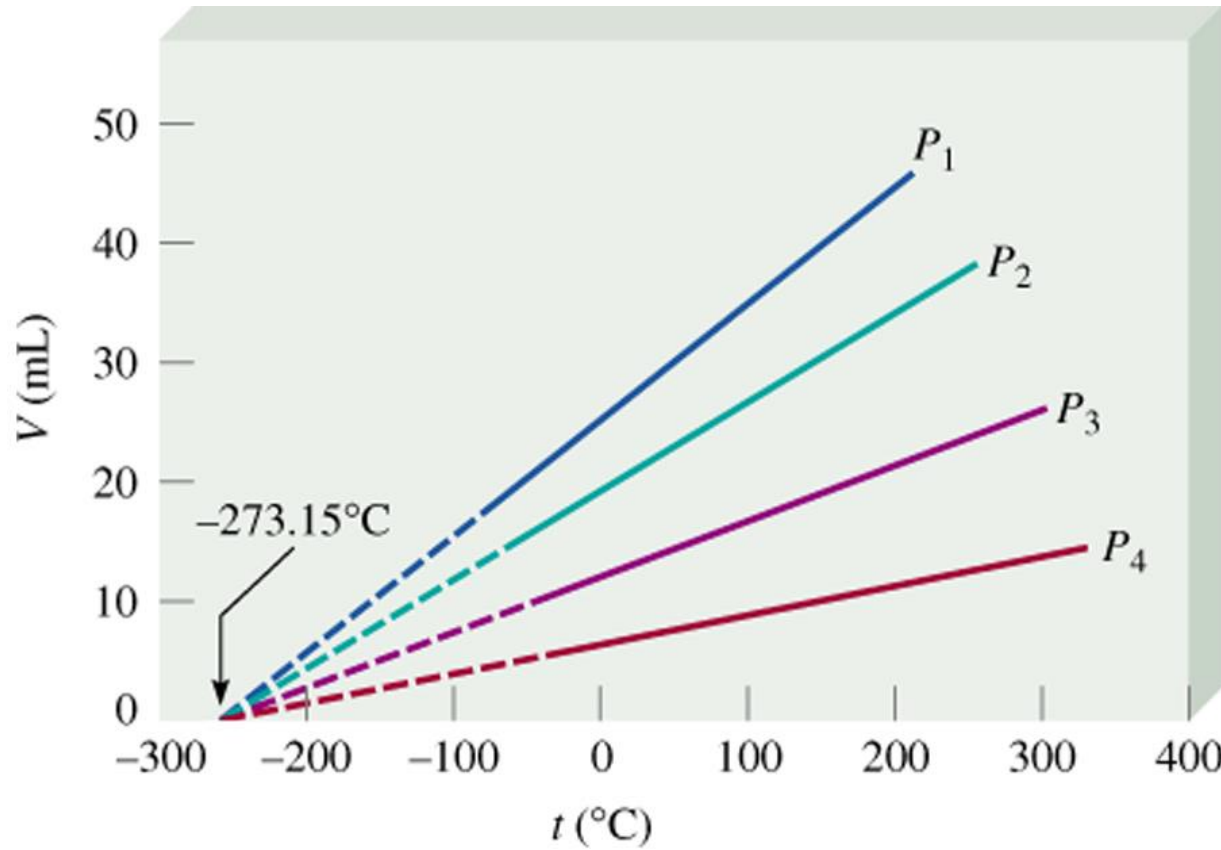
$$P_2 = \frac{P_1 \times V_1}{V_2} = \frac{726 \text{ mmHg} \times 946 \text{ mL}}{154 \text{ mL}} = 4460 \text{ mmHg}$$

تمدد وانكماش الغازات



بزيادة T يزداد V

تغير حجم الغاز مع درجة الحرارة عند ثبوت الضغط



قانون شارل

Charles' Law

$$V \propto T$$

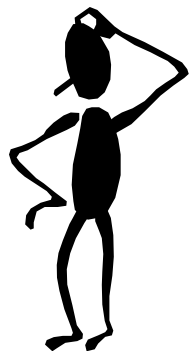
$$V = \text{constant} \times T$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$



درجة الحرارة يعبر عنها بالكلفن

$$T (\text{K}) = t (^\circ\text{C}) + 273.15$$



تشغل عينة من غاز أول أكسيد الكربون 3.20 لتر عند 125 درجة مئوية. في أي درجة حرارة سوف يشغل الغاز حجم 1.54 لتر إذا ظل الضغط ثابتاً؟

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

$$V_1 = 3.20 \text{ L}$$

$$V_2 = 1.54 \text{ L}$$

$$T_1 = 398.15 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

$$T_1 = 125 (^{\circ}\text{C}) + 273.15 (\text{K}) = 398.15 \text{ K}$$

$$T_2 = \frac{V_2 \times T_1}{V_1} = \frac{1.54 \cancel{\text{ L}} \times 398.15 \text{ K}}{3.20 \cancel{\text{ L}}} = 192 \text{ K}$$

تغير ضغط الغاز مع درجة الحرارة عند ثبوت الحجم

$$P \propto T$$

$$P = \text{constant} \times T$$

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

قانون امونتون

Amonton's Law



درجة الحرارة يعبر عنها بالكلفن

$$T (\text{K}) = t (^{\circ}\text{C}) + 273.15$$

Avogadro's Law

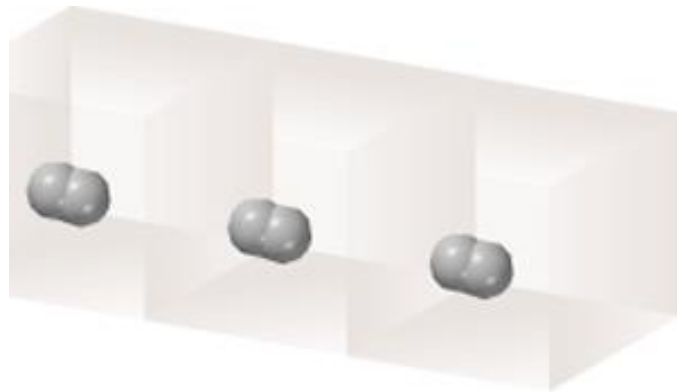
$V \propto$ number of moles (n)

$V = \text{constant} \times n$

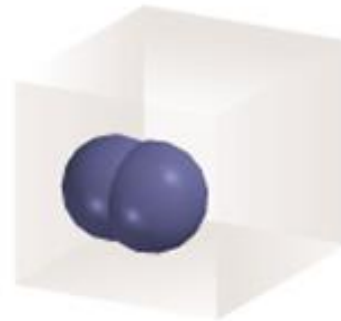
$$V_1 / n_1 = V_2 / n_2$$



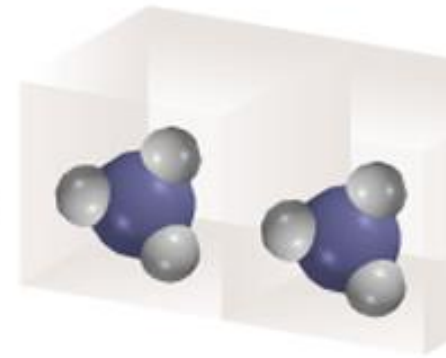
درجة الحرارة ثابتة
الضغط ثابت



+



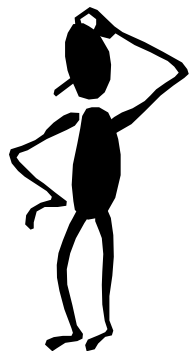
→



$3\text{H}_2(g)$
3 molecules
3 moles
3 volumes

+ $\text{N}_2(g)$
+ 1 molecule
+ 1 mole
+ 1 volume

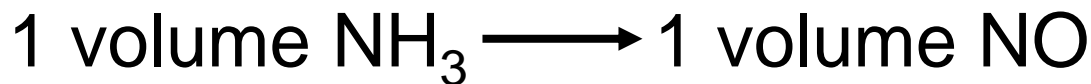
→ $2\text{NH}_3(g)$
→ 2 molecules
→ 2 moles
→ 2 volumes



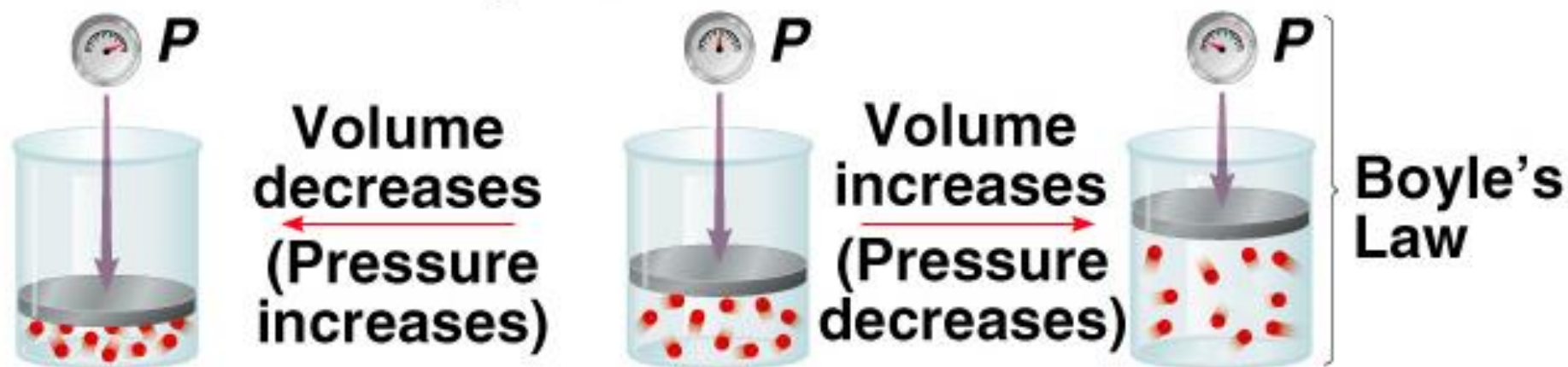
تحترق الأمونيا في الأكسجين لتكوين أكسيد النيتريك (NO) وبخار الماء. كم حجم من (NO) يتم الحصول عليه من كمية واحدة من الأمونيا في نفس درجة الحرارة والضغط؟



At constant T and P



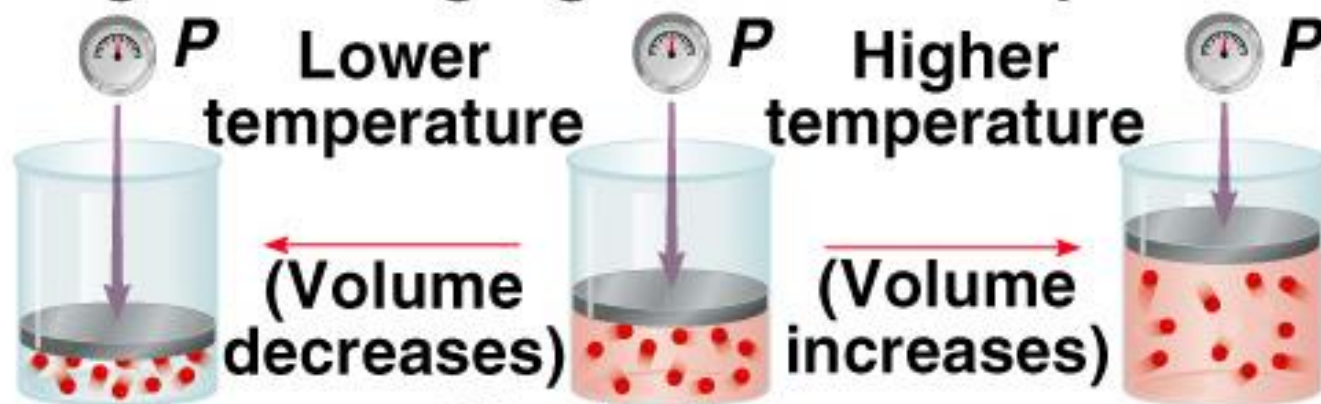
Increasing or decreasing the volume of a gas at a constant temperature



Boyle's Law

$$P = (nRT) \frac{1}{V} \quad nRT \text{ is constant}$$

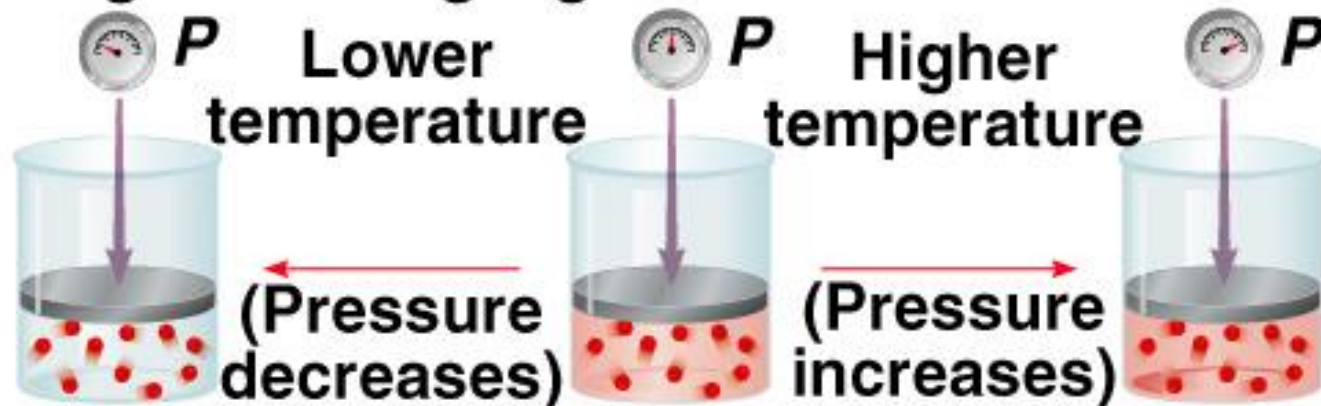
Heating or cooling a gas at constant pressure



Charles's Law

$$V = \left(\frac{nR}{P}\right) T \quad \frac{nR}{P} \text{ is constant}$$

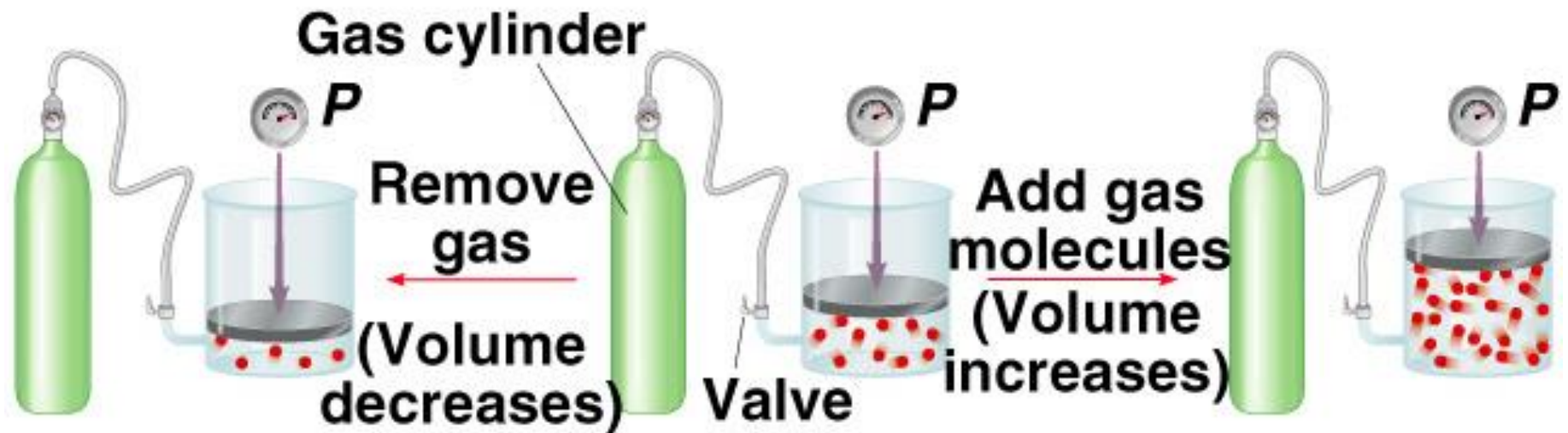
Heating or cooling a gas at constant volume



Charles's Law

$$P = \left(\frac{nR}{V}\right) T \quad \frac{nR}{V} \text{ is constant}$$

Dependence of volume on amount of gas at constant temperature and pressure



Avogadro's Law

$$V = \left(\frac{RT}{P}\right) n \quad \frac{RT}{P} \text{ is constant}$$

القانون العام للغازات المثالية

Boyle's law: $V \propto \frac{1}{P}$ (at constant n and T)

Charles' law: $V \propto T$ (at constant n and P)

Avogadro's law: $V \propto n$ (at constant P and T)

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

$$V = \text{constant} \times \frac{nT}{P} = R \frac{nT}{P} \quad R \equiv \text{الثابت العام للغازات}$$

$$PV = nRT$$



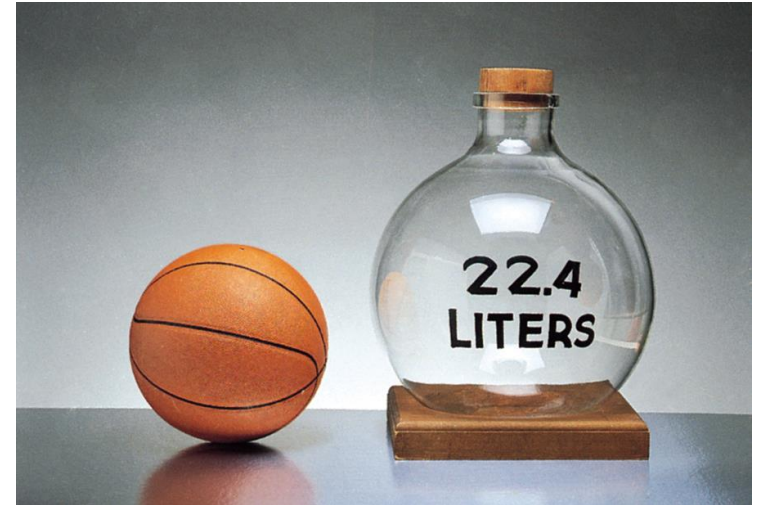
الظروف القياسية (STP) عند: 1atm ، 0°C

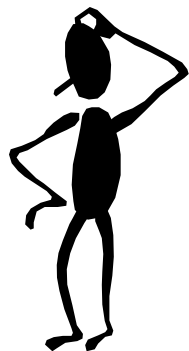
تشير التجارب إلى أنه عند الظروف القياسية STP، يشغل واحد مول من الغاز المثالي 22.414 لترًا.

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1\text{ atm})(22.414\text{L})}{(1\text{ mol})(273.15\text{ K})}$$

$$R = 0.082057\text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{mol} \cdot \text{K})$$





ما هو الحجم (بالتر) الذي يشغله 49.8 جرام من حمض الهيدروكلوريك عند الظروف القياسية STP؟

$$T = 0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273.15\text{ K}$$

$$P = 1\text{ atm}$$

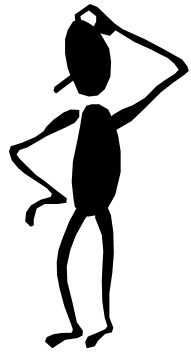
$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$n = 49.8\text{ g} \times \frac{1\text{ mol HCl}}{36.45\text{ g HCl}} = 1.37\text{ mol}$$

$$V = \frac{1.37\text{ mol} \times 0.0821 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times 273.15\text{ K}}{1\text{ atm}}$$

$$V = 30.6\text{ L}$$



يتم تسخين مصباح كهربائي معين يحتوي على الأرجون عند 1.20 atm و 18°C إلى 85°C في حجم ثابت. ما هو الضغط الأخير للأرجون في المصباح؟

$$PV = nRT \quad n, V \text{ and } R \text{ are constant}$$

$$\frac{nR}{V} = \frac{P}{T} = \text{constant}$$

$$P_1 = 1.20 \text{ atm} \quad P_2 = ?$$

$$T_1 = 291 \text{ K} \quad T_2 = 358 \text{ K}$$

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

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 1.20 \text{ atm} \times \frac{358 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 1.48 \text{ atm}$$



العلاقة بين كثافة الغاز وكتلته المولية

$$PV = nRT$$

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

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

m كتله الغاز و M كتلة الغاز المولية (وزنه الجزيئي)

وبالتالي المعادلة تصبح:

$$\frac{m}{MV} = \frac{P}{RT}$$

فإن كثافة الغاز d (كتلة وحدة الحجم بالجرام لكل لتر) تساوي:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

Density (d) Calculations

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P\mathcal{M}}{RT}$$

حساب الكثافة (d)

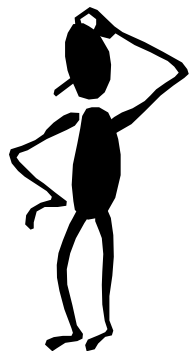
m كتلة الغاز بالجرام
 \mathcal{M} الوزن الجزيئي للغاز

Molar Mass (\mathcal{M}) of a Gaseous Substance

$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P}$$

حساب \mathcal{M} الوزن الجزيئي للغاز

d كثافة الغاز بـ g/L



وعاء حجمه 2.10L يحتوي على 4.65 جرام من غاز عند 1.00 atm و
27 درجة مئوية فما هي الكتلة المولية للغاز؟

$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P}$$

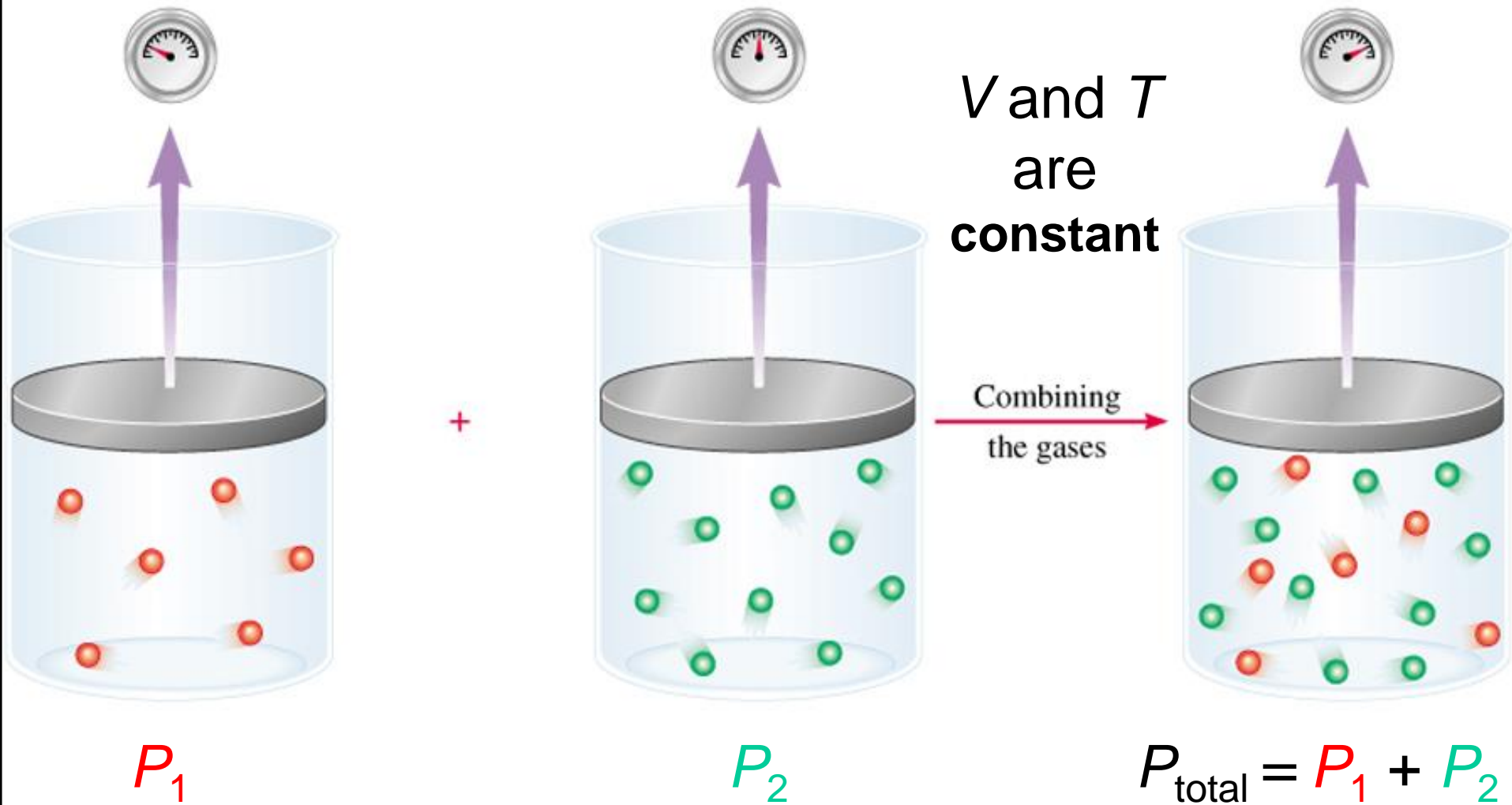
$$d = \frac{m}{V} = \frac{4.65 \text{ g}}{2.10 \text{ L}} = 2.21 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\mathcal{M} = \frac{2.21 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 300.15 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

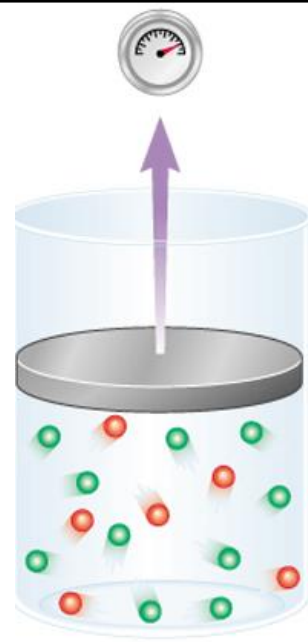
$$\mathcal{M} = 54.6 \text{ g/mol}$$

قانون دالتون للضغوط الجزئية

Dalton's Law of Partial Pressures



لو لدينا غازان **A** و **B** في حجم V



$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

n_A عدد المولات من الغاز **A**

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

n_B عدد المولات من الغاز **B**

$$P_T = P_A + P_B$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

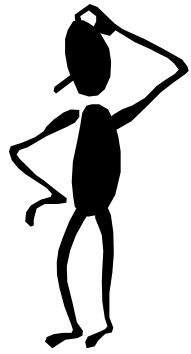
$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$P_A = X_A P_T$$

$$P_B = X_B P_T$$

$$P_i = X_i P_T$$

$$(X_i) \text{ الكسر المولي} = \frac{n_i}{n_T}$$

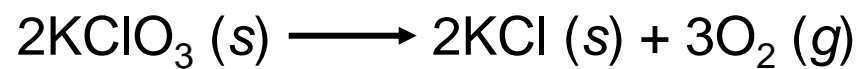
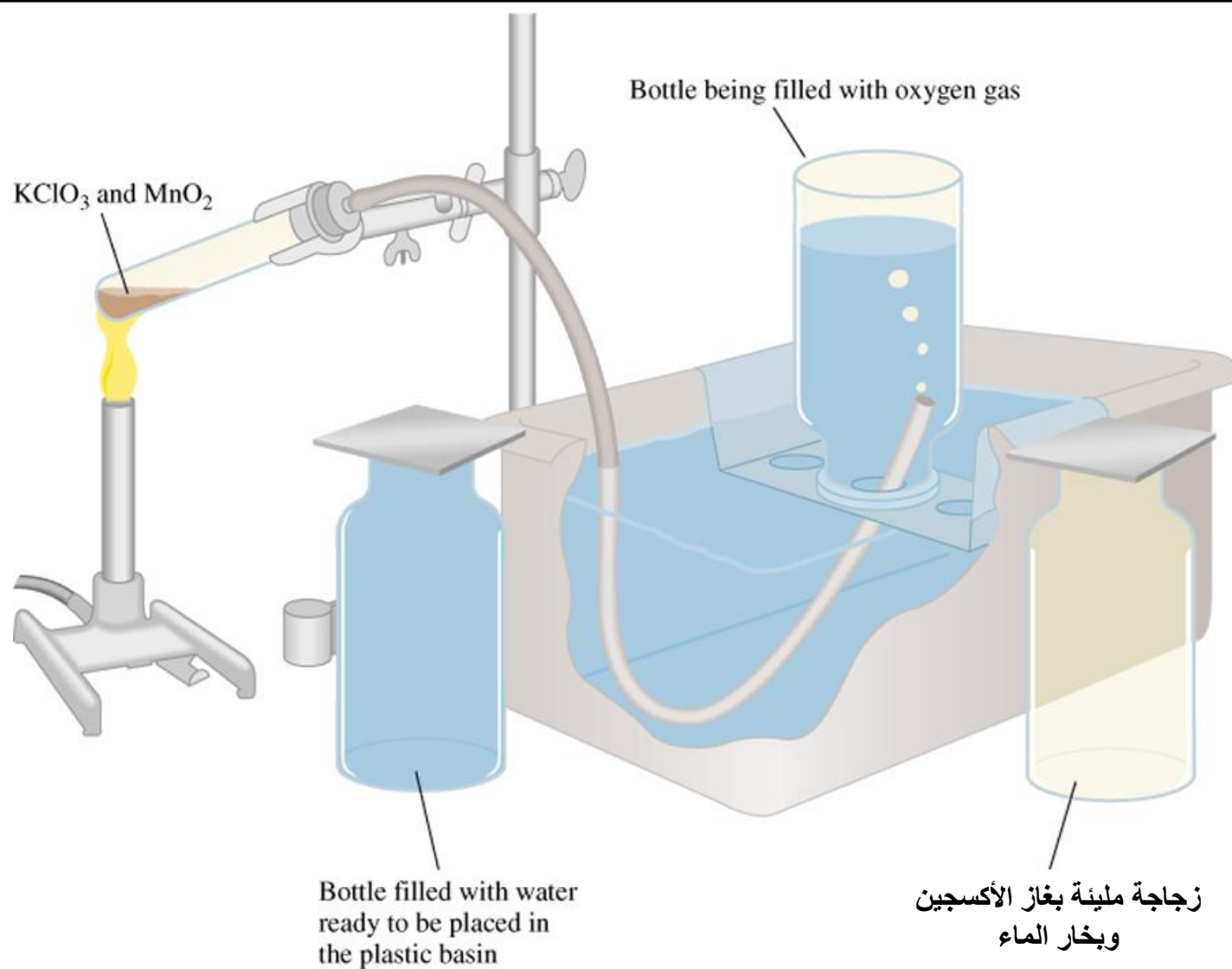


تحتوي عينة من الغاز الطبيعي على 8.24 مول من CH_4 ، و 0.421 من مول C_2H_6 ، و 0.116 مول من C_3H_8 . إذا كان إجمالي ضغط الغازات 1.37 atm، فما هو الضغط الجزئي للبروبان C_3H_8 ؟

$$P_i = X_i P_T \quad P_T = 1.37 \text{ atm}$$

$$X_{\text{propane}} = \frac{0.116}{8.24 + 0.421 + 0.116} = 0.0132$$

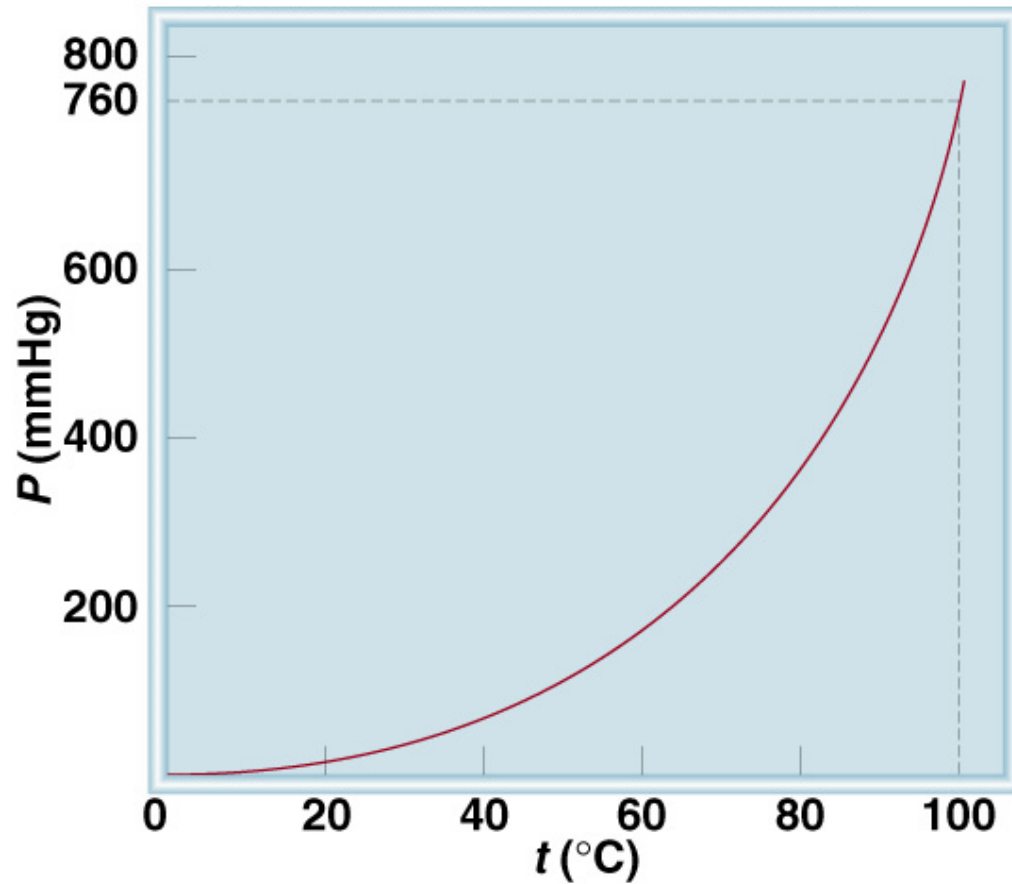
$$P_{\text{propane}} = 0.0132 \times 1.37 \text{ atm} = 0.0181 \text{ atm}$$



$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

TABLE 5.3**Pressure of Water Vapor
at Various Temperatures**

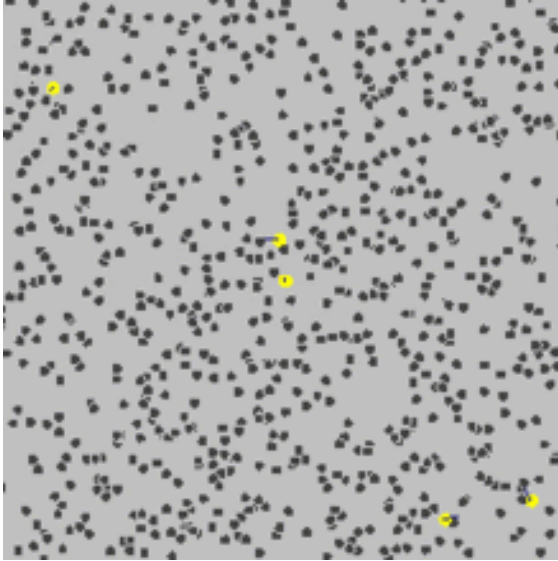
Temperature (°C)	Water Vapor Pressure (mmHg)
0	4.58
5	6.54
10	9.21
15	12.79
20	17.54
25	23.76
30	31.82
35	42.18
40	55.32
45	71.88
50	92.51
55	118.04
60	149.38
65	187.54
70	233.7
75	289.1
80	355.1
85	433.6
90	525.76
95	633.90
100	760.00



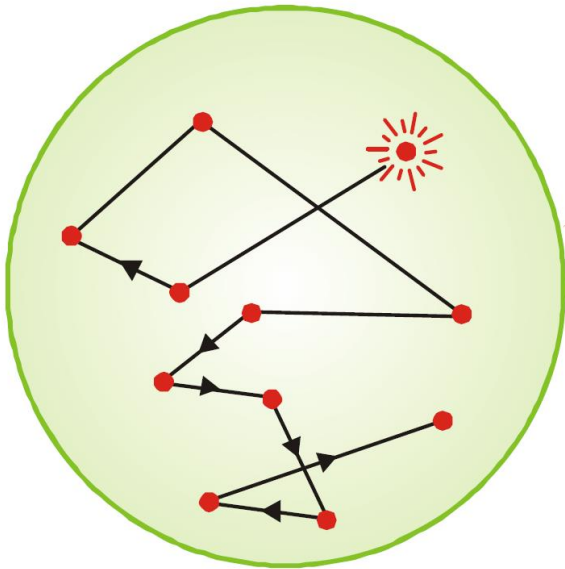
Brownian Motion

الحركة البراونية

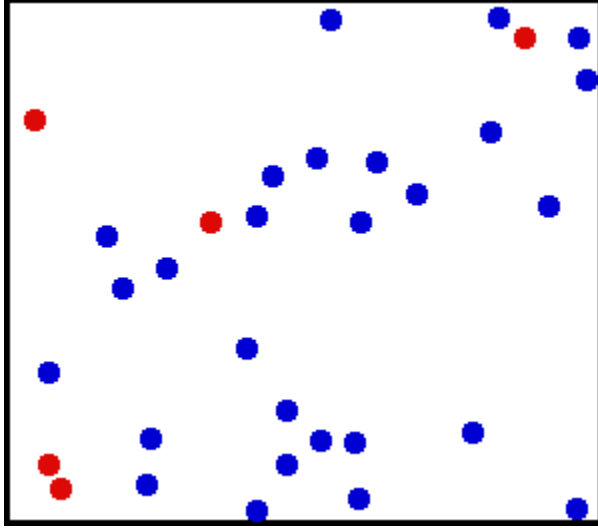
لوحظت هذه الحركة بواسطة العالم الأسكتلندي روبرت براون عام 1827 وهي عبارة عن حركة متعرجة غير منتظمة لجسيمات دقيقة للغاية عندما تكون معلقة في سائل أو غاز، وهذه الحركة تتناسب عكسياً مع الحجم وطردياً مع درجة الحرارة



وهذا يؤكد أن المادة توجد في حالة حركة مستمرة وليست ساكنة وهذا يعتبر دعامة قوية لإثبات أن الغازات تتكون من جزيئات صغيرة (دقيقة) من المادة وتكون في حالة حركة دائمة.



نظرية الحركة للغازات



- يتكون الغاز من جسيمات دقيقة وصغيرة تعرف بالجزيئات وتكون مستقلة تماما عن بعضها بحيث لا تتأثر الجزيئات ببعضها البعض.

- الجزيئات تكون بعيدة عن بعضها وصغيرة في الحجم لدرجة أنه يمكن إهمال حجمها مقارنة بالحيز الموجودة فيه.

- تتحرك هذه الجزيئات حركة سريعة وعشوائية في خطوط مستقيمة وتصطدم ببعضها البعض وكذلك بجدار الإناء الحاوي لها بحيث أنها لا تؤدي الي فقد الغاز لطاقته الحركية

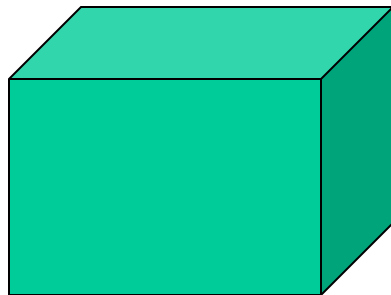
- اصطدامات الجزيئات بجدران الإناء هي التي تسبب ضغط الغاز.

- علي الرغم من أنه في لحظات معينة يتواجد جزيئات مختلفة إلا أن متوسط طاقة الحركة لجميع الجزيئات يتناسب طرديا مع درجة الحرارة المطلقة ويتساوى متوسط طاقة الحركة لأي غازين عند نفس درجة الحرارة.

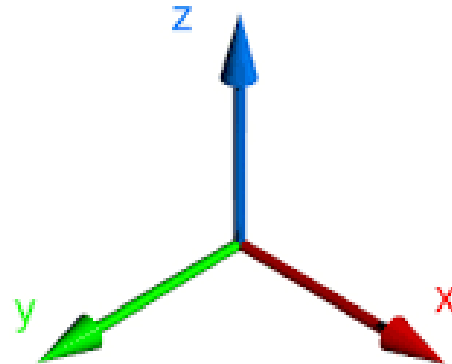
إذا كان لدينا غاز موجود داخل إناء علي شكل مكعب طول ضلعه (l cm) وهذا الغاز يتكون من مجموعة من الجزيئات كتلة كل منها (m) واستطعنا رصد سرعة عدد من هذه الجزيئات ورمز لها بـ s_1, s_2, s_3, \dots الخ والجذر التربيعي لمتوسط هذه السرعة s سم/ثانية واتجاه السرعة هو Z, Y, X

بتحليل سرعة s_1 في اتجاهاته الثلاث s_{1x}, s_{1y}, s_{1z}

$$\text{حيث: } s^2_1 = s^2_{1x} + s^2_{1y} + s^2_{1z}$$



l cm



فإذا تحرك هذا الجزيء في أحد الاتجاهات ولتكن X فإنه سوف يقطع مسافة قدرها $(cm s_{1x})$ في الثانية الواحدة وفي نفس الوقت فإنه سوف يستمر في الحركة حتى يحدث تصادم واحد مع الجدار كلما قطع مسافة $(l cm)$ وبالتالي عدد الاصطدامات

$$\frac{s_{1x}}{l} = \text{التي يحدثها في الثانية الواحدة في هذا الاتجاه}$$

وبما أن عزم الجزيء قبل الاصطدام $(+ms_{1x})$ بالتالي بعد الاصطدام $(-ms_{1x})$ والتغير في العزم نتيجة لحدوث تصادم واحد مع الجدار $(2ms_{1x})$ وبالتالي يمكن التعبير عن التغير في العزم في الثانية الواحدة بالمقدار $(2ms_{1x})$ مضروباً في عدد الاصطدامات في الثانية كالآتي:

$$\left(2ms_{1x} \times \frac{s_{1x}}{l}\right) = \frac{2ms_{1x}^2}{l}$$

وبالمثل :

التغير في كمية الحركة في الثانية الواحدة بالنسبة لـ Y

$$\frac{2ms_{1y}^2}{l}$$

التغير في كمية الحركة في الثانية الواحدة بالنسبة لـ Z

$$\frac{2ms_{1z}^2}{l}$$

مجمل التغير في العزم لهذا الجزيء في الثانية الواحدة في جميع الاتجاهات :

$$\begin{aligned} \frac{2m}{l} (s_{1x}^2 + s_{1y}^2 + s_{1z}^2) \\ = \frac{2ms_1^2}{l} \end{aligned}$$

وبما أن :

$$\overline{s^2} = \frac{s_1^2 + s_2^2 + s_3^2 + \dots + s_N^2}{N}$$

فإن مجموع التغير في عزوم جميع الجزيئات في الثانية في جميع الاتجاهات :

$$N \times \left(\frac{2m}{l} \overline{s^2} \right)$$

والمعادلة تعبر عن القوة الكلية المبذولة من جميع الجزيئات في جميع الاتجاهات:

$$F = \frac{2Nm\overline{s^2}}{l}$$

وبما أن الضغط هو القوة علي و المساحات. ومن المعروف له ستة أوجه وعليه فإن مساحته تساوي $6l^2$ وبالتالي الضغط:

$$F = \frac{2Nms^2}{l} \times \frac{1}{6l^2} = \frac{2Nms^2}{6l^3}$$

وحيث أن l^3 هو حجم المكعب (الحيز الذي تتحرك فيه الجزيئات) فإن:

$$P = \frac{1}{3} \frac{Nms^2}{V}$$

$$PV = \frac{1}{3} Nms^2$$



المعادلة الأساسية للنظرية الحركية

وعلي ذلك فإن مقدار الطاقة الحركية لجزيء الغاز يرتبط بمتوسط مربع سرعة الجزيئي وبالتالي:

$$\overline{KE}_A = \frac{1}{2} m \overline{s^2}$$

حيث \overline{KE}_A متوسط الطاقة الحركية للجزيء الواحد وبالتالي

$$PV = \frac{1}{3} N m \overline{s^2} = \frac{2}{3 \times 2} N m \overline{s^2} = \frac{2}{3} N \overline{KE}_A = \frac{2}{3} (\overline{KE}_A)_N$$

$$PV = nRT$$

$$\frac{2}{3} (\overline{KE}_A)_N = nRT$$

$$(\overline{KE}_A)_N = \frac{3}{2} nRT$$

وحيث أن:

$$n = \frac{N}{N_a}$$

$$(\overline{KE}_A)_N = N\overline{KE}_A = \frac{3}{2}nRT = \frac{3}{2}\frac{N}{N_a}RT$$

$$\overline{KE}_A = \frac{3}{2}\frac{RT}{N_a} = \frac{3}{2}kT$$



حيث k ثابت بولتزمان Boltzmann's constant وهي مقدار ثابت ويساوي
($1.37 \times 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$)

حيث $\overline{KE}_A N_a$ متوسط الطاقة الحركية لمول واحد من الجزيئات ويرمز له بالرمز Ke

$$\overline{KE}_A N_a = Ke$$

$$Ke = \frac{3}{2}RT$$



Kinetic theory of gases and ...

- Compressibility of Gases
- Boyle's Law

$P \propto$ collision rate with wall

Collision rate \propto number density

Number density $\propto 1/V$

$P \propto 1/V$

- Charles' Law

$P \propto$ collision rate with wall

Collision rate \propto average kinetic energy of gas molecules

Average kinetic energy $\propto T$

$P \propto T$

Kinetic theory of gases and ...

- Avogadro's Law

$P \propto$ collision rate with wall

Collision rate \propto number density

Number density $\propto n$

$P \propto n$

- Dalton's Law of Partial Pressures

Molecules do not attract or repel one another

P exerted by one type of molecule is unaffected by the presence of another gas

$$P_{\text{total}} = \sum P_i$$

Calculation of the Molecular Speed

حساب السرعة الجزيئية

$$PV = \frac{1}{3} N m \overline{s^2} = nRT$$

حيث m هي كتلة الجزيئي الواحد بالكيلو جرام و $\overline{s^2}$ هي الكتلة المولية (M) بالكيلو جرام
($n=1$)

$$\overline{s^2} M = 3RT$$

$$\overline{s^2} = \frac{3RT}{M}$$

$$\sqrt{\overline{s^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

وحيث أن $\sqrt{\overline{s^2}} \neq \overline{s}$

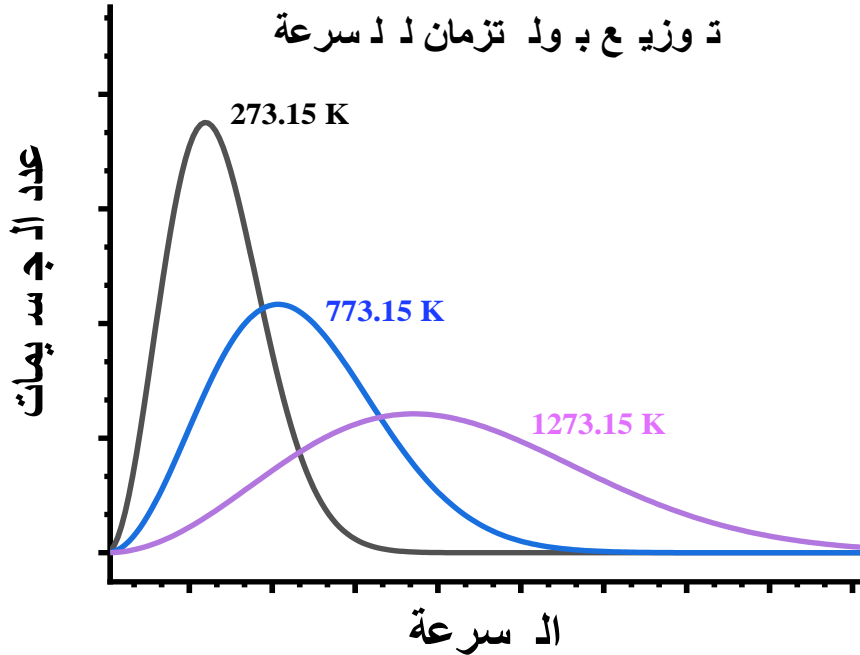
$$\sqrt{\overline{s^2}} = \sqrt{\frac{s_1^2 + s_2^2 + s_3^2 + \dots + s_n^2}{N}}$$

$$\overline{s^2} = \frac{s_1^2 + s_2^2 + s_3^2 + \dots + s_n^2}{N}$$

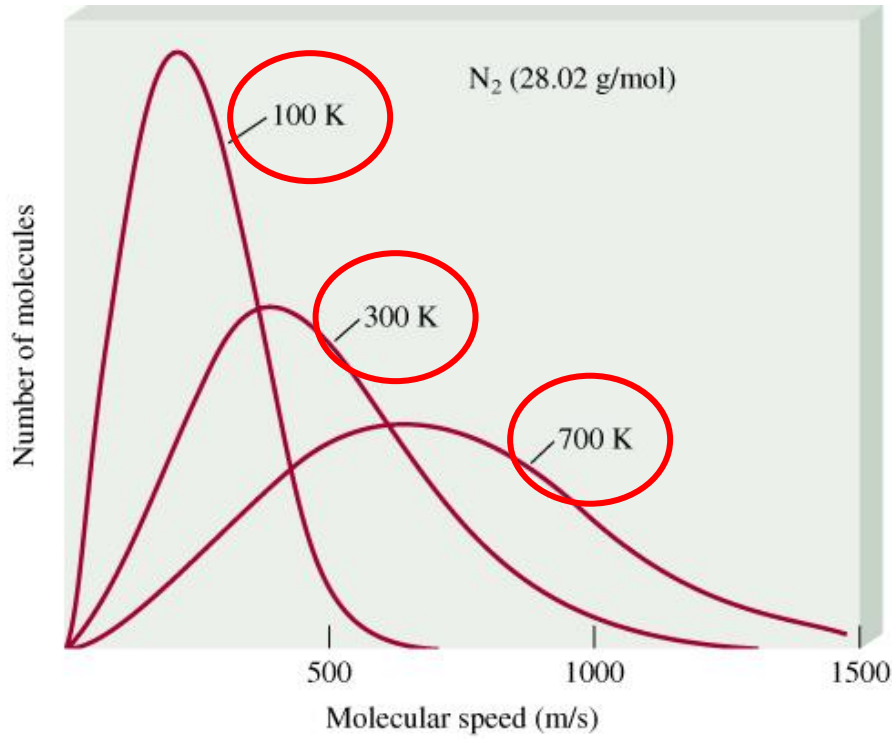
كيفية توزيع السرعات الجزيئية

Distribution of molecular speed

توزيع بولتزمان للسرعة



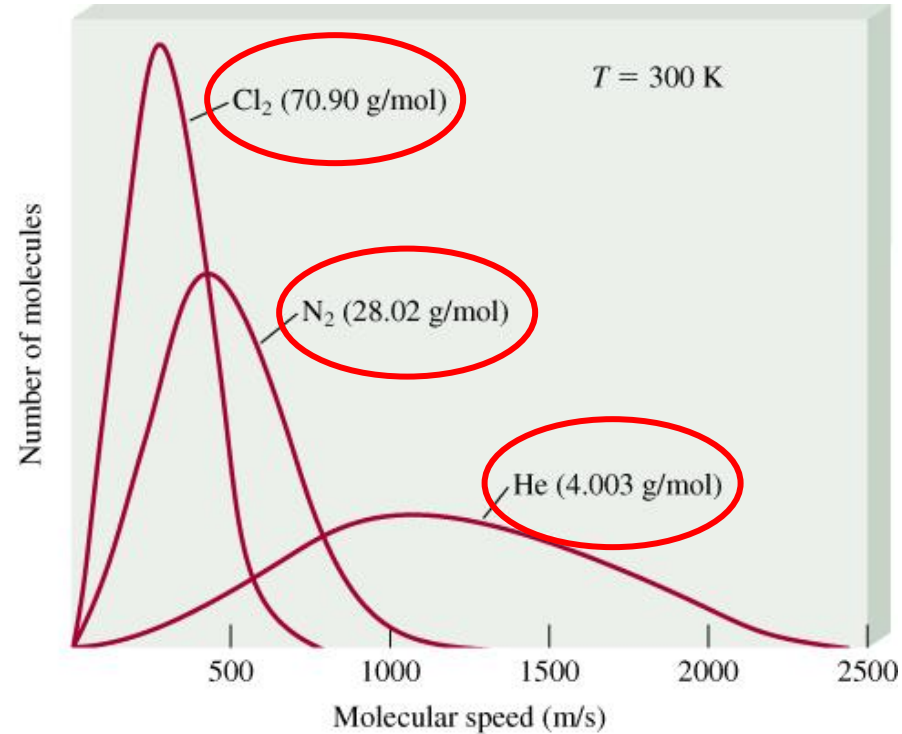
- احتمالية وجود سرعات عالية جدا كذلك وجود جزيئات ساكنة أو ذات سرعات منخفضة جدا.
- سرعة أكبر عدد من الجزيئات تعتبر قمة المنحني وتعرف بالسرعة الأكثر احتمالا. وهذه السرعة تزداد عند درجات الحرارة المرتفعة أي أنها تختلف لنفس الغاز عند تغير درجة الحرارة.
- يزداد عدد الجزيئات ذات السرعات العالية كلما ازدادت درجة الحرارة.

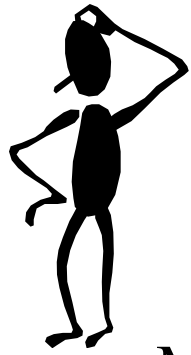


توزيع السرعات
لجزيئات غاز النيتروجين
في ثلاث درجات حرارة مختلفة

$$s_{rms} = \sqrt{s^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

توزيع السرعات
من ثلاثة غازات مختلفة
في نفس درجة الحرارة





إذا كان لديك كمية معينة من غازي الهيدروجين (0.1mol) والأكسجين (0.1mol) عند الظروف القياسية كيف يمكن حساب السرعة الجزيئية؟

$$M (\text{H}_2) = 2 \text{ g.mol}^{-1} = 0.002 \text{ kg.mol}^{-1}$$

$$T = 273.15 \text{ K}$$

$$s_{rms} = \sqrt{s^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 273.15}{0.002}}$$
$$\sqrt{s^2} = 1845.66 \text{ ms}^{-1}$$

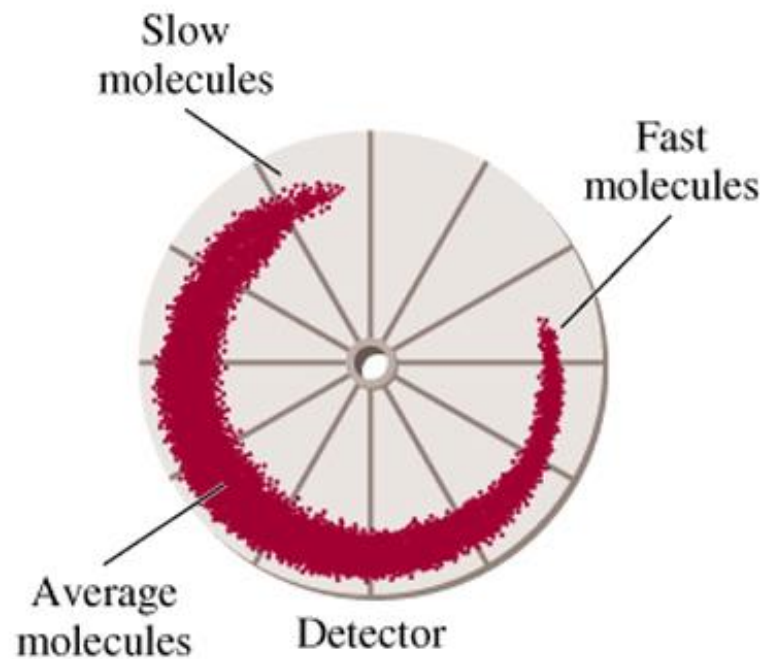
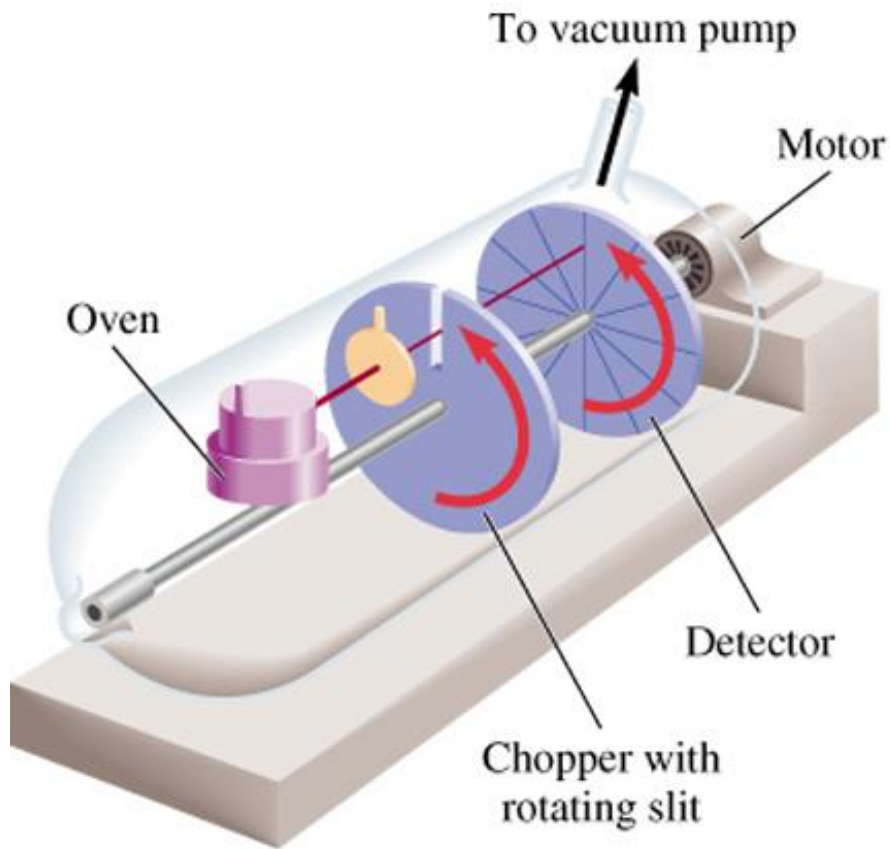
$$M (\text{O}_2) = 32 \text{ g.mol}^{-1} = 0.032 \text{ kg.mol}^{-1}$$

$$T = 273.15 \text{ K}$$

$$s_{rms} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \times 273.15}{0.032}}$$
$$= 461.415 \text{ ms}^{-1}$$

جهاز لدراسة توزيع السرعة الجزيئية

Apparatus for studying molecular speed distribution



الحيود عن السلوك المثالي (حيود الغاز الحقيقي)

Deviation from the Ideal Behavior (Deviation of Real Gas):

قانون الغاز المثالي:

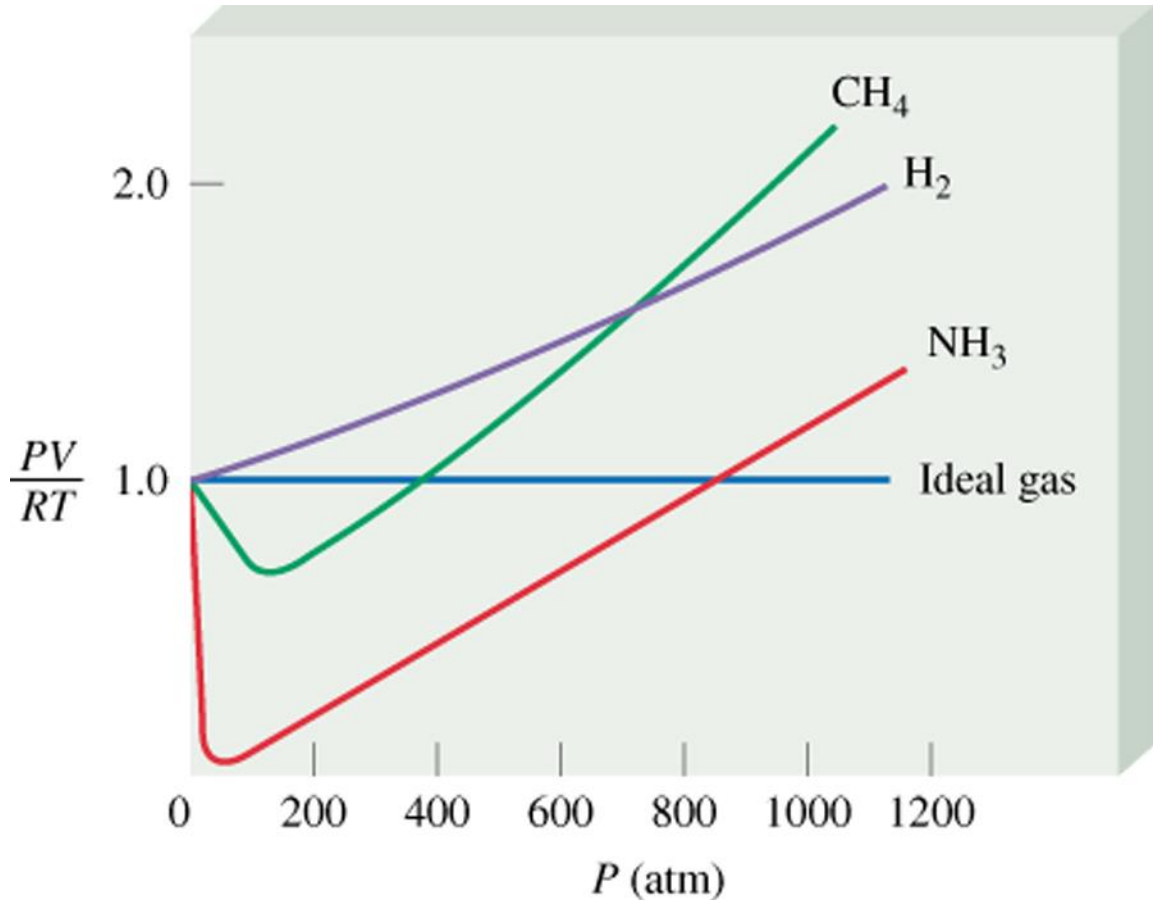
1. الحجم الذي يشغله جزيء الغاز يساوي صفرا أو يكون مهملا بالمقارنة بالحيز الخالي.
2. لا توجد قوى تجاذب بين الجزيئات أي أن قوى التجاذب بين الجزيئات تساوي صفرا

1 mole of ideal gas

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = 1.0$$

مقدار حيود الغازات الحقيقية في سلوكها عن سلوك الغاز المثالي يزداد كلما انخفضت درجة الحرارة وازداد الضغط



أ. إهمال حجوم الجزيئات Neglecting Molecule's Volumes

وقد تمكن العالم فاندرفالز (Van der Waals) عام 1873 م من تصحيح هذا الوضع كالتالي:

جزيئات الغاز ليست نقاط وهمية في فراغ ولكنها تشغل حجما لا يمكن إهماله.

$$V_{\text{ideal}} = (V_{\text{meas}} - nb)$$

حيث :

$$V_{\text{meas}} = \text{حجم الغاز المقاس}$$

$$V_{\text{ideal}} = \text{حجم الغاز المثالي}$$

$$b = \text{الحجم الذاتي لمول واحد من جزيئات الغاز}$$

$$n = \text{عدد مولات الغاز}$$

ب. إهمال قوى التجاذب بين الجزيئات (قوى التجاذب)

Neglecting intermolecular forces (Attractive forces)

$$F = \frac{2mN\bar{s}^2}{l}$$

بزيادة قيمة \bar{s}^2 نجد أن قوى التجاذب بين الجزيء المتحرك والجزيئات المحيطة أقل وبالتالي يتحرك بقوة أكبر

وعندما تكون الجزيئات قريبة من بعضها (أكثر تلاصقا) كانت قوى التجاذب كبيرة وبالتالي يزداد الضغط المقاس.

وبرفع درجة الحرارة يقل هذا التجاذب نتيجة لزيادة سرعة الجزيئات وكلما انخفض الضغط كلما اقترب سلوك الغاز الحقيقي من سلوك الغاز المثالي.

وبالمثل تمكن فاندرفالز من تصحيح هذا الوضع كالتالي:

$$P_{\text{ideal}} = P_{\text{meas}} + \Delta P$$

حيث:

$$P_{\text{ideal}} = \text{ضغط الغاز المثالي}$$

$$P_{\text{meas}} = \text{ضغط الغاز المقاس}$$

$$\Delta P = \text{مقدار النقص في الضغط الناشئ عن قوى التجاذب}$$

ومن المعروف أن ضغط الغاز ينشأ نتيجة تصادم جزيئات الغاز بجدران الإناء الحاوي له فإذا كان الجزيء في وسط الإناء نجد أنه يتعرض لقوى جذب متوازية أما إذا كان عند سطح الجدار يكون معرض لقوى شد داخلي وبالتالي القوى المؤثرة عليه غير متوازنة وعلي ذلك لا بد من إضافة قيمة القوى الي قيمة الضغط.

$$\Delta P \propto \frac{n^2}{V^2}$$

حيث أن ΔP تتناسب مع عدد الاصطدامات بين الجزيء والجدار الحاوي له.

عدد الاصطدامات تتناسب مع التركيز $\left(\frac{n}{V}\right)$ وكذلك قوة الاصطدام تتناسب مع التركيز $\left(\frac{n}{V}\right)$. وبالتالي:

$$\Delta P = a \frac{n^2}{V^2}$$

حيث:

$a =$ ثابت التناسب وهو قيمة ثابتة لنفس الغاز وتختلف من غاز لآخر وذلك لأن قيمته تعتمد علي قوى التجاذب الناشئة بين جزيئات الغاز.

$$P_{ideal} = \left(P_{meas} + a \frac{n^2}{V^2} \right)$$

معادلة فاندر فالز

$$\left(P_{meas} + a \frac{n^2}{V^2} \right) (V_{meas} - bn) = nRT$$

حيث a, b ثوابت تعتمد علي نوع الغاز

Van der Waals equation nonideal gas

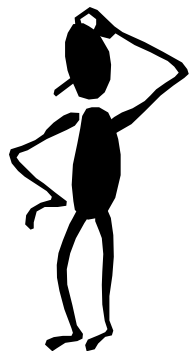
$$\underbrace{\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right)}_{\text{corrected pressure}} \underbrace{(V - nb)}_{\text{corrected volume}} = nRT$$

TABLE 5.4

van der Waals Constants of Some Common Gases

Gas	<i>a</i>	<i>b</i>
	$\frac{\text{atm} \cdot \text{L}^2}{\text{mol}^2}$	$\frac{\text{L}}{\text{mol}}$
He	0.034	0.0237
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.34	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0266
H ₂	0.244	0.0266
N ₂	1.39	0.0391
O ₂	1.36	0.0318
Cl ₂	6.49	0.0562
CO ₂	3.59	0.0427
CH ₄	2.25	0.0428
CCl ₄	20.4	0.138
NH ₃	4.17	0.0371
H ₂ O	5.46	0.0305

إذا علمت أن



$$(a=4.17 \text{ atm.mol}^{-2}\text{L}^2) \quad (b=0.0371 \text{ L.mol}^{-1})$$

كيف يمكن حساب ضغط (2 mol) من غاز (O_2) عند الصفر المئوي
والموضوع في إناء سعته (3L) ؟

$$n = 2 \text{ mol}$$

$$V = 3 \text{ L}$$

$$T = 0^\circ\text{C} + 273.15 = 273.15 \text{ K}$$

$$R = 0.0821 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

$$\left(P_{meas} + a \frac{n^2}{V^2} \right) (V_{meas} - bn) = nRT$$

$$\left(P + \frac{4.17 \times 4}{9} \right) (3 - 2 \times 0.0371) = 2 \times 0.0821 \times 273.15$$

$$(P + 1.853) (2.926) = 44.851$$

$$P = \frac{44.851}{2.926} - 1.853 = 13.475 \text{ atm}$$

ولحساب الضغط المثالي: $PV = nRT$

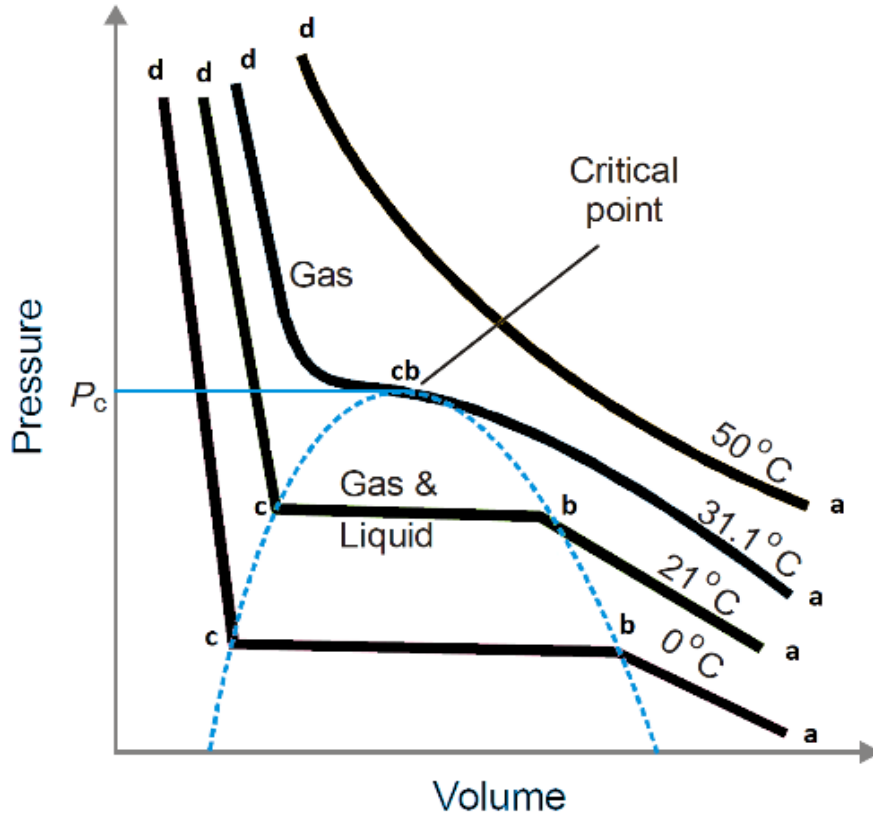
$$P \times 3 = 44.851$$

$$P = 14.95 \text{ atm}$$

Liquefaction of gases إسالة الغازات

تم توضيح ذلك من خلال العالم توماس اندروز (Thomas Andrews) عام 1869 م باستخدام ثاني أكسيد الكربون CO_2

1- درجة الحرارة الحرجة للغاز T_c : "درجة الحرارة التي لا يمكن إسالة الغاز عند درجة حرارة أعلى منها مهما ارتفعت قيمة الضغط". وتقاس بالكلفن ويرمز لها بالرمز



2- الضغط الحرج للغاز P_c : "أقل قيمة للضغط يمكن عنده تحويل الغاز الي سائل عند درجة الحرارة الحرجة" ويقاس بالجو (atm)

3- الحجم الحرج للغاز V_c : "الحجم الذي يشغله الغاز الي سائل عند درجة الحرارة الحرجة والضغط الحرج" ويقاس باللتر (L)

جدول يوضح درجة الحرارة الحرجة والضغط الحرج لبعض الغازات

المادة	درجة الحرارة الحرجة (K)	الضغط الحرج (atm)	الحجم الحرج (L)
ثاني اكسيد الكربون CO ₂	+31.1	37.00	0.096
أكسجين O ₂	-118	50.00	0.740
نيتروجين N ₂	-146	34.00	0.870
هيدروجين H ₂	-241	13.40	0.061
هيليوم He	-268	2.26	0.061

وجد أن الضغط فقط غير كاف لإسالة بعض الغازات مثل الهيليوم والاكسجين والنيتروجين والارجون والميثان وأن عملية الاسالة لهذه الغازات تتطلب تبريدا شديدا وضغوطا عالية.

وقد استخدمت عدة دراسات لإمكانية إسالة هذه الغازات وهي:

1. استخدام خاصية البرودة الناشئة عند التبريد السريع للسائل.
2. خاصية التبريد الناشئة عند التمدد الادياباتيكي (المكظوم) للغاز.
3. التبريد باستخدام ظاهرة جول طومسون (Joule Thomson effect).