

المحاضرة الثالثة

أستاذ المادة

د. أحمد محمود

الكيمياء الغير عضوية
لطلاب المستوى الأول
شعبة عامة

أ.د. إيناس مكاوي

الكيمياء غير العضوية

Inorganic Chemistry

حالات المادة States of matter

The gaseous state

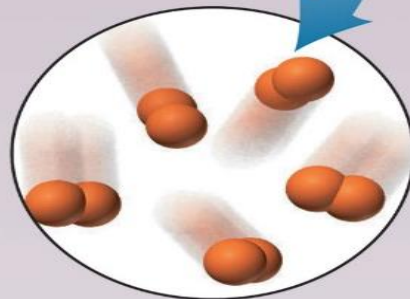
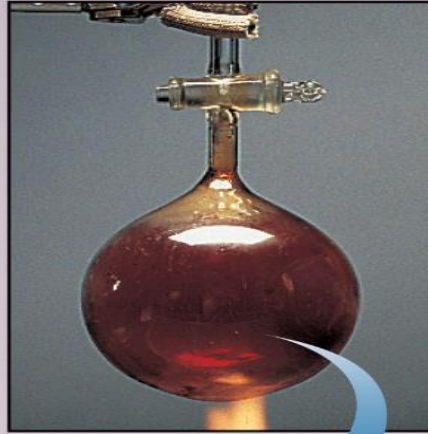
الغازية

The liquid state

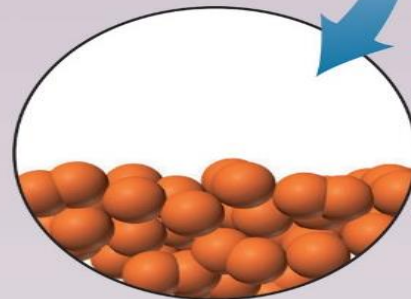
السائلة

The solid state

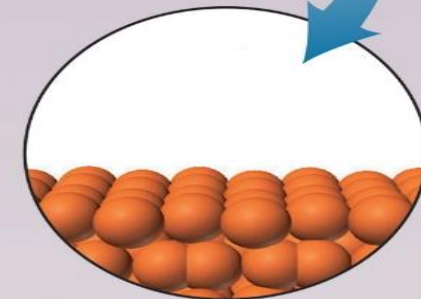
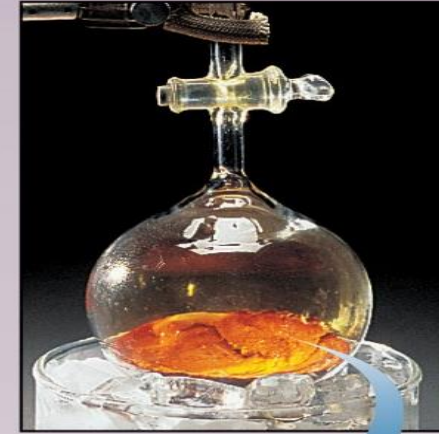
الصلبة



A Gas: Molecules are far apart and fill the available space



B Liquid: Molecules are close together but move relative to each other



C Solid: Molecules are tightly packed in a regular array and move very little relative to each other

• الخواص العامة للغازات:

• الإنتشار Diffusion

• القابلية للإنضغاط

• خواص الغازات: أربع متغيرات فيزيائية توصف

حالة الغاز وهي:

1. الحجم V

2. الضغط P

3. درجة الحرارة T

4. كمية الغاز n (عدد المولات)

- درجة الحرارة: الكلفن، K(SIU)
- الوحدة الشائعة: الدرجة المئوية °C

$$T(K) = 273.15 + ^\circ C$$

- الضغط: الباسكال Pa(SIU) $(1Pa = 1kg.m/s^2)$

الوحدات الشائعة: atm ، torr (mmHg)

$$1atm = 101325 Pa = 760 torr (mmHg)$$

- الحجم: m^3 (SIU) الوحدات الشائعة: لتر $(1m^3=1000L)$

• قوانين الغازات:

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

• قانون بويل: (عند ثبوت n, T)

$$V \propto T$$

• قانون شارل: (عند ثبوت n, P)

$$V \propto n$$

• قانون أفوجادرو: (عند ثبوت P, T)

$$P \propto T$$

• قانون جاي لوساك: (عند ثبوت V, n)

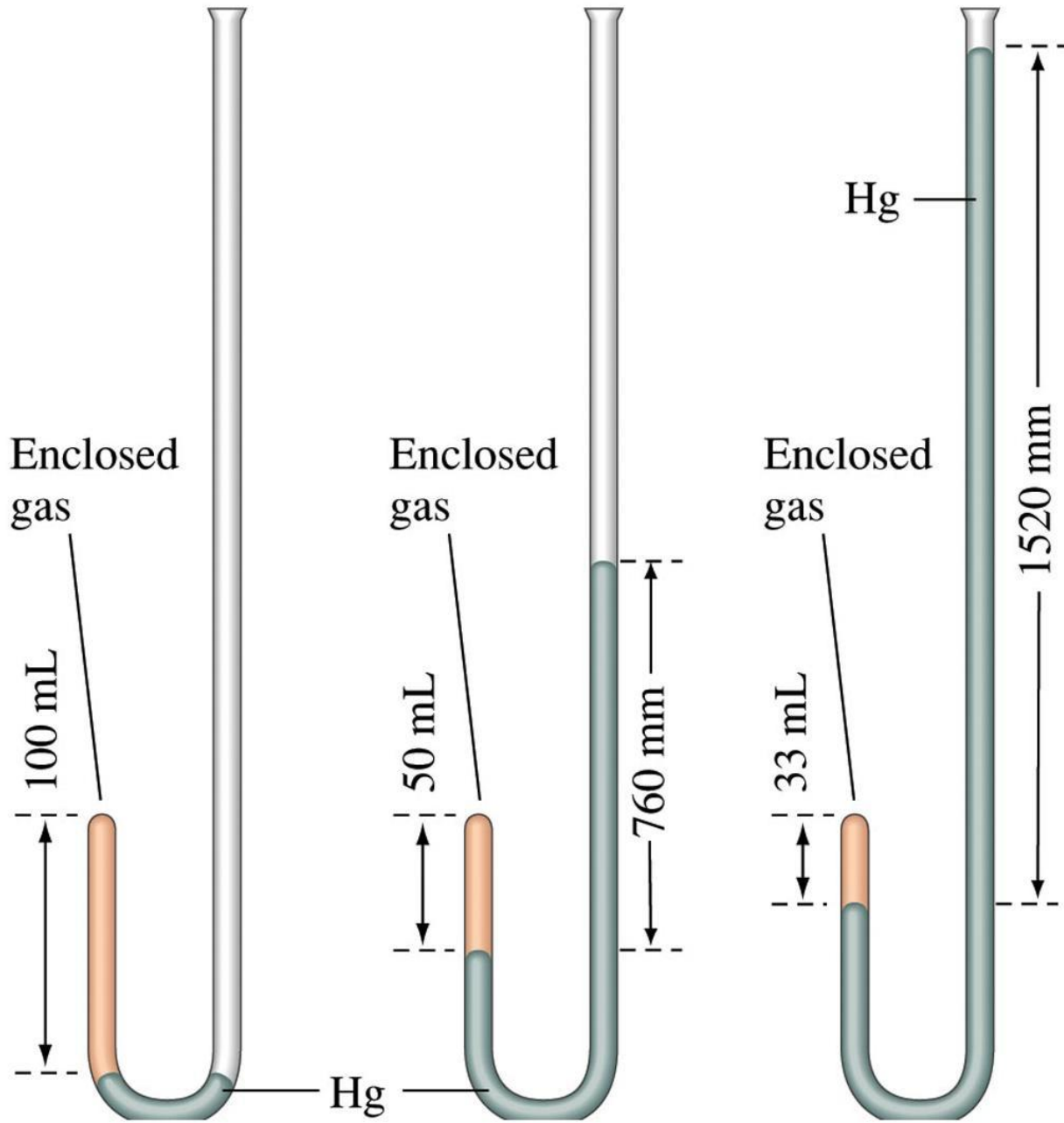
قانون بويل Boyle's law

- **ينص قانون بويل على أنه** عند ثبوت درجة الحرارة فإن حجم كتلة معينة من غاز ما يتناسب تناسبا عكسيا مع الضغط الواقع عليه.
- ويمكن التعبير عن قانون بويل رياضيا كالآتي:

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

- ولكتابة هذه العلاقة الرياضية في صورة معادلة يضاف ثابت (K)
- $V = K \cdot 1/P$ or $PV = K$
- يمكن كتابة قانون بويل على الصورة التالية:
- $P_1V_1 = P_2V_2$ or $P_1/P_2 = V_2/V_1$
- where: **P** : is the absolute pressure. (الضغط المطلق)
- **V** : volume of the gas. (حجم الغاز)
- **K** : constant. (ثابت)

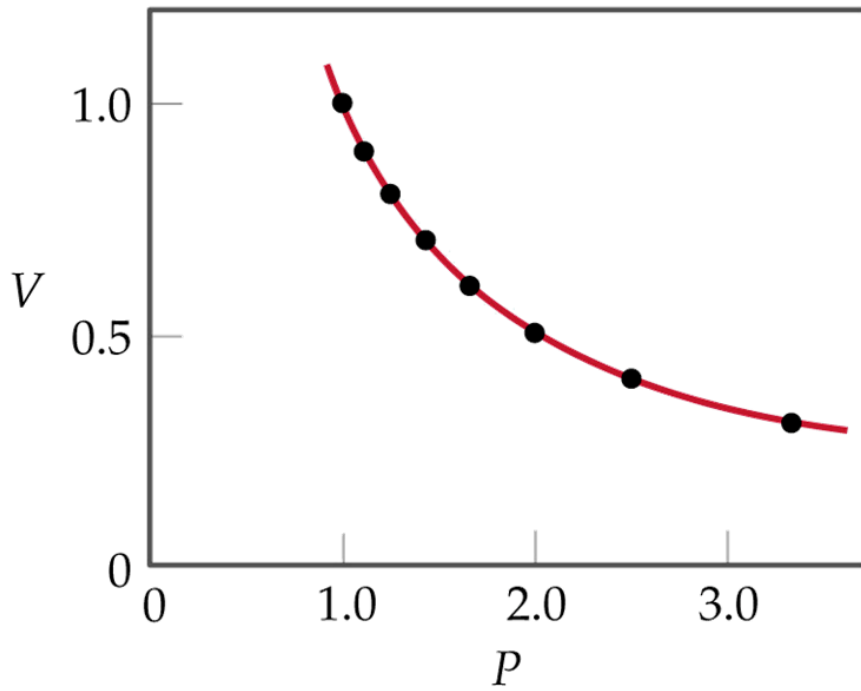
قانون بويل Boyle's law



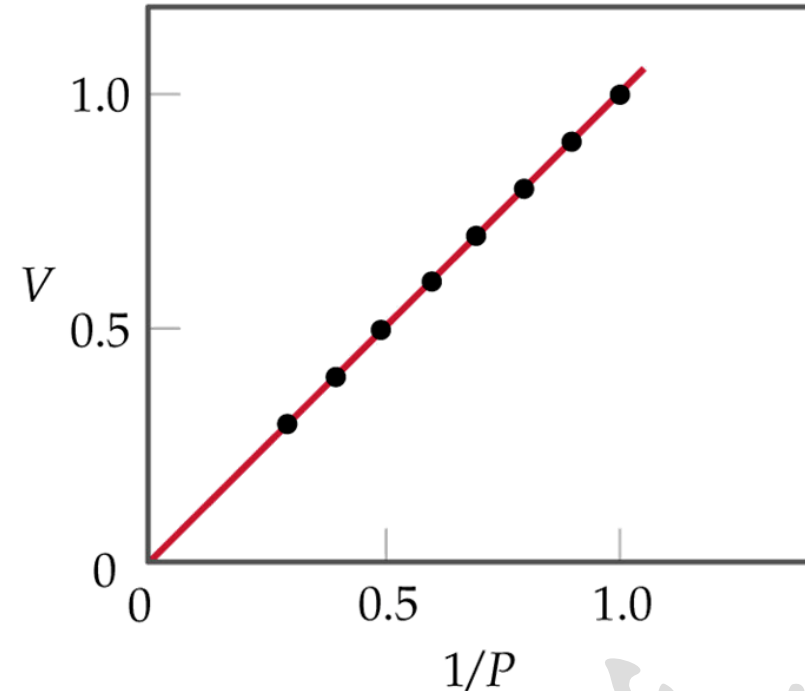
قانون بويل
Boyle's law

• يتناسب حجم كمية معينة من غاز ما تناسباً عكسياً مع ضغط ذلك الغاز

$$VP = k$$



(a)



(b)

• وينص هذا القانون على أنه عند ثبوت الضغط فإن حجم كتلة معينة من غاز ما تتناسب تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة.

• ويمكن التعبير عن قانون شارل بالعلاقة الرياضية التالية:

$$V \propto T$$

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

or

$$V/T = K$$

$$\frac{V}{T} = k$$

• وفي كثير من الأحيان نتعامل مع حجم كتلة معلومة من غاز عند درجتين مختلفتين من الحرارة لذلك يمكننا استخدام العلاقة العامة للحجم ودرجة الحرارة للغاز المثالي عند ثبوت الضغط في صورتها الآتية:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

• where: V : is the volume of gas حجم الغاز

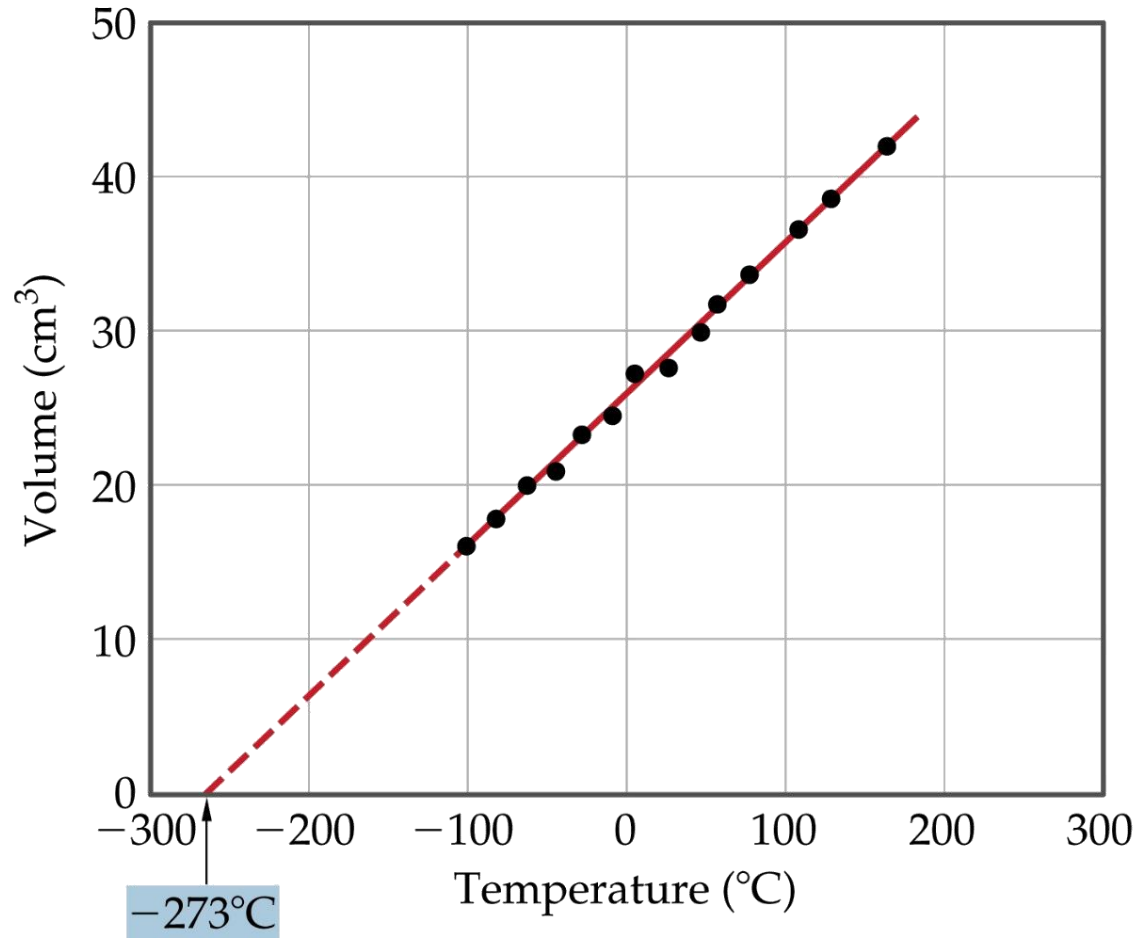
• T : is the absolute temperature درجة الحرارة المطلقة

• $T = t + 273$ (درجة الحرارة المئوية : t)

• ويرمز لقيم T بالرمز K ويعرف بمقياس كلفن لدرجة الحرارة المطلقة Absolute Kelvin temperature¹⁰.

قانون شارل أوجاي لوساك
Charles's or Gay-Lussac's law

• يتناسب حجم كمية معينة من غاز ما عند ثبوت الضغط تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المطلقة.

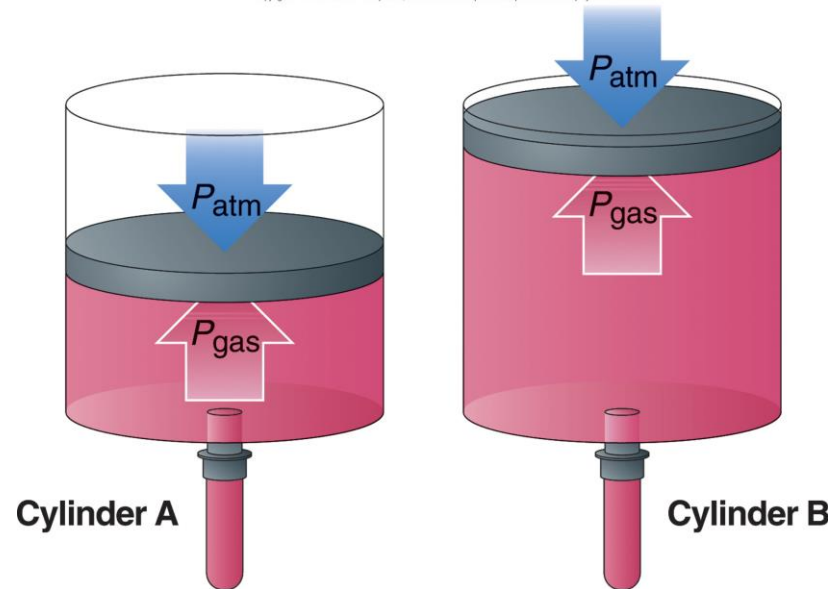


$$\frac{V}{T} = k$$

• **فرضية أفوجادرو:** الحجم المتساوية من الغازات المختلفة عند نفس الضغط ودرجة الحرارة تحتوي على نفس العدد من الجزيئات.

• **قانون أفوجادرو:** يتناسب حجم غاز عند درجة حرارة وضغط معين تناسباً طردياً مع عدد مولات الغاز.

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



• رياضياً:

$$V \propto n \quad V = kn$$

• إذن:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}$$

• الحجم المولي:

إنّ حجم مول واحد أو 6.02×10^{23} (عدد أفوجادرو) جزيء من أي غاز في الشروط المثلى من ضغط ودرجة حرارة يساوي 22.4L

• **ينص هذا القانون على أنه** عند ثبوت الحجم فإن ضغط كتلة معينة من غاز ما تتناسب تناسبا طرديا مع درجة حرارته المطلقة ويمكن التعبير عن هذا القانون رياضيا كما يلي:

$$P \propto T \quad \frac{P}{T} = k$$

$$P/T = K \text{ or } P = KT$$

• في كثير من الأحيان نتعامل مع ضغط غاز عند درجتين مختلفتين من الحرارة لذلك يمكننا استخدام العلاقة العامة للضغط ودرجة الحرارة للغاز عند ثبوت الحجم في صورتها الآتية:

$$\bullet P_1/T_1 = P_2/T_2 \text{ or } P_1/P_2 = T_1/T_2$$

• عند ثبوت كتلة الغاز فإن:

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

$$V = k \frac{T}{P}$$

• حيث k ثابت التناسب، وبالتالي:

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

معادلة الغاز المثالي Ideal gas law

• من قانوني بويل وشارل كما يلي:

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

• قانون بويل

$$V \propto T$$

• قانون شارل

$$T/P \propto V$$

• بالجمع بين المعادلتين

- $V = K T/P$
- $(V \times P)/T = (V_1 \times P_1)/T_1 = \text{constant} = R$
- $PV = RT$

• ويعرف (R) بالثابت الجزيئي للغاز ويلاحظ في هذه المعادلة أن الحجم (V) هو الحجم الذي يشغله المول الواحد من أي غاز في درجة الحرارة (T) وتحت ضغط (P) ويعرف الحجم الذي يشغله المول الواحد بإسم الحجم المولي (Mole volume) أو الحجم الجزيئي.

الشروط المثلى من ضغط ودرجة حرارة للغاز المثالي
:(STP)

$$P = 1 \text{ atm}, T = 0^\circ\text{C} = 273.15 \text{ K}$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1\text{atm} \times 22.41\text{L}}{1\text{mol} \times 273.15\text{K}} = 0.08206\text{L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$R = 0.08206 \text{ L atm/mol K} \\ = 8.314 \text{ J/mol K}$$

• عدد الجزيئات الجرامية (n) بالمقدار (m/M) حيث (m) هي كتلة العينة، (M) هي الكتلة الجزيئية الجرامية كما يتطلب التعبير عن الكثافة (d) كما يلي:

$$PV = nRT$$

$$n = m/M$$

$$\bullet PV = (m/M) RT$$

$$\bullet M = (mRT)/PV$$

$$\bullet d = m/V$$

الكثافة

$$\bullet M = (dRT)/P$$

• المعادلة العامة للغازات

• الكمية بالمول

• الضغط الكلي لمزيج من الغازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية P_i للغازات المكونة للمزيج عند نفس الشروط من حجم ودرجة حرارة.

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

$$P_i = n_i \left(\frac{RT}{V} \right)$$

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

$$X_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

$$P_i = X_i P_{total}$$

• ينص قانون دالتون للضغوط الجزئية على أنه عند خلط عدة غازات غير قابلة للتفاعل مع بعضها البعض فإن الضغط الكلي للمخلوط الغازي يكون مساويا لمجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للمخلوط.

$$\bullet P = P_1 + P_2 + P_3 = \Sigma P_i$$

- وبفرض أن المخلوط مكون من ثلاث غازات وأن الكمية بالمول للغازات الثلاثة هي (n_1, n_2, n_3) فتكون الكمية بالمول للمخلوط الغازي هي مجموع (n_1, n_2, n_3)
- $n = n_1 + n_2 + n_3$
- وتكون الضغوط الناشئة عن المخلوط الغازي وعن كل مكون كالتالي:
 - بالنسبة للمخلوط الغازي:
- $P = (nRT)/V$
 - بالنسبة للغاز الأول:
- $P_1 = (n_1RT)/V$
 - بالنسبة للغاز الثاني:
- $P_2 = (n_2RT)/V$
 - بالنسبة للغاز الثالث:
- $P_3 = (n_3RT)/V$
- وبقسمة المعادلة الخاصة بكل غاز من الغازات الثلاثة على المعادلة الخاصة بالمخلوط الغازي نحصل على المعادلات التالية:
- $P_1 = P(n_1/n)$
- $P_2 = P(n_2/n)$
- $P_3 = P(n_3/n)$

• أى أن الضغط الجزئى لكل غاز من الغازات المكونة للمخلوط يكون مساويا حاصل ضرب الضغط الكلى للمخلوط الغازى فى الكسر المولى. وفى دراسة مخاليط الغازات يمكن الإستفادة من معرفة مدى إسهام كل مكون من مكونات المخلوط فى خاصية المخلوط ويتطلب التعبير عن مثل هذا الإسهام ما يعرف بالكسر المولى للمكون (mole fraction X_i) والذي يعرف على النحو التالى:

- $X_i = (n_i/n)$

- $n = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$

- ثم بالقسمة على n نحصل على:

- $1 = (n_1/n) + (n_2/n) + (n_3/n) + \dots$

- or $1 = x_1 + x_2 + x_3 + \dots$

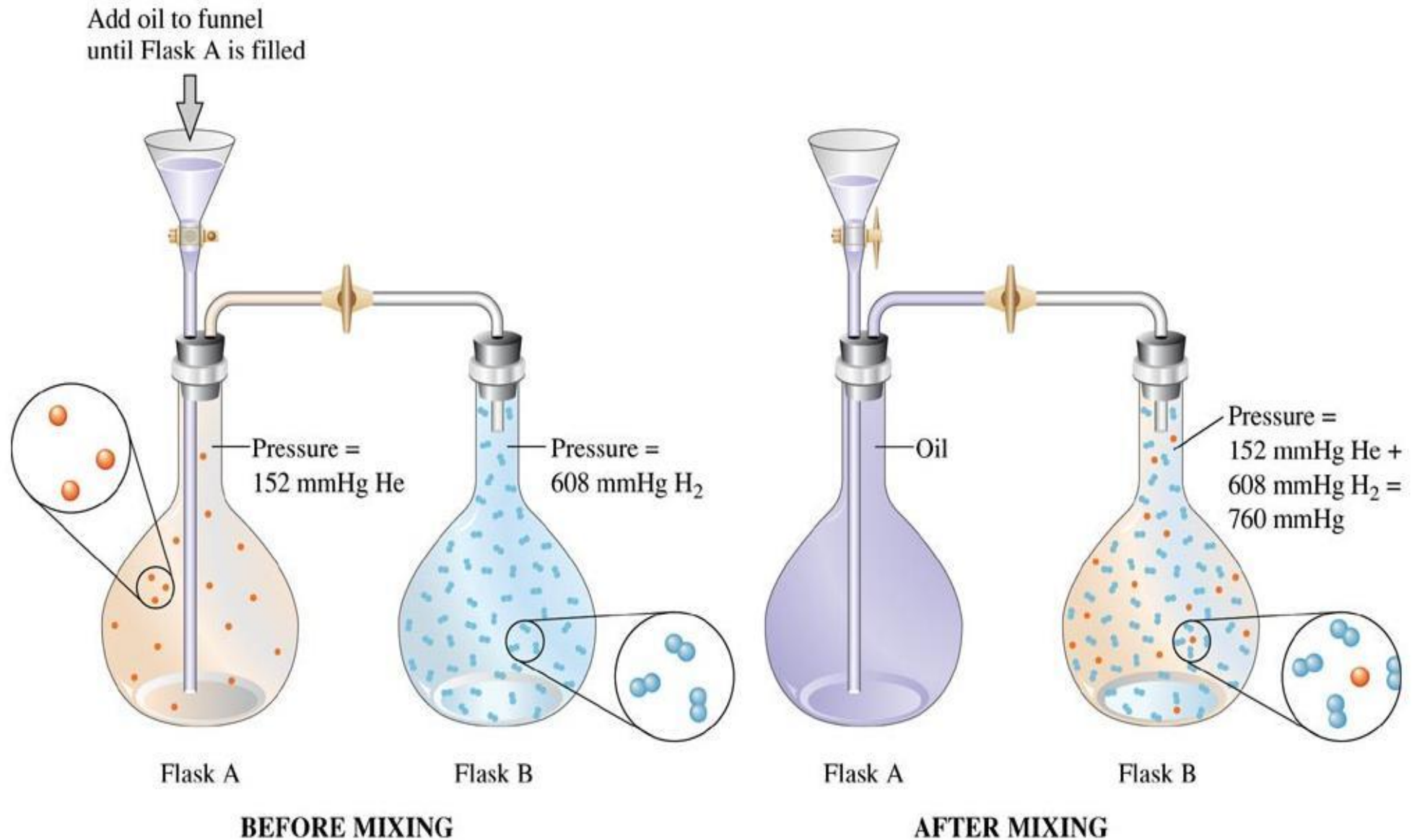
- ومن ذلك يتضح أن مجموع الكسور الجزئية لجميع مكونات المخلوط يجب أن تساوى الوحدة ويمكن بنفس الطريقة تعريف الضغط النسبى ($\text{pressure fraction } P_i/P$) والحجم النسبى (Volume fraction V_i/V) وفى حالة إنطباق قوانين المخلوط المثالى فيمكن التعبير عن هذين المقدارين على النحو التالى:

- $P_i/P = (n_iRT/V)/(nRT/V) = n_i/n = x_i$

- $V_i/V = (n_iRT/V)/(nRT/V) = n_i/n = x_i$

- من ذلك يتضح أنه فى حالة المخاليط المثالية للغاز يكون كل من مقدار الضغط النسبى ومقدار الحجم النسبى لمكون ما مساويا لمقدار الكسر الجزئى لهذا المكون.

المنجج الغازي



• تعرف المعادلة التي تصف سلوك الضغط والحجم ودرجة الحرارة للغازات (PVT) أو الحالات الأخرى للمادة بأنها معادلة الحالة وتعتبر العلاقة $(PV = nRT)$ أو $(PV = RT)$ هي معادلة الحالة للغاز المثالي. ومن أحسن الطرق لتسجيل حيود الغازات الحقيقية عن المسلك المثالي هو رسم العلاقة بين قيمة (PV/RT) مقابل الـ (P). وذلك لأنه في حالة السلوك المثالي يجب أن تكون قيمة هذه النسبة مساوية للواحد تحت جميع الضغوط ودرجات الحرارة، أما في حالة الغازات الحقيقية فإنها تحيد عن الواحد. ونظرا لأن هذه النسبة (PV/RT) ملائمة جدا لمناقشة السلوك اللامثالي للغازات الحقيقية كذلك يرمز لها بالرمز (Z) ويطلق عليها معامل الأنضغاطية (Compressibility factor).

- $Z = PV/RT$

- or $PV = ZnRT$

• ويمكن حساب قيمة (Z) من الإنخفاض في الضغط (P) والإنخفاض في درجة الحرارة (Tr) كما يلي:

- $Pr = P/Pc$

- $Tr = T/Tc$

• مما سبق يمكن الحصول على الضغط المثالي (P) وكذلك الحجم المثالي (V) ويكون حاصل ضرب الحجم المثالي في الضغط المثالي للمول الواحد من الغاز مساويا للقيمة (RT).

• ثم بالتعويض عن الحجم المثالي والضغط المثالي بما يقابلها (PV = RT).

• فإذا كان لدينا (n) عدد جزيئات جرامية من غاز في حجم مقداره (V) فإن هذا العدد يتناسب مع (n/V) وهو عدد الجزيئات الجرامية في وحدة الحجم.

• ونظرا لأن كل جزيء من الجزيئات المجاورة يجذب أيضا وبنفس الأسلوب الجزيئات المحيطة به لذلك فإن التماسك الكلي للغاز نتيجة لقوى التجاذب يتناسب مع $(n/V)^2$.

• وبدون الحد الدال على قوى التجاذب نتوقع أن يكون الضغط اللازم للإبقاء على الغاز في حجم مقداره (V) يرتبط مع الحدود T, V, n بالعلاقة الآتية:

$$\bullet P = (nRT) / (V - nb)$$

• وأن قوى التجاذب بين الجزيئات تعمل على تقليل الضغط اللازم للإبقاء على حجم الغاز وباعتبار أن ثابت التناسب يرمز له بالرمز (a) يمكن كتابة العلاقة.

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

• من معادلة فان دير فالس

$$\bullet (P + a/V^2) (V - b) = RT$$

• في حالة استخدام أكثر من المول أو كسر من المول للغاز فيمكن استخدام معادلة فان دير فالس على الصورة التالية علما بأن قيمة (n) هي الكمية بالمول (الكسر المولي) للغاز.

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

• **ينص قانون جرهام على أن** معدل إنتشار الغازات تتناسب عكسيا مع الجذر التربيعي لكثافتها في ظروف موحدة من حيث درجة الحرارة والضغط ويعبر عن ذلك رياضيا:

• $R1/R2 = \sqrt{d2/d1}$

• حيث أن : $R1$ معدل إنتشار الغاز الأول.

$R2$ معدل إنتشار الغاز الثانى.

$d1$ كثافة الغاز الأول.

$d2$ كثافة الغاز الثانى.

• يمكن التعبير عن معدل إنتشار الغاز بعدد السنتيمترات المكعبة من الغاز التي تنتشر من غشاء مسامي أو التي تمر من فتحة معينة في الثانية.

• $R_1 = V/t_1$

• $R_2 = V/t_2$

• حيث أن V حجم الغاز.

t_1 الزمن اللازم لإنتشار الغاز الأول.

t_2 الزمن اللازم لإنتشار الغاز الثاني.

• بقسمة المعادلتين على بعضهما نجد أن:

• $R_1/R_2 = (V/t_1)/(V/t_2) = t_2/t_1$

- يمكن إثبات أن كثافة الغاز (d) تتناسب طردياً مع الوزن الجزيئي للغاز (M) رياضياً كما يلي:

$$PV = nRT$$

$$n = W/M$$

- المعادلة العامة للغازات

- الكمية بالمول

- وبالتعويض عن قيمة (n)

$$PV = (W/M) RT$$

$$M = (WRT)/PV$$

- الوزن الجزيئي (M)

- الكثافة = الكتلة ÷ الحجم

- حيث أن الضغط ودرجة الحرارة ثابتة وعلى ذلك فإن الوزن الجزيئي يساوي الكثافة أي أن

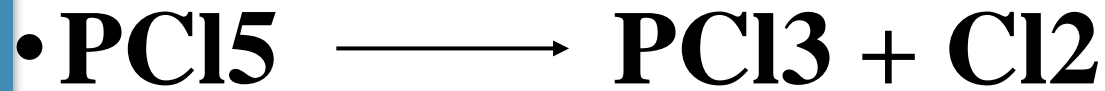
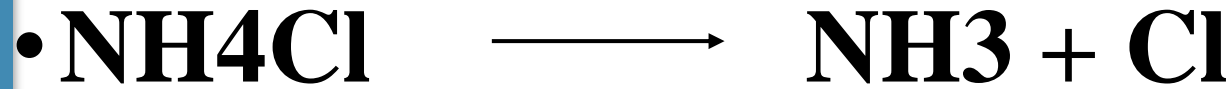
$$M = d \times \text{constant}$$

- وعلى ذلك يمكن إدماج القوانين الخاصة بالانتشار في القانون العام التالي والذي يمكن الاستفادة منه في تعيين الوزن الجزيئي وكذلك الكثافة لغاز معين مجهول بمقارنته بغاز كثافته معلومة أو وزنه الجزيئي معلوم.

- $R_1/R_2 = \sqrt{d_2/d_1} = t_2/t_1 = \sqrt{M_2/M_1}$

• ظاهرة الإنحلال الحرارى للغازات:

• من أحسن الأمثلة أبخرة كلوريد الأمونيوم وخامس كلوريد الفوسفور.



• ويلاحظ:

• إنحلال كامل.

• إنحلال غير كامل.

• تبعا لذلك تصبح الكثافة والوزن الجزيئى التقريبي نصف القيمة

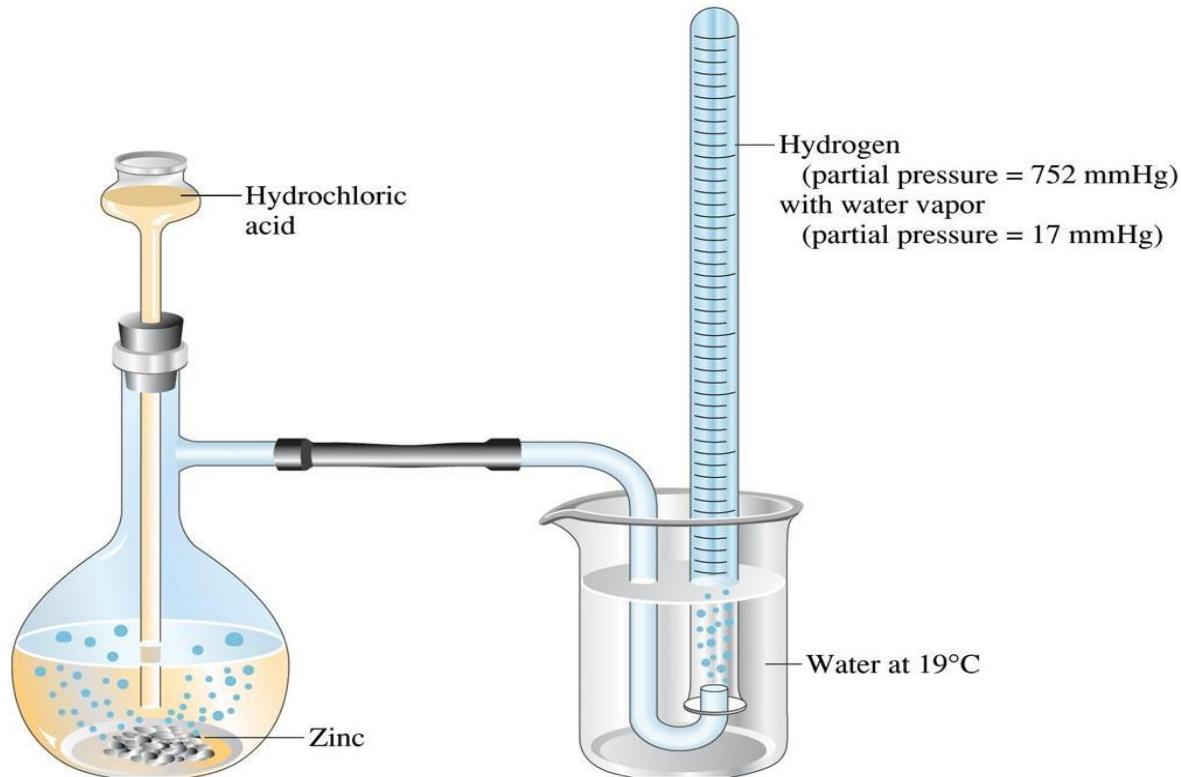
النظرية أى أن حدوث الإنحلال عند التبخير يفسر قلة الوزن

الجزيئى المتحصل عليه عمليا.

- الكمية بالمول قبل حدوث الإنحلال = 1 مول.
- الكمية المتبقية بدون إنحلال = $\alpha - 1$
- الكمية بالمول بعد الإنحلال = الكمية المتبقية بدون إنحلال ($\alpha - 1$) + نواتج الأنحلال ($n\alpha$).
- إذا كان جزيء الغاز الأصلي يعطى عند إنحلاله 2 جزيء من النواتج الغازية بمعنى أن $n = 2$
- الكمية بالمول بعد الإنحلال جزئياً = $(\alpha - 1) + (2\alpha) = \alpha + 1$.
- وإذا إستعمل في تجربة ما وزن من الغاز قدره (W) ووزنه الجزيئي (M) والحجم الذي يشغله (V) في درجة حرارة (T) وضغط (P) فإنه في حالة السلوك النموذجي أي بدون إنحلال يمكن تطبيق المعادلة:
- $PV = (W/M) RT$
- ونتيجة للإنحلال فإن الكمية بالمول تزيد بمقدار العامل الذي سبق الحصول عليه بوجه عام وهو $(n\alpha + \alpha - 1)$ ويمكن حساب قيمة الكسر الدال على مدى الإنحلال (α) من المعادلة الآتية:
- $PV = (W/M) (1 - \alpha + n\alpha) RT$

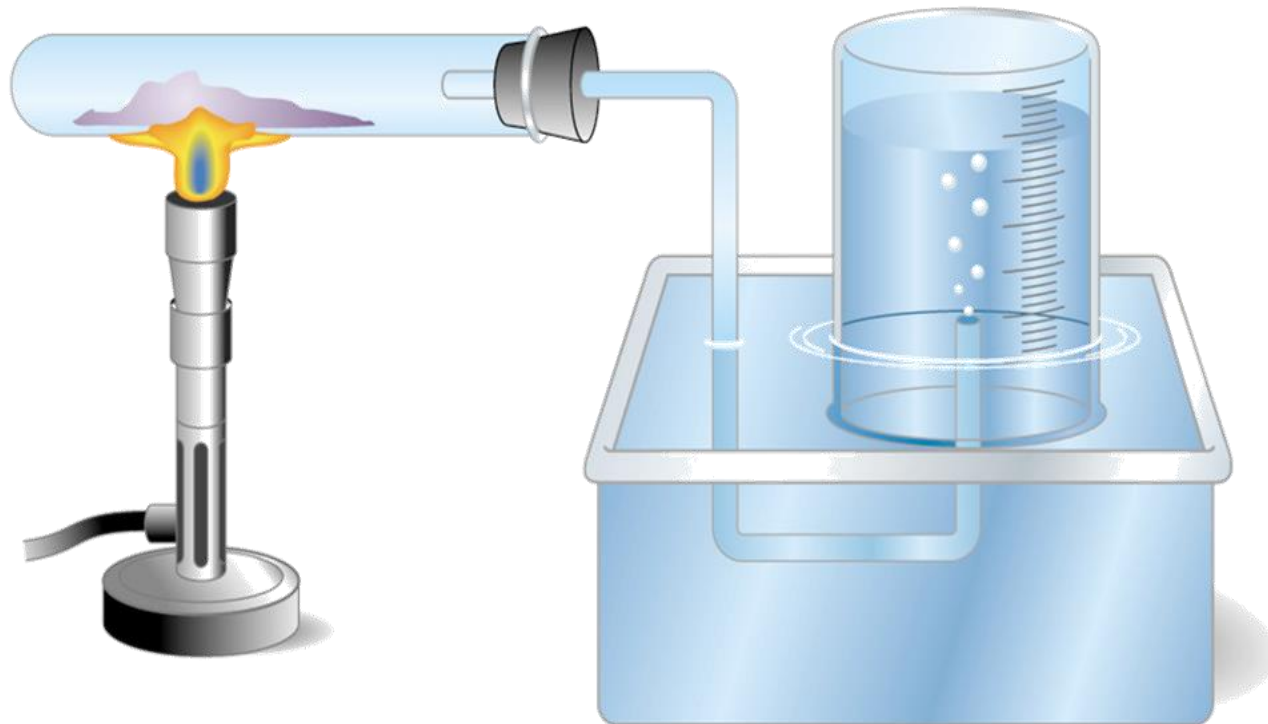
• من الشائع تحضير الغازات وتجميعها عن طريق إزاحة حجم من الماء.

• لحساب كمية الغاز الناتج، يجب تصحيح الضغط الجزئي فوق الماء باستخدام العلاقة التالية:

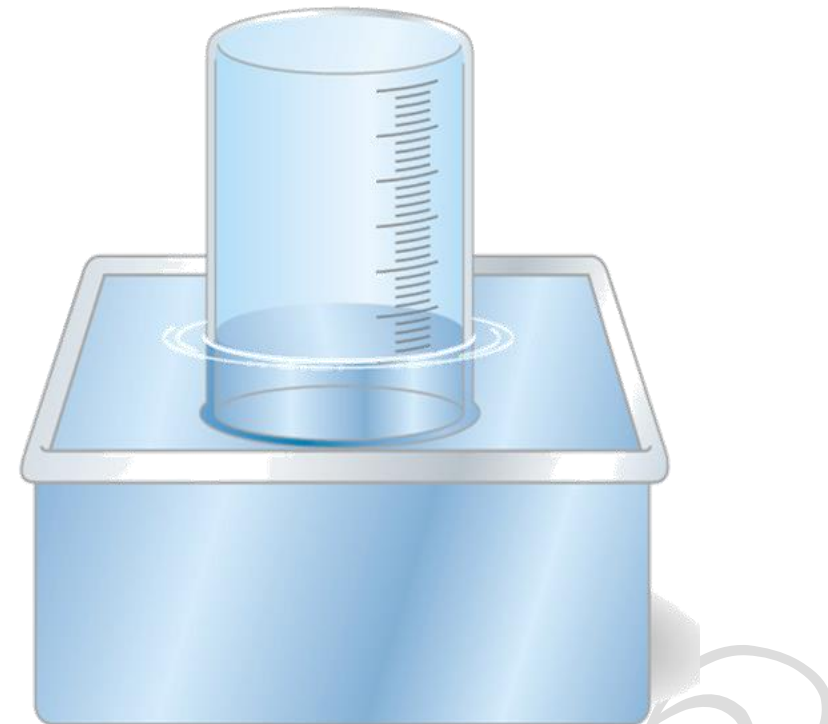


$$P_{total} = P_{drygas} + P_{water}$$

تحضير الغازات بإزاحة الماء



Gas collection



Gas volume measurement

• فرضيات وُضِعَت لوصف سلوك الغاز وحركة الجزيئات:

1. يتألف الغاز من عدد كبير من الجزيئات تتحرك حركة دائمة عشوائية.
2. حجم الجسيمة الغازية مهمل مقارنة بحجم الإناء.
3. قوى التجاذب ما بين جسيمات الغاز مهملة.
4. مجمل الطاقة الحركية للجزيئات يتناسب طرذاً مع درجة الحرارة المطلقة.
5. التصادمات بين الجسيمات ومع جدار الإناء مرنة.

- تفسر النظرية الحركية الجزيئية الضغط ودرجة الحرارة بمفهوم المستوى الجزيئي.
- ضغط الغاز يحصل من عدد التصادمات في وحدة الزمن على جدران الإناء.
- الضغط الإجمالي ناتج من عدد وقوة التصادم للجزيئات.
- الجزيئات الغازية لها مجمل طاقة حركية.
- كل جزيئ له طاقة مختلفة.
- كلما ازدادت الطاقة الحركية فإن سرعة جزيئات الغاز تزداد.

• الجذر التربيعي لمتوسط مجموع مربع السرعة، u ، هي سرعة الجزيء الغازي الذي له مجمل طاقة حركية:

$$\overline{KE} = \frac{1}{2} m \overline{u^2} = \frac{3RT}{2N_A}$$

• مجمل الطاقة الحركية، \overline{KE} ، تتعلق بالجذر التربيعي لمتوسط مجموع مربع السرعة حيث:

$$\sqrt{\overline{u^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M_w}}$$

• $R = 8.314 \times 10^3 \text{ g.m}^2/\text{sec}^2.\text{mol.K}$

$$\overline{KE} = \frac{3}{2} k_b T$$

• مجمل الطاقة الحركية لجزيء واحد فقط:

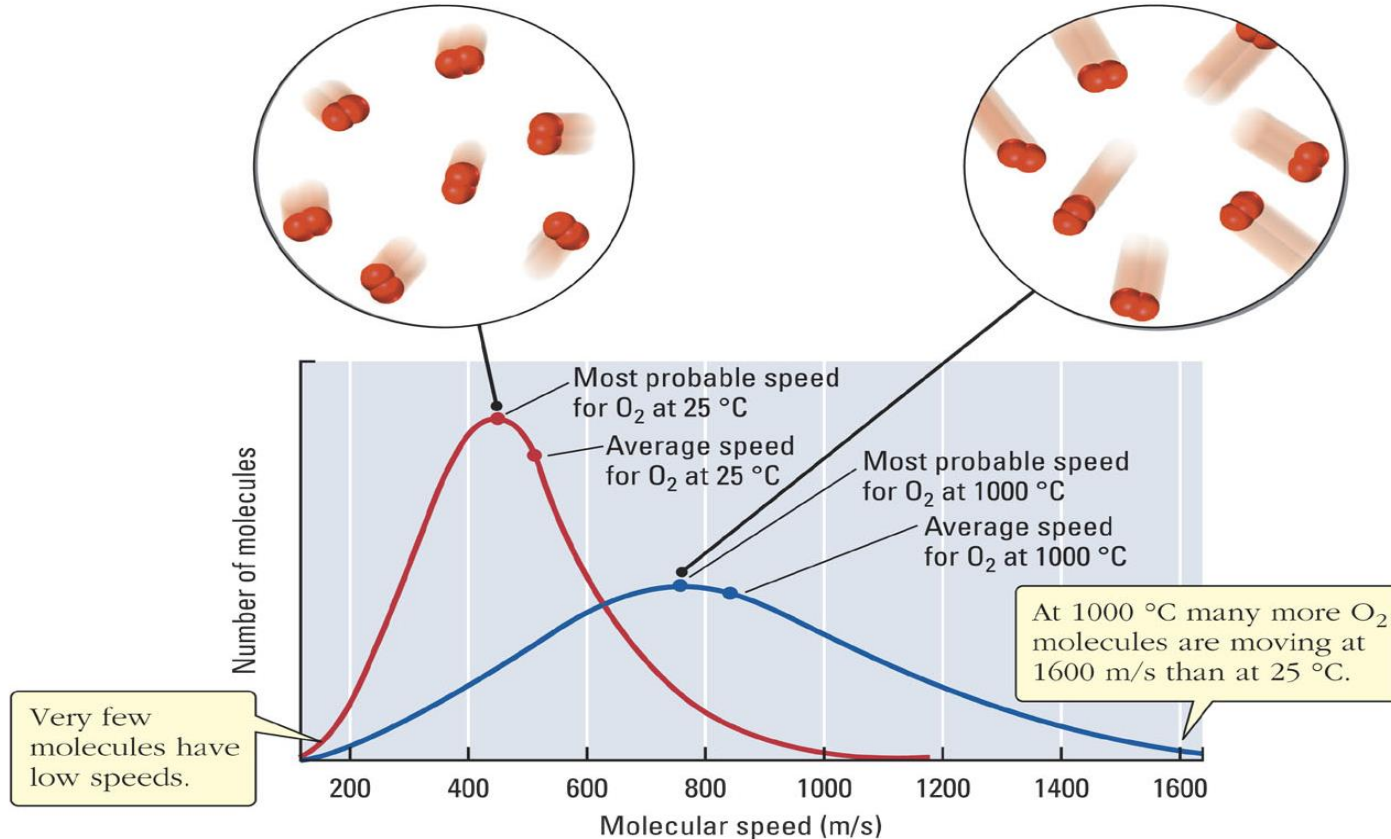
k_b ثابت بولتزمان

$$\overline{KE} = \frac{3}{2} RT$$

• مجمل الطاقة الحركية لمول واحد فقط: 35

• توزيع بوتزيمان ماكسويل للسرعة الجزيئية

- عند درجتى حرارة مختلفتين، تزداد السرعة الأكثر احتمالاً المقابلة قمة المنحنى بازدياد T



- يمتلك الغاز الحقيقي حجم محدد عند درجة الصفر المطلق.
- يمتلك الغاز الحقيقي قوى تجاذب بين جزيئاته.
- الحيود عن السلوك المثالي:
- من معادلة الغاز المثالي:

$$PV = nRT$$

من أجل مول واحد من الغاز المثالي من أجل أي قيمة للضغط:

$$n = \frac{PV}{RT} = 1$$

• للغاز الحقيقي، القيمة، $\frac{PV}{RT}$ ، تبتعد عن القيمة واحد

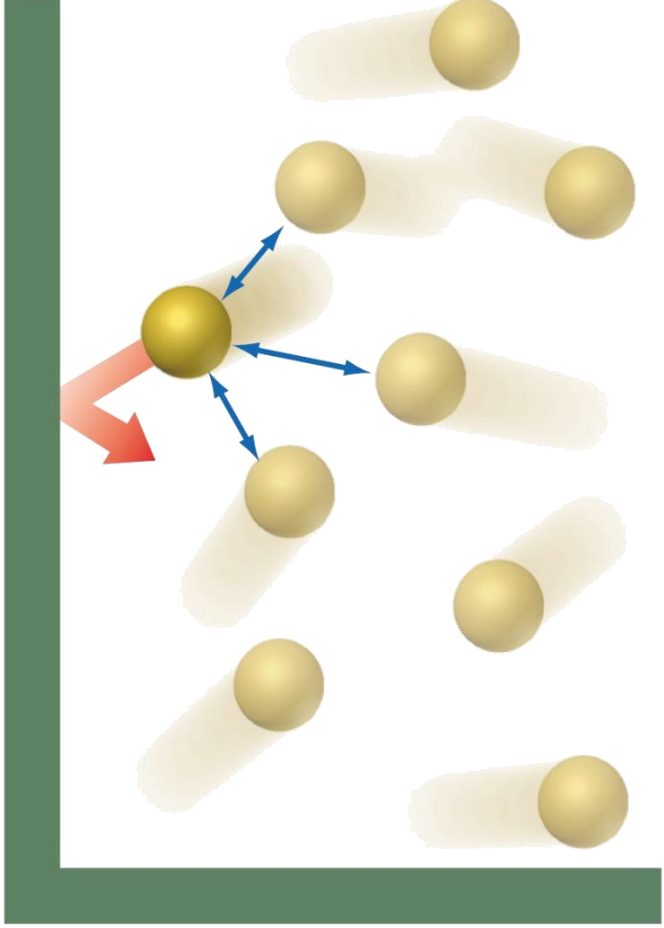
• كلما اقتربت جسيمات الغاز من بعضها، كلما نقصت المسافة ما بين الجسيمات الغازية.

• كلما تناقصت المسافة ما بين الجسيمات، إزدادت قوى التجاذب بين الجسيمات الغازية.

• كلما إزدادت درجة الحرارة، تزداد سرعة الجسيمات والمسافات بينها تصبح أبعد، وبالتالي قوى تجاذب أقل.

• تقترب صفات الغاز الحقيقي من الغاز المثالي عند درجات حرارة مرتفعة وضغوط منخفضة.

حيود الغاز الحقيقي عن المثالي



- معادلة الغاز الحقيقي يجب أخذ بعين الاعتبار:
 1. **تصحيح الضغط**، يأخذ بعين الاعتبار عدد وقوة التصادمات وقوى التجاذب بين الجسيمات a

$$P_{ideal} = P_{real} + \frac{n^2 a}{V^2}$$

2. **تصحيح الحجم**، يأخذ بعين الاعتبار الحجم المولي للجسيمات b

$$V_{residual} = V - nb$$

نحصل على معادلة فاندر فالس، حيث a و b ثوابت تجريبية

$$\left(P_{real} + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$



**THANKS FOR
YOUR
ATTENTION**