

แก๊ส (Gas)

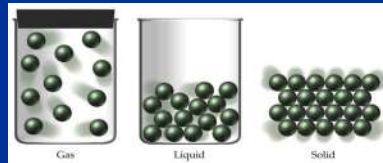
โครงการจัดตั้งภาควิชาเคมี
คณะศิลปศาสตร์และวิทยาศาสตร์
มหาวิทยาลัยเกษตรศาสตร์ วิทยาเขตกำแพงแสน

เนื้อหา

1. สมบัติทั่วไปของแก๊ส
2. กฎทั่วไปของแก๊ส
3. กฎแก๊สสมบูรณ์แบบ
4. กฎของดาลตัน
5. ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส
6. การแจกแจงความเร็วโมเลกุล
7. กฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม
8. พฤติกรรมของแก๊สจริง
9. สมการแวนเดอร์วาลส์

สมบัติทั่วไปของแก๊ส

1. โมเลกุลของแก๊สอยู่ห่างกันมากกว่าของเหลวและของแข็ง จึงเป็นผลให้มีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลน้อยมาก หรือไม่มีแรงดึงดูดเลยในแก๊สสมบูรณ์แบบ



2. แก๊สมีความหนาแน่นน้อยกว่าของเหลวและของแข็ง
3. โมเลกุลแก๊สมีการเคลื่อนที่อยู่ตลอดเวลาในทุกทิศทางอย่างไม่เป็นระเบียบและเคลื่อนที่เป็นเส้นตรง

3

สมบัติทั่วไปของแก๊ส

4. แก๊สไม่มีรูปร่างและปริมาตรที่แน่นอนแต่จะมีรูปร่างและปริมาตรตามภาชนะที่บรรจุ
5. โมเลกุลของแก๊สในภาชนะเมื่อเกิดการชนกันแล้วโมเมนตัมโดยรวมจะไม่เท่ากับศูนย์

4

การวัดปริมาตร อุณหภูมิและความดัน

ปริมาตร หมายถึง ปริมาตรของภาชนะที่บรรจุแก๊สนั้น
วัดเป็นหน่วยปริมาตร เช่น L, mL, dm³, cm³, m³

อุณหภูมิ วัดโดยมาตราส่วนเคลวิน (K) หรือมาตรา
ส่วนอุณหภูมิสัมบูรณ์

ความสัมพันธ์ระหว่างมาตราส่วนเซลเซียสและเคลวิน

$$\begin{aligned} T \text{ (K)} &= 273.15 + t \text{ (}^{\circ}\text{C)} \\ &= 273 + t \text{ (}^{\circ}\text{C)} \text{ โดยประมาณ} \end{aligned}$$

เรียกว่า อุณหภูมิสัมบูรณ์ (absolute temperature scale)

5

การวัดปริมาตร อุณหภูมิและความดัน

ความดัน หมายถึงแรงกระทำต่อหน่วยพื้นที่ที่ตั้งฉากกับแรงนั้น

ความสัมพันธ์ของความดันหน่วยต่าง ๆ

Atmosphere (atm)	
Millimeter of mercury (mmHg)	1 atm = 760 mmHg
Torr (Torr)	= 760 Torr
Newton per square meter (N/m ²)	= 101,325 N/m ²
Pascal (Pa)	= 101,325 Pa
Kilopascal (kPa)	= 101.325 kPa
Bar (bar)	= 1.01325 bar
Millibar (mb)	= 1013.25 mb

6

อุณหภูมิและความดันมาตรฐาน (STP)

อุณหภูมิมาตรฐาน = 0 °C หรือ 273.15 K

📢 ความดันมาตรฐาน = 1 atm

7

กฎทั่วไปของแก๊ส

กฎของบอยล์ (Boyle's Law)

โรเบิร์ต บอยล์ (Robert Boyle)

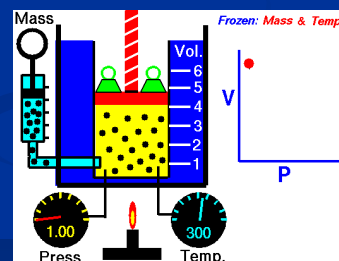
“เมื่ออุณหภูมิและมวลคงที่ ปริมาตรของแก๊สใด ๆ

จะแปรผกผันกับความดัน”

เขียนความสัมพันธ์นี้ได้ดังนี้

$V \propto 1/P$ เมื่อ T และ n คงที่

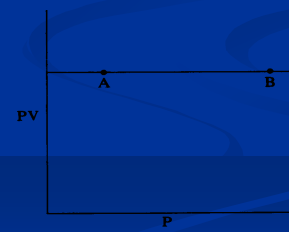
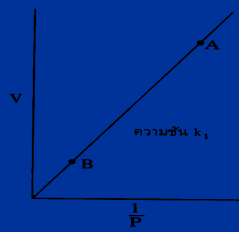
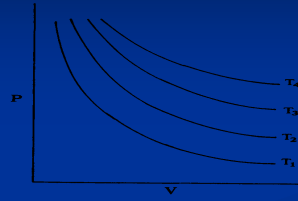
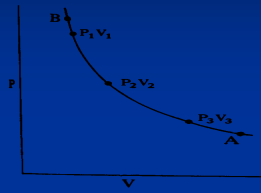
$$PV = k$$



<http://www.grc.nasa.gov/WWW/K-12/airplane/aboyle.html>

8

ความสัมพันธ์ระหว่าง P และ V ของแก๊ส



9

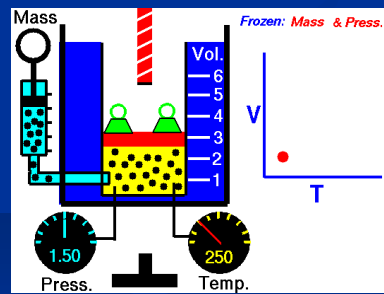
กฎทั่วไปของแก๊ส

กฎของชาร์ลส์ (Charles' law)

“เมื่อความดันคงที่ ปริมาตรของแก๊สจะแปรผัน โดยตรงกับอุณหภูมิสัมบูรณ์”

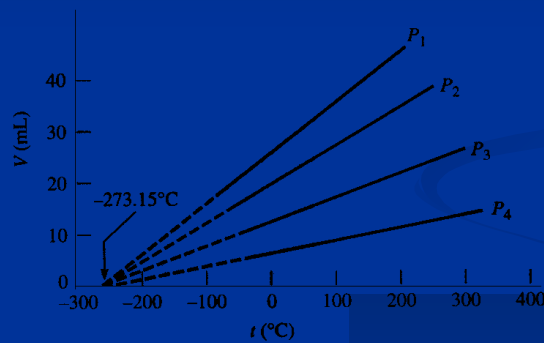
$$V \propto T$$

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



10

ความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สกับอุณหภูมิ
เมื่อความดันคงที่ โดยที่ $P_1 < P_2 < P_3 < P_4$



11

กฎทั่วไปของแก๊ส

กฎของเกย์-ลูสแซค (Gay-Lussac's Law)

“ความดันของแก๊สใด ๆ จะแปรผันโดยตรงกับ
อุณหภูมิเมื่อปริมาตรคงที่”

$P \propto T$

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

12

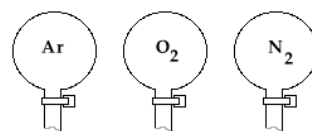
กฎทั่วไปของแก๊ส

กฎของอะโวกาโดร (Avogadro's law)

“ที่อุณหภูมิและความดันคงที่แก๊สที่มีปริมาตรเท่ากัน
จะมีจำนวนโมเลกุล (n) เท่ากัน”

$$V \propto n$$

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



Volume:	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Mass:	40 g	32 g	28 g
Quantity:	1 mol	1 mol	1 mol
Pressure:	1 atm	1 atm	1 atm
Temperature:	273 K	273 K	273 K

13

กฎแก๊สสมบูรณ์แบบ (Ideal Gas Law)

เป็นการรวมกฎของบอยล์ ชาร์ลส์ และอะโวกาโดร

Boyle's law $V \propto \frac{1}{P}$ เมื่อ T, n คงที่

Charle's law $V \propto T$ เมื่อ P, n คงที่

Avogadro's law $V \propto n$ เมื่อ P, T คงที่

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

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

$$PV = nRT$$

14

กฎแก๊สสมบูรณ์แบบ (Ideal Gas Law)

$$PV = nRT$$

สมการที่ได้เรียกว่า “สมการแก๊สสมบูรณ์แบบ”

R = ค่าคงที่ของแก๊ส (gas constant)

15

กฎแก๊สสมบูรณ์แบบ (Ideal Gas Law)

ค่า R หาได้จากแก๊ส 1 โมลที่ STP

$$\begin{aligned} R &= PV/nT \\ &= \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} \\ &= 0.08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ &= 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\ &= 1.987 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \end{aligned}$$

16

กฎแก๊สสมบูรณ์แบบ (Ideal Gas Law)

เมื่อแก๊สสมบูรณ์แบบซึ่งอยู่ที่

สภาวะ P_1 , V_1 และ T_1 เปลี่ยนเป็นสภาวะ P_2 , V_2 และ T_2

$$P_1 V_1 = n_1 R T_1$$

$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1}$$



$$P_2 V_2 = n_2 R T_2$$

$$R = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

ดังนั้น

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

เมื่อ n คงที่

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

17

กฎแก๊สสมบูรณ์แบบ (Ideal Gas Law)

ตัวอย่าง จงหาปริมาตรของแก๊ส Cl_2 13.7 g ที่อุณหภูมิ 45°C และความดัน 760 mmHg

$$PV = nRT$$

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

$$n = \frac{13.7 \text{ g}}{35.5 \times 2 \text{ g.mol}^{-1}} = 0.193 \text{ mol}$$

$$V = \frac{0.193 \text{ mol} \times 0.082 \text{ L.atm.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \times (45+273)\text{K}}{760\text{mmHg}/760\text{mmHg.atm}^{-1}}$$

$$= 5.0 \text{ L}$$

18

ตัวอย่าง แก๊ส O₂ ที่ STP บรรจุในภาชนะปิดที่มีปริมาตร 1.00 L เมื่อให้ความร้อน จนอุณหภูมิเป็น 100 °C ความดันของแก๊ส O₂ จะเป็นเท่าไร

จาก
$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

เนื่องจากไม่มีการเปลี่ยนแปลงจำนวนโมลและปริมาตรของแก๊ส O₂

ดังนั้น
$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

$$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \times (100+273) \text{ K}}{273 \text{ K}}$$

$$P_2 = 1.37 \text{ atm}$$

19

การประยุกต์ Ideal-Gas Equation

1. หาคความหนาแน่นและ มวลโมเลกุลของแก๊ส

Ideal Gas Equation \triangleright $PV = nRT$

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT} \quad \text{เมื่อ } n = \frac{m}{M}$$

$$\frac{m}{MV} = \frac{P}{RT} \quad d = \frac{m}{V}$$

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

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

20

การประยุกต์ Ideal-Gas Equation

ตัวอย่าง จงหาความหนาแน่นของแก๊สออกซิเจน(O₂)ที่
298 K ความดัน 0.987 atm

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

$$d = \frac{0.987 \text{ atm} \times (16.0 \times 2) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 298 \text{ K}}$$

$$d = 1.3 \text{ g/L}$$

21

แบบฝึกหัด แก๊ส 1.27 g มีปริมาตร 1.07 L ที่ 25°C 737 mmHg
แก๊สนี้ควรเป็น NO หรือ NO₂

22

การประยุกต์ Ideal-Gas Equation

2. การหาปริมาณสัมพันธ์ของแก๊สในปฏิกิริยา

ตัวอย่าง จากปฏิกิริยา



จงหาปริมาตรของแก๊ส H_2 ที่เกิดจากปฏิกิริยาของ Al
1.00 g ที่ STP

23



จำนวนโมลของ Al = $1.00 / 27 = 0.037$ mol

จากสมการ Al 2 โมลเกิด H_2 3 โมล
Al 0.037 โมลเกิด H_2 $\frac{3 \times 0.037}{2}$ โมล
= 0.056 โมล

แก๊ส H_2 1 โมลที่ STP มีปริมาตร 22.4 ลิตร
แก๊ส H_2 0.056 โมลที่ STP มีปริมาตร 22.4×0.056 ลิตร
= 1.2 ลิตร

24

แบบฝึกหัด

1. จากปฏิกิริยา



จงหาปริมาตรของแก๊ส O_2 ที่เกิดขึ้นที่ 25°C ความดัน 765 torr เมื่อใช้ KClO_3 1.57 g

25

แก๊สผสมและความดันย่อย

(Gas Mixtures and Partial Pressures)

John Dalton พบว่า “เมื่อนำแก๊ส 2 ชนิดขึ้นไปซึ่งไม่ทำปฏิกิริยาต่อกันไว้ในภาชนะเดียวกัน แก๊สแต่ละชนิดจะก่อให้เกิดความดันในภาชนะนั้นเหมือนอยู่ตามลำพัง และความดันรวมจะเท่ากับความดันของแก๊สแต่ละชนิดรวมกัน”

Dalton's law $P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$

เมื่อ P_t คือ ความดันรวมของแก๊สผสม

P_1, P_2, P_3 คือ ความดันของแก๊สชนิดที่ 1, 2 และ 3

ตามลำดับ หรือเรียกว่าความดันย่อย

26

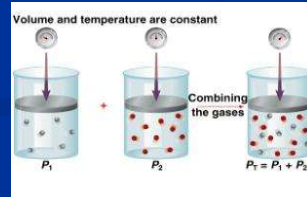
แก๊สผสมและความดันย่อย

เมื่อแก๊สผสมแต่ละตัวเป็นอิสระซึ่งกันและกันและ
เป็นแก๊สสมบูรณ์แบบ

$$P_1 = n_1 \frac{RT}{V}, P_2 = n_2 \frac{RT}{V}, P_3 = n_3 \frac{RT}{V}$$

$$P_t = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \frac{RT}{V}$$

$$P_i = n_i \frac{RT}{V}$$



เมื่อ n_t คือ จำนวนโมลรวมของแก๊สผสม

n_1, n_2, n_3, \dots คือ โมลของแก๊สตัวที่ 1, 2 และ 3 และตัวอื่น ๆ

27

ความดันย่อยและเศษส่วนโมล

ความสัมพันธ์ความดันย่อยและความดันรวมเป็นดังนี้

$$\frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1 RT / V}{n_t RT / V} = \frac{n_1}{n_t}$$

$$\frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1}{n_t} = x_1$$

$$\frac{n_1}{n_t} = x_1 \quad \text{เรียกว่าเศษส่วนโมลของแก๊สที่ 1}$$

$$P_1 = \frac{n_1}{n_t} P_t = x_1 P_t$$

28

ความดันย่อยและเศษส่วนโมล

ตัวอย่าง แก๊ส H_2 1.0 g ผสมกับแก๊ส He 5.0 g จงหาความดันย่อยของแก๊สทั้งสองซึ่งมีปริมาตร 5.0 L ที่ $20^\circ C$

$$\text{จำนวนโมล } H_2 = 1.0 \text{ g} / 2.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0.50 \text{ mol}$$

$$\text{จำนวนโมล He } 5.0 \text{ g} / 4.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1.25 \text{ mol}$$

$$P_t = \frac{n_t RT}{V}$$
$$P_t = \frac{(0.50+1.25) \times 0.082 \times (20+273)}{5.0}$$
$$P_t = 8.4 \text{ atm}$$

29

ความดันย่อยและเศษส่วนโมล

$$P_{H_2} = \frac{n_{H_2}}{n_t} P_t = x_1 P_t$$

$$P_{H_2} = \left(\frac{0.50}{(0.50+1.25)} \right) \times 8.4$$

$$P_{H_2} = 2.4 \text{ atm}$$

$$P_{He} = \left(\frac{1.25}{(0.50+1.25)} \right) \times 8.4$$

$$P_{He} = 6.0 \text{ atm}$$

30

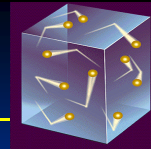
ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส (Kinetic Molecular Theory)

อธิบายพฤติกรรมของแก๊สสมบูรณ์แบบในระดับโมเลกุล
สรุปได้ดังนี้

1. แก๊สประกอบด้วยโมเลกุลที่เล็กมาก โดยที่โมเลกุลอยู่ห่างกันมาก โมเลกุลมีขนาดเล็กมากเมื่อเทียบกับระยะห่างระหว่างโมเลกุล และปริมาตรของโมเลกุลมีน้อยมากจนไม่คำนึงถึง
2. โมเลกุลของแก๊สไม่มีทั้งแรงดึงดูดและแรงผลักร

31

ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส



3. โมเลกุลมีการเคลื่อนที่ตลอดเวลา โดยการเคลื่อนที่เป็นเส้นตรง เมื่อปะทะโมเลกุลอื่นหรือชนผนังจะมีการเปลี่ยนทิศทาง
4. เมื่อโมเลกุลมีการปะทะกันหรือชนฝาผนัง จะไม่มีการสูญเสียพลังงาน (*elastic collision*)
5. พลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สเป็นปฏิภาคกับอุณหภูมิเคลวิน และพลังงานจลน์เฉลี่ยของแก๊สทุกชนิดมีค่าเท่ากันที่อุณหภูมิเดียวกัน

32

ทฤษฎีจลน์โมเลกุลของแก๊ส

สมการแสดงความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานจลน์กับอุณหภูมิ

$$PV = \frac{2}{3} E = nRT$$

$$\bar{E} = \frac{3}{2} RT$$

ถ้า $T = 0 \text{ K}$ จะทำให้ $E = 0$ โมเลกุลไม่มีการเคลื่อนที่

ถ้า $T > 0$ โมเลกุลจะเคลื่อนที่ได้

แสดงว่า

พลังงานที่ทำให้โมเลกุลเคลื่อนที่เกิดจากความร้อนเท่านั้น

33

การคำนวณความเร็วเฉลี่ยของโมเลกุล

พลังงานจลน์

$$E = \frac{1}{2} MV^2$$

$$\bar{E} = \frac{1}{2} MV^2 = \frac{3}{2} RT$$

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

นิยมเขียนแทน

$\overline{V^2}$ ด้วย V_{rms}

$$V_{rms} = \sqrt{\overline{V^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

V_{rms} เป็นรากที่สองของความเร็วกำลังสอง

(root-mean-square velocity)

34

การแจกแจงความเร็วของโมเลกุล

“การคำนวณโอกาสที่จะพบโมเลกุลที่มีความเร็วอยู่ในช่วงหนึ่ง ๆ ที่อุณหภูมิคงที่”

ซึ่งอาศัยกฎการแจกแจงของแมกซ์เวลล์-โบลต์ซมานน์

$$P(V) = 4\pi \left[\frac{m}{2\pi kT} \right]^{\frac{3}{2}} \cdot V^2 e^{-mV/2kT}$$

$P(V)$ คือ โอกาสที่จะพบอิเล็กตรอนที่มีความเร็วอยู่ในช่วงระหว่าง V กับ $V + dV$

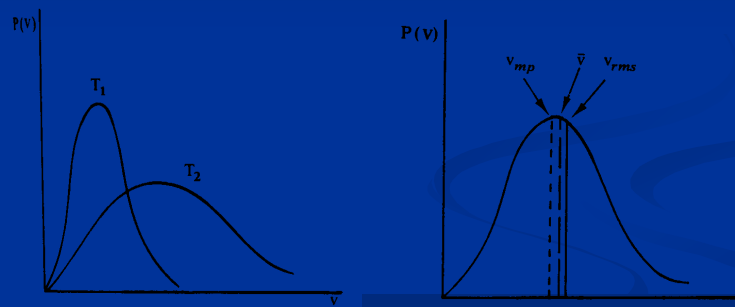
k คือ ค่าคงที่โบลต์ซมานน์ = $1.38 \times 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$

$e = 2.71$

35

การแจกแจงความเร็วของโมเลกุล

เมื่อเขียนกราฟระหว่าง $P(V)$ กับ V ที่อุณหภูมิคงที่
จะได้กราฟดังรูป



กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง $P(V)$ กับ V

36

การแจกแจงความเร็วของโมเลกุล

จากสมการของแมกซ์เวลล์-โบลต์ซมานน์
สามารถคำนวณความเร็วเฉลี่ย (mean velocity, \bar{V})
และความเร็วที่เป็นไปได้มากที่สุด
(most probable velocity, V_{mp})
ซึ่งเป็นความเร็วตรงจุดสูงสุดของกราฟได้

$$\bar{V} = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m}} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}}$$
$$V_{mp} = \sqrt{\frac{2kT}{M}}$$

37

การแจกแจงความเร็วของโมเลกุล

ความเร็วทั้งสามชนิดจะมีค่าไม่เท่ากันแต่ก็ใกล้เคียง
กันมาก และแปรผันตามอุณหภูมิและน้ำหนัก
โมเลกุล ถ้าหาอัตราส่วนระหว่างความเร็วทั้งสาม
ชนิดที่อุณหภูมิเดียวกันจะได้

$$V_{mp} : \bar{V} : V_{rms} = 1 : 1.13 : 1.22$$

38

กฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม

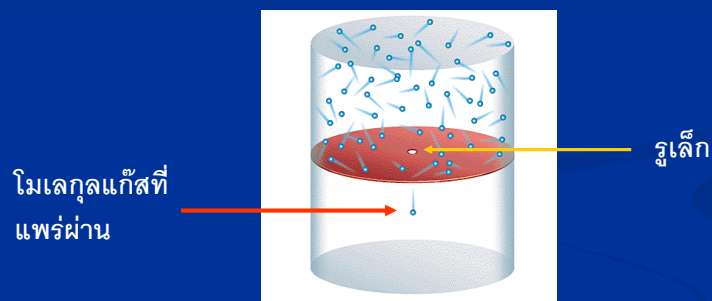
การแพร่ผ่าน (effusion) หมายถึงกระบวนการที่แก๊สเคลื่อนที่จากบริเวณหนึ่งผ่านรูที่เล็กมาก ๆ ออกสู่บริเวณอื่นโดยโมเลกุลไม่ชนกันเองเลย

การแพร่ (diffusion) เป็นการฟุ้งกระจายของแก๊สจากบริเวณที่มีความเข้มข้นสูงไปยังบริเวณที่มีความเข้มข้นต่ำกว่า โดยโมเลกุลมีโอกาสชนกันได้ตลอดเวลา

39

กฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม

- การแพร่ผ่านของโมเลกุล ของแก๊สโดยผ่านรูเล็ก ๆ



40

กฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม

เกรแฮมเสนอว่า “อัตราการแพร่ผ่าน, r ของแก๊สแปรผกผันกับรากที่สองของความหนาแน่น, d ”

$$r \propto \sqrt{\frac{1}{d}}$$

เมื่อเปรียบเทียบการแพร่ผ่านของแก๊ส A และ B ภายใต้สภาวะเดียวกัน จะได้

$$\frac{r_A}{r_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

41

กฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม

จากกฎของแก๊สสมบูรณ์แบบ ความหนาแน่นแปรผันโดยตรงกับน้ำหนักโมเลกุล (M)

$$\frac{r_A}{r_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

อัตราการแพร่ผ่านของแก๊สควรจะเป็นสัดส่วนโดยตรงกับอัตราเร็วเฉลี่ยของโมเลกุล

$$\frac{r_A}{r_B} = \sqrt{\frac{v_A}{v_B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

42

กฎการแพร่ผ่านของเกรแฮม

ตัวอย่าง อาร์กอน (Ar) แพร่ผ่านรูเล็ก ๆ รูหนึ่ง ด้วยอัตราเร็ว $3.56 \text{ mL}\cdot\text{min}^{-1}$ แก๊สไฮโดรเจน (H_2) จะแพร่ผ่านรูนี้ด้วยอัตราเร็วเท่าไรภายใต้สภาวะเดียวกัน

$$\frac{r_{Ar}}{r_{H_2}} = \sqrt{\frac{M_{H_2}}{M_{Ar}}}$$

$$r_{H_2} = r_{Ar} \sqrt{\frac{M_{Ar}}{M_{H_2}}}$$

$$r_{H_2} = 3.56 \sqrt{\frac{40.0}{1.0 \times 2}}$$

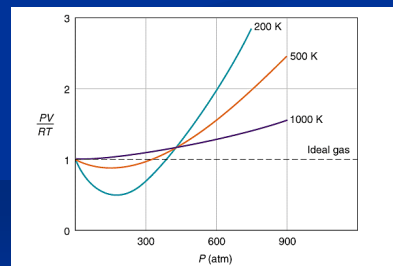
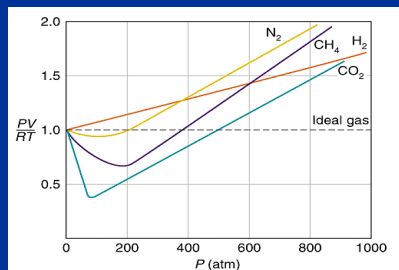
$$r_{H_2} = 15.92 \text{ mL}\cdot\text{min}^{-1}$$

43

พฤติกรรมของแก๊สจริง (Real Gas Behavior)

สำหรับแก๊สสมบูรณ์แบบ 1 โมลอัตราส่วน $PV/RT = 1$

แต่จากการศึกษาพฤติกรรมของแก๊สที่ความดันและอุณหภูมิต่าง ๆ พบว่าอัตราส่วนนี้ไม่เท่ากับ 1



44

พฤติกรรมของแก๊สจริง

จาก $PV = nRT$

จากกราฟเมื่อ $P \rightarrow 0$ และที่ T สูง ๆ

จะได้ว่า $\frac{PV}{RT} \rightarrow 1$

แสดงว่า

“แก๊สจริง (real gas) มีพฤติกรรมเป็นแก๊สสมบูรณ์แบบ (ideal gas) เมื่อความดันต่ำมากและอุณหภูมิสูง”

45

สมการแวนเดอร์วาลส์

โยฮันน์ส แวนเดอร์วาลส์ เสนอสมการสำหรับใช้กับแก๊สจริง เรียกว่า van der Waals equation

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

a และ b คือค่าคงที่แวนเดอร์วาลส์

(van der Waals constants)

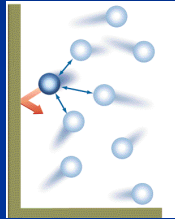
ขึ้นอยู่กับชนิดของแก๊ส และได้จาก

การทดลองดังตาราง

แก๊ส	$a(\text{atm.L}^2/\text{mol}^2)$	$b(\text{L/mol})$
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	0.03056

สมการแวนเดอร์วาลส์

โดย $\frac{an^2}{V^2}$ เป็นการปรับความดันของแก๊สจริงเนื่องจาก



แก๊สจริงมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล ทำให้แรงเนื่องจากการชนผนังมีค่าลดลง ดังนั้นความดันของแก๊สลดต่ำลง โดยความดันที่ลดลงขึ้นอยู่กับ

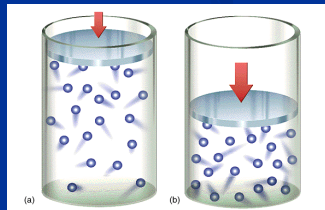
1. จำนวนครั้งของการชนระหว่างโมเลกุลกับผนัง
 2. แรงที่ลดในการชนแต่ละครั้ง
- และทั้งสองปัจจัยขึ้นกับความเข้มข้น (n/V)

47

สมการแวนเดอร์วาลส์

$V - nb$ เป็นการปรับปริมาตรของแก๊สจริง

เนื่องจากโมเลกุลของแก๊สจริงมีปริมาตร ดังนั้นปริมาตรที่ใช้ในการคำนวณควรเป็นปริมาตรที่ไม่รวมปริมาตรของโมเลกุลแก๊ส



48