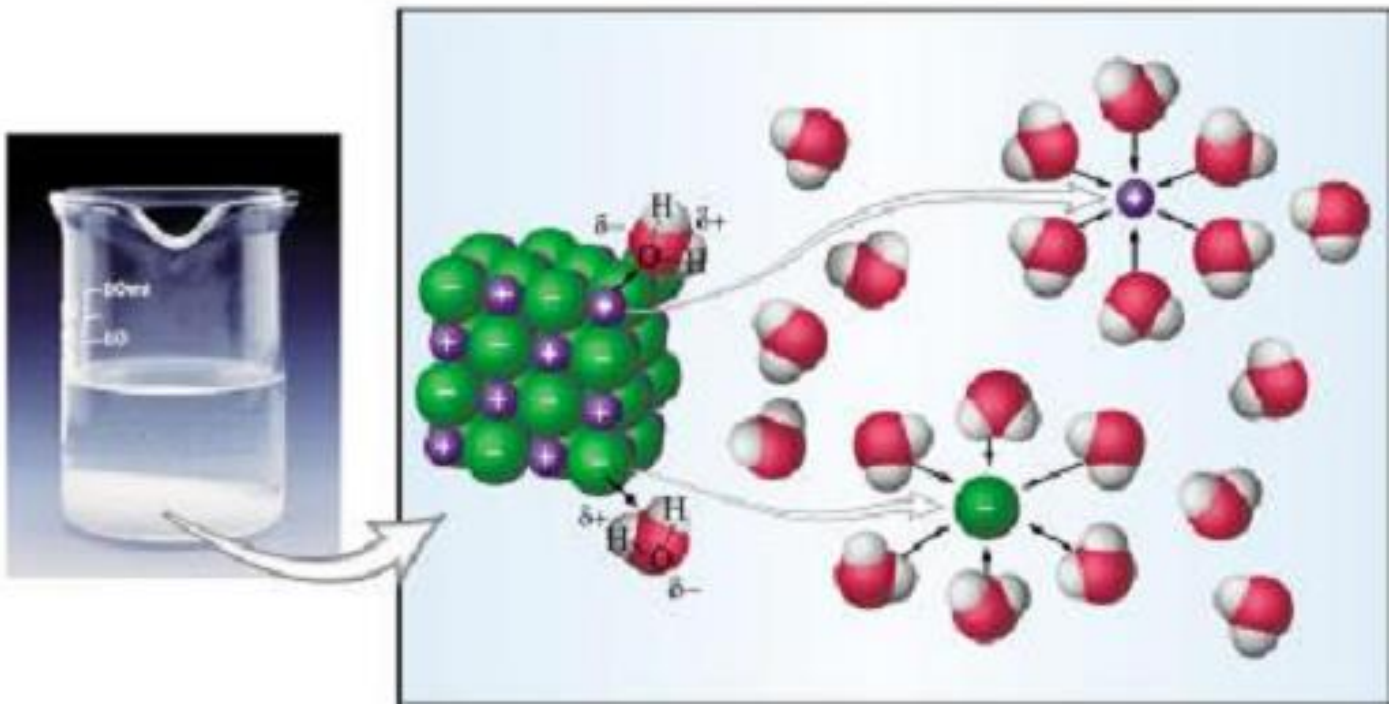
Chapter 5 → ออก ธ ข้อ
ของเหลวและสารละลาย

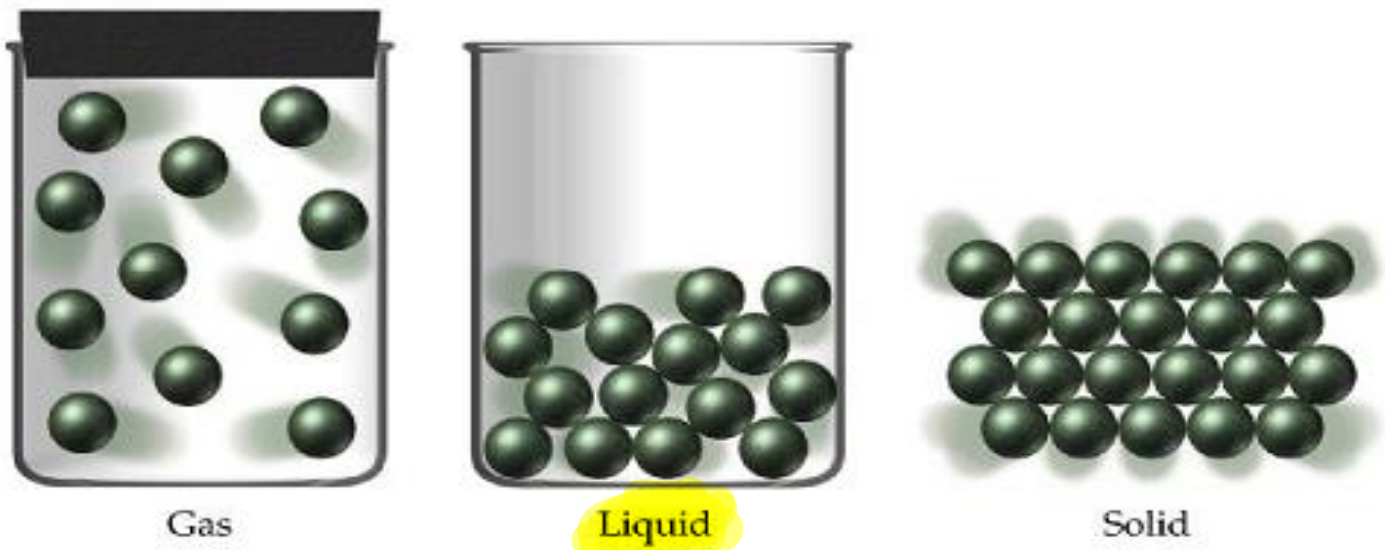
(Liquid and Solution)



Department of Chemistry, School of Science, KMITL

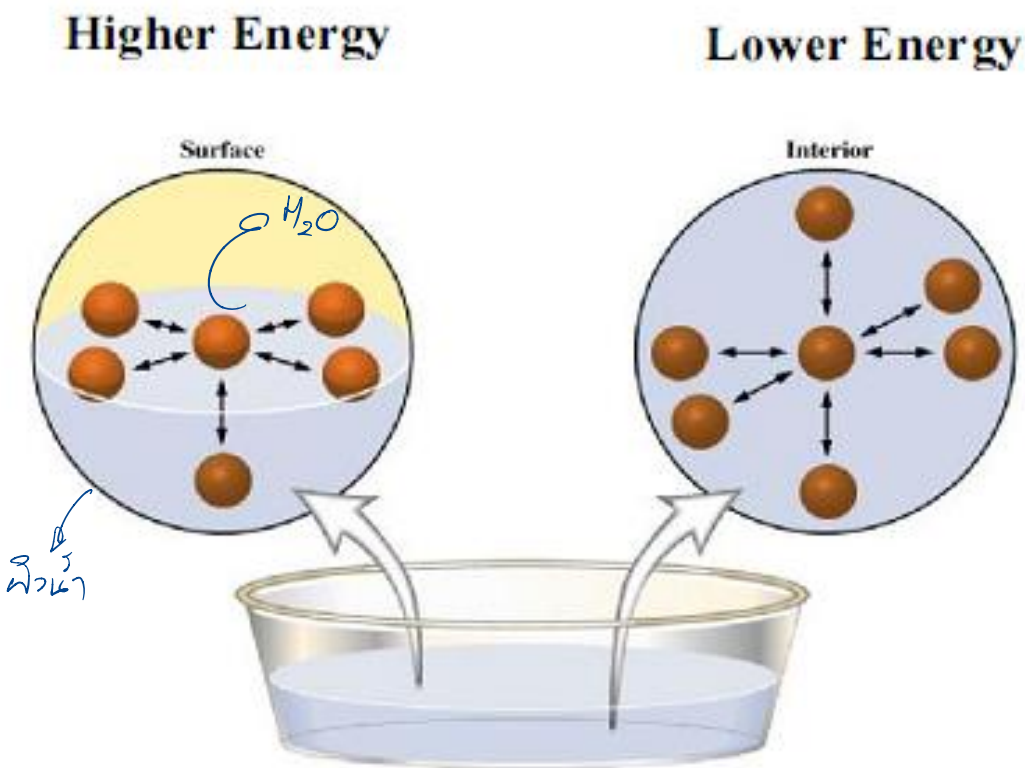
ของเหลว (Liquid)

สมบัติทั่วไปของของเหลว



สมบัติของของเหลวส่วนใหญ่ขึ้นอยู่กับแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลของของเหลวนั้น

ความตึงผิว (Surface Tension)

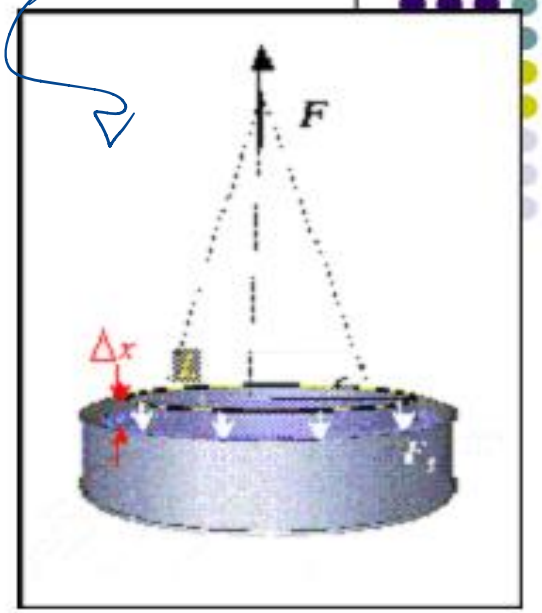


ของเหลวจะพยายามหดตัวเพื่อให้มีรูปร่างที่ทำให้พื้นที่ผิวน้อยที่สุด ซึ่งจะทำให้ของเหลวนั้นอยู่ในสภาวะที่เสถียรที่สุด

แรงตึงผิว (Surface Tension Energy)

- พลังงาน ที่ใช้ในการขยายพื้นที่ผิวของของเหลว 1 หน่วย
- แรงตึงผิวขึ้นกับแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลและอุณหภูมิ

เครื่องมือในการหาแรงตึงผิว แบบดั้งเดิม



การหาแรงตึงผิวของของเหลว

ปัจจุบัน

Contact Angle measurement

➢แรงตึงผิวขึ้นกับแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลและอุณหภูมิ

covalent polar

น้ำ (H_2O)

H-bond

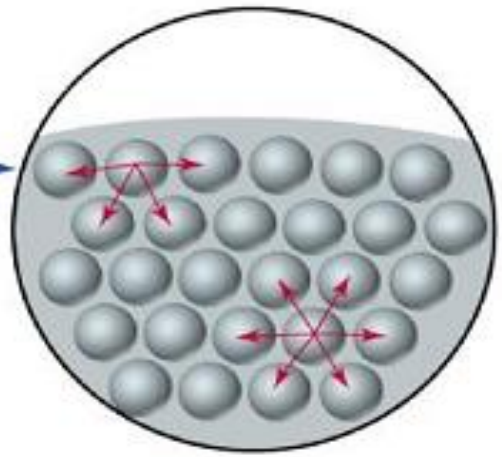
แรงตึงผิวน้อย

Surface Tension = 7.29×10^{-2} J/m^2 at 20°C

ปรอท (Hg)

พันธะโลหะ

แรงตึงผิวมาก



Surface Tension = 46×10^{-2} J/m^2 at 20°C

What are about CO_2 and C_2H_5OH ?

http://wps.prenhall.com/wps/media/objects/602/616516/Chapter_10.html

Dipole มีขั้ว
London ไม่มีขั้ว , หนัก

ความหนืด (Viscosity)

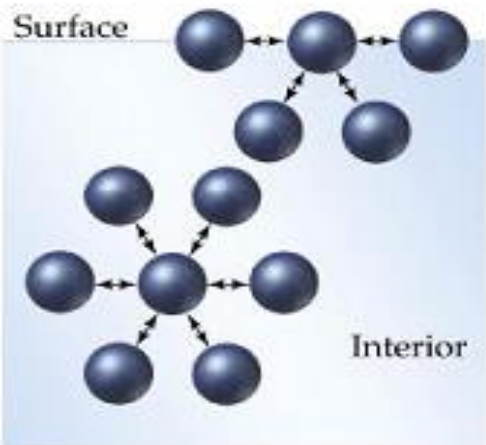
เรียงลำดับ ค.หนืด

- ความต้านทานการไหลของของเหลว
- ความหนืดจะแปรผันตามแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล และความยาวของโมเลกุล

ชนิดของเหลว	แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล	ความหนืด (kg/m.s)
CO_2	London dispersion	7.1×10^{-5}
Water (H_2O)	H-bond	1.0×10^{-3}
Ethanol (C_2H_5OH)	Dipole-Dipole interaction	1.2×10^{-3}
n-Hepthanol ($C_7H_{15}OH$)	Dipole-Dipole interaction + London dispersion	8.53×10^{-3}
Olive oil (C > 10)	Dipole-Dipole interaction + London dispersion	84×10^{-3}

การกลายเป็นไอ (Vaporization) หรือ การระเหย (Evaporation)

ปัจจัย 2 เปรียบเทียบจุดเดือด

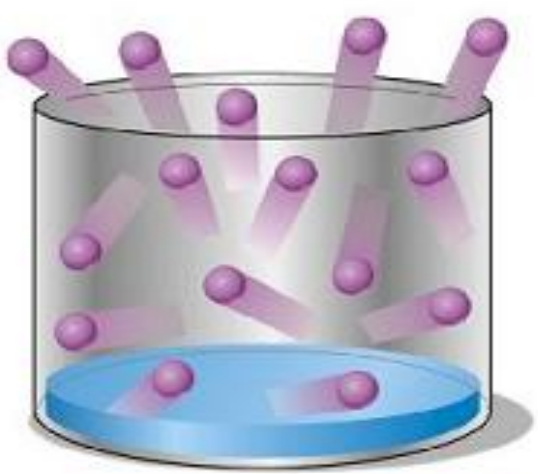


การกลายเป็นไอจะเกิดขึ้นเมื่อโมเลกุลที่ผิวหน้าของของเหลวมี E_k มากพอที่จะเอาชนะแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลนั้น กับโมเลกุลรอบข้างได้

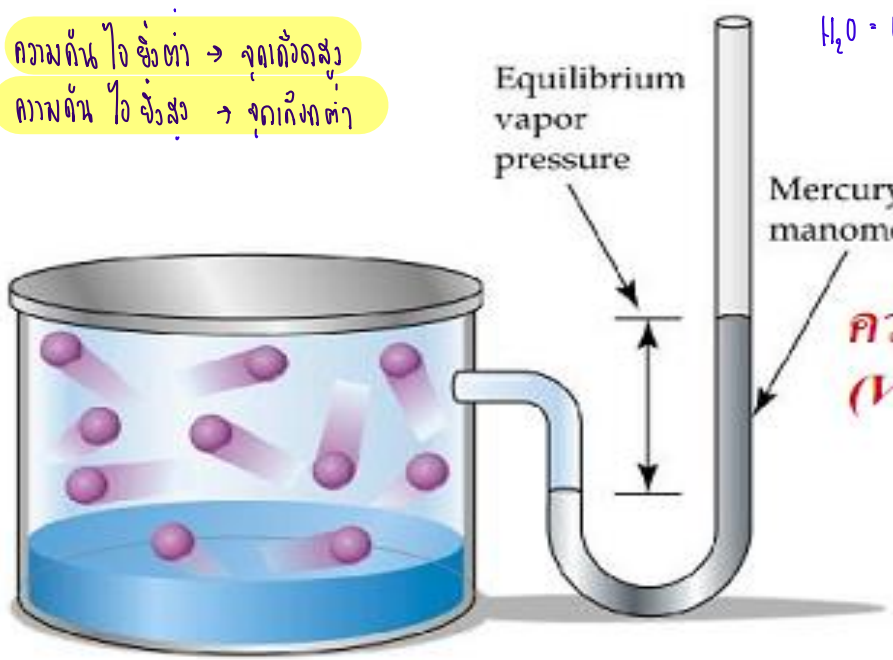
ที่ H_2O = 30° $P^0_{H_2O}$ = 28 mmHg → ความดันไอสมดุลของน้ำ

H_2O = 100° P_{atm} = 760 mmHg

ทบทวน : ความดันไอยิ่งต่ำ → จุดเดือดสูง
ความดันไอยิ่งสูง → จุดเดือดต่ำ



(a) ระบบเปิด



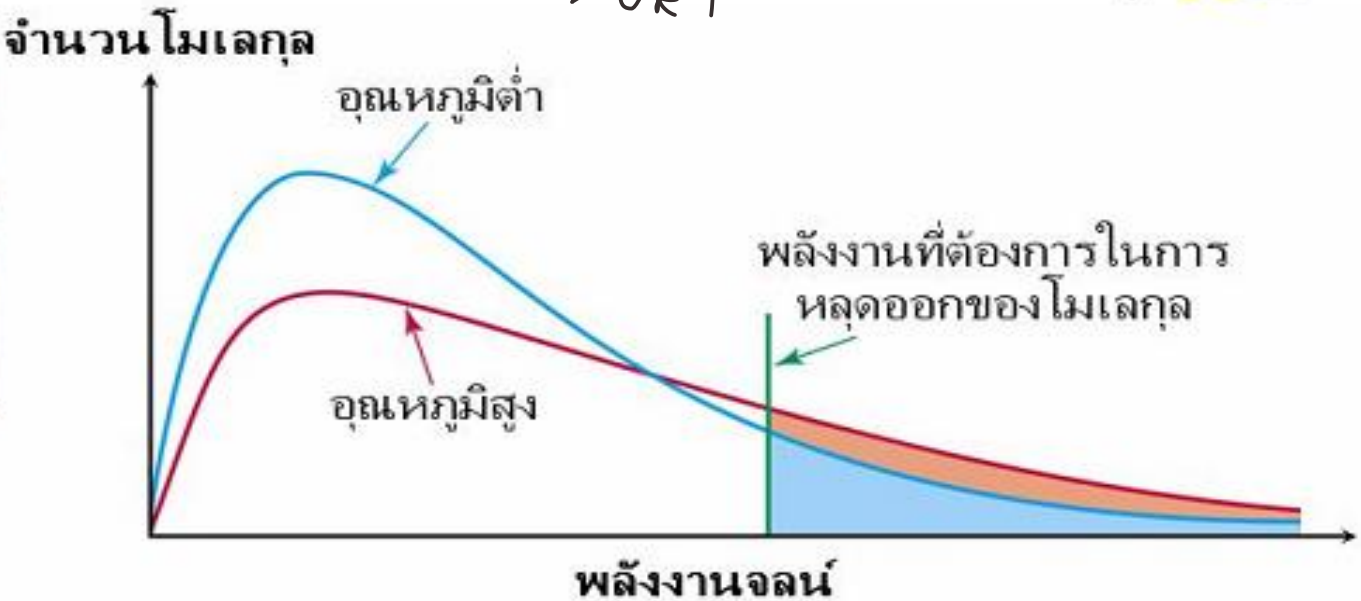
ระบบปิด (b)

ความดันไอ (Vapor Pressure)

เมื่อของเหลวมีอุณหภูมิสูงขึ้น ⇨ การระเหยเกิดได้เร็วขึ้น

$\because E_k \uparrow$

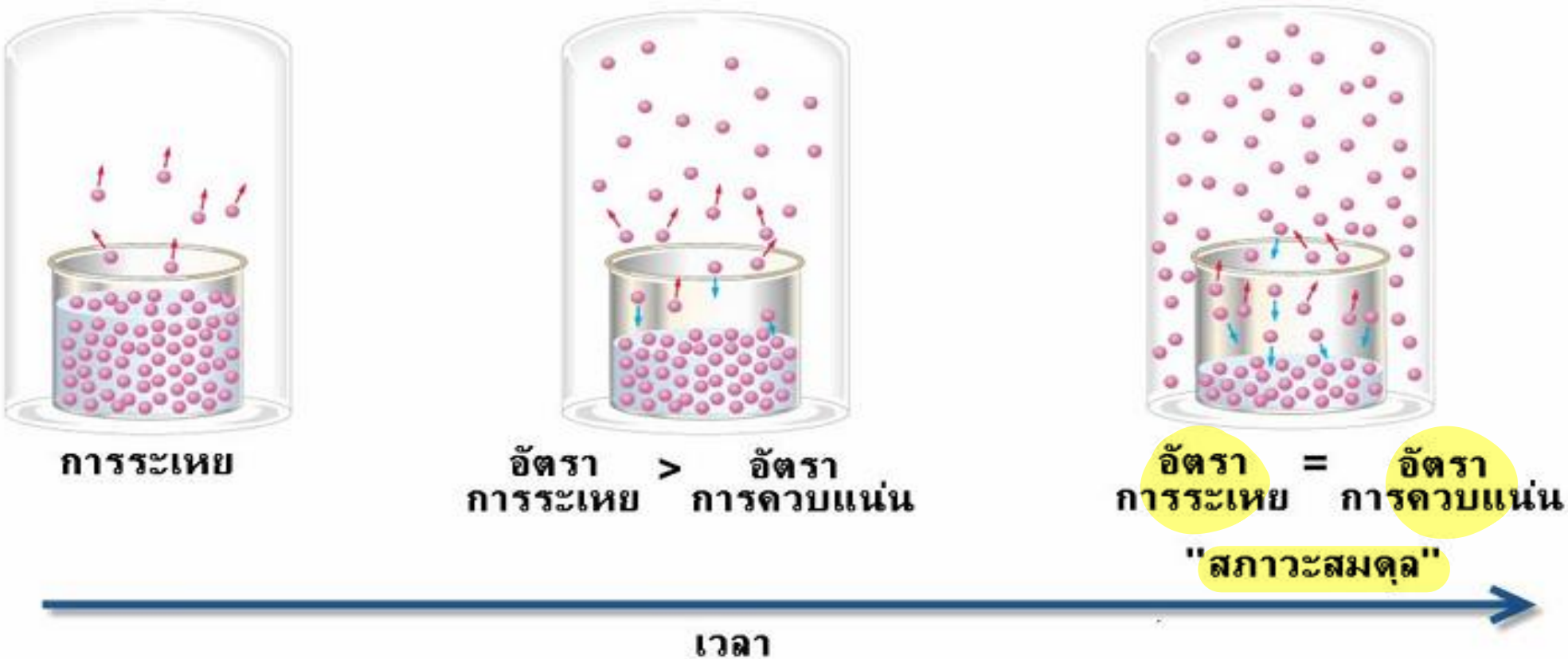
การเดือด



- การระเหยเกิดจากการถ่ายเทพลังงานระหว่างโมเลกุล เกิดขึ้นอย่างช้า ๆ เฉพาะตรงผิวหน้าของของเหลว
- การเดือดเกิดจากการที่ของเหลวได้รับพลังงานความร้อนจำนวนมากจากสิ่งแวดล้อม เกิดอย่างรวดเร็วทั่วของเหลว

ความดันไอสมดุล (Equilibrium Vapor pressure)

ความดันที่เกิดขึ้น ณ สภาวะสมดุล เนื่องจากโมเลกุลของๆเหลวที่ระเหยเป็นไอ อยู่ในที่ว่างเหนือของเหลวภายในภาชนะปิด



ความดันไอสมดุล ขึ้นอยู่กับ

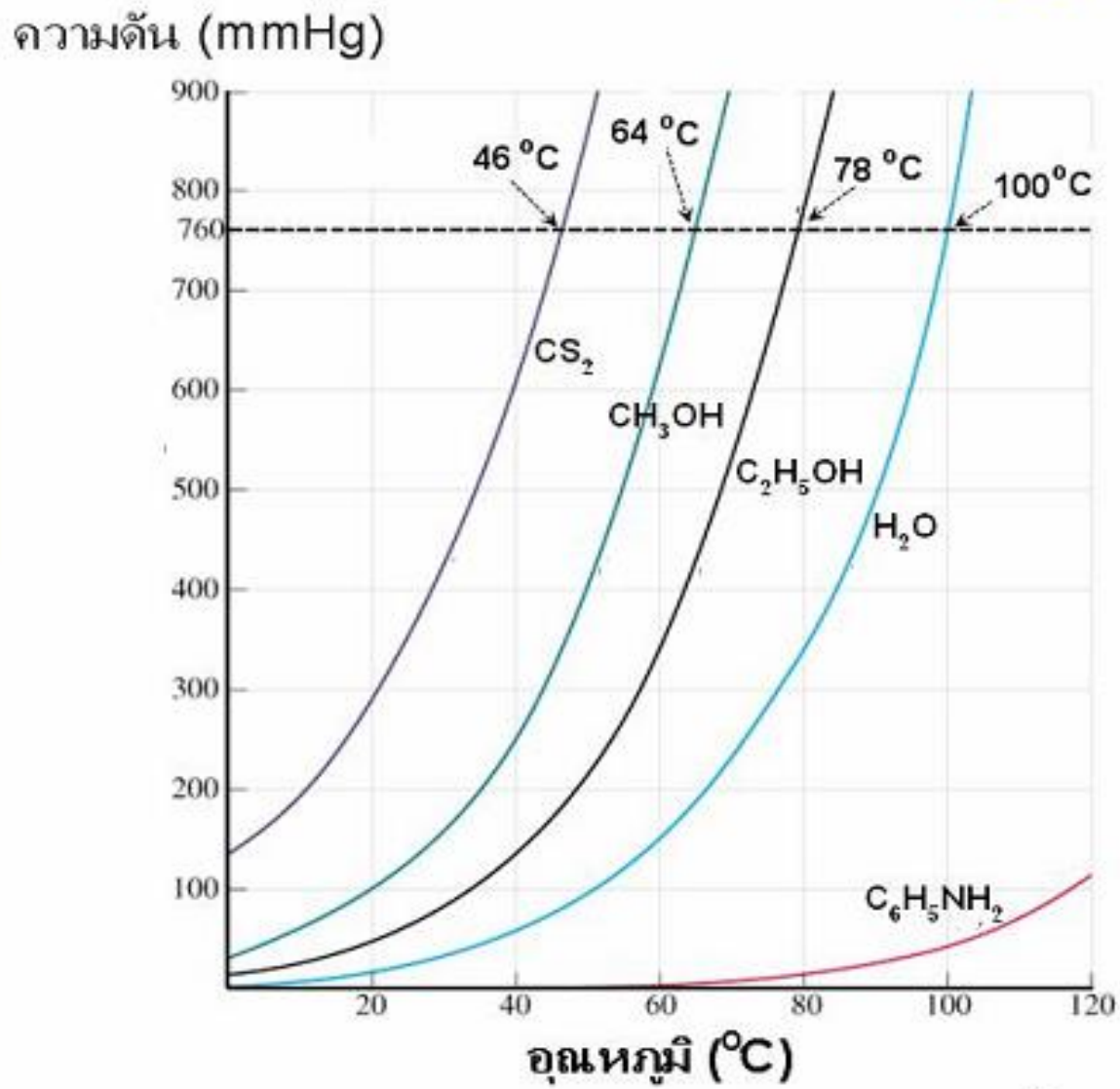
- อุณหภูมิ
- แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล

จุดเดือดปกติ (Normal boiling temp)

อุณหภูมิที่ความดันไอเท่ากับความดัน 1 บรรยากาศ

จุดเดือด (Boling temp)

อุณหภูมิที่ความดันไอเท่ากับความดันบรรยากาศขณะนั้น



London → Dipole → H-bond

แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุล	ต่ำ	→	สูง
แรงตึงผิว	ต่ำ	→	มาก
การระเหย	ง่าย	→	ยาก
ความดันไอ	สูง	→	ต่ำ
จุดเดือด	ต่ำ	→	สูง
ΔH_{vap}	ต่ำ	→	สูง

ความสัมพันธ์ระหว่างน้ำหนักโมเลกุลและจุดเดือดของสารที่มีขั้วและไม่มีขั้ว

Bp ∝ MW สารไม่มีขั้ว = London force			Bp ∝ MW สารมีขั้ว		
	M (g/mol)	Bp (°C)		M (g/mol)	Bp (°C)
N_2	28	-196	CO	28	-192
SiH_4	32	-112	PH_3	34	-88
GeH_4	77	-90	AsH_3	78	-62
Br_2	160	59	ICl	162	97

*** ถ้า M ใกล้เคียงกัน สารมีขั้วมี bp > สารไม่มีขั้ว

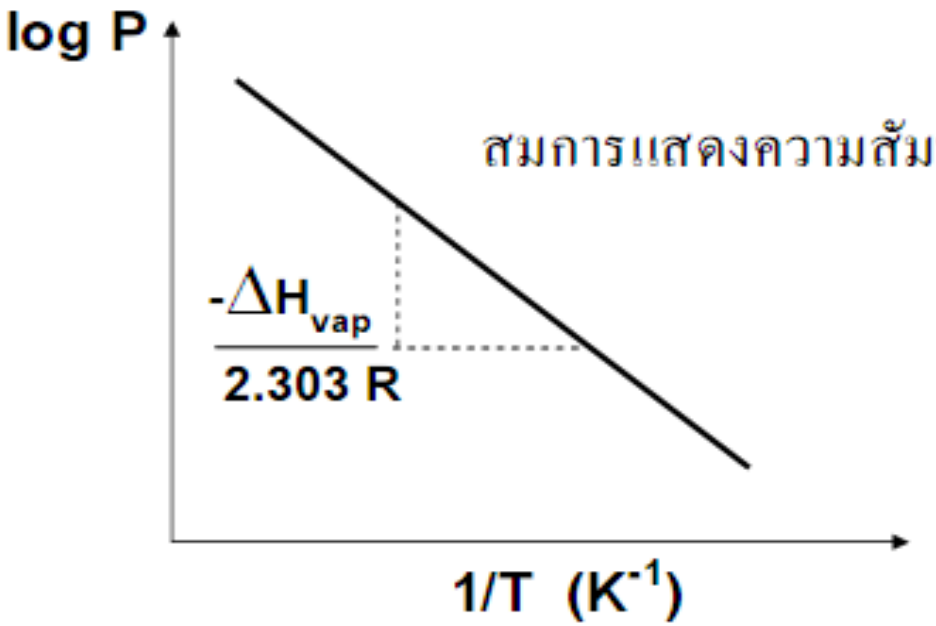
ความร้อนของการกลายเป็นไอต่อโมล และจุดเดือดของสารบางชนิด

สารไม่มีขั้ว	M (g/mol)	ΔH_{vap} (kJ/mol)	Bp (°C) at 1 atm)
CH_4	16.0	8.2	-161.5
C_2H_6	30.1	14.7	-88.6
C_3H_8	44.1	19.0	-42.1
C_4H_{10}	58.1	22.4	-0.5
He	4.0	0.08	-268.9
Ne	20.2	1.7	-246.1
Ar	39.9	6.4	-185.9
Xe	131.3	12.6	-108.0
H_2	2.0	0.90	-252.9
N_2	28.0	5.6	-195.8
O_2	32.0	6.8	-183.0
F_2	38.0	6.6	-188.1
Cl_2	70.9	20.4	-34.0
Br_2	159.8	30.0	58.8

สารมีขั้ว	M (g/mol)	ΔH_{vap} (kJ/mol)	Bp (°C) at 1 atm)
HF	20.0	25.2	19.7
HBr	80.9	19.3	-66.4
HI	127.9	19.8	-35.6
H_2O	18.0	40.7	100.0
SO_2	64.1	24.9	-10.0

เพิ่มขึ้น

สมการคลอเซียส-คลาเปย์รอง (Clausius-Clapeyron Equation)



สมการแสดงความสัมพันธ์ระหว่างความดันไอและอุณหภูมิสัมบูรณ์

ความร้อนของ การ กลายเป็นไอ

$$2.303 \log P = \frac{-\Delta H_{vap}}{RT} + C$$

P = ความดันไอของของเหลว (atm)

R = Gas constant = 8.314 kJ/mol.K

ΔH_{vap} = ความร้อนของการกลายเป็นไอต่อโมลของของเหลว (kJ/mol)

C = const. เฉพาะของเหลวหนึ่งๆ

กรณีเปรียบเทียบของเหลวชนิดเดียวกัน ณ 2 สภาวะ

สภาวะที่ 1 $$2.303 \log P_1 = \frac{-\Delta H_{vap}}{RT_1} + C$$

สภาวะที่ 2 $$2.303 \log P_2 = \frac{-\Delta H_{vap}}{RT_2} + C$$

② - ① $$2.303 \log \left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}\right)$$

R = Gas constant = 8.314 kJ/mol.K

Clausius-Clapeyron Equation

- ถ้ารู้ข้อมูลความดันไอของของเหลวอย่างน้อย 2 สภาวะ สามารถใช้ในการหา ΔH_{vap} ของของเหลว
- ถ้ารู้ข้อมูลความดันไอของของเหลว 1 สภาวะและ ΔH_{vap} ของของเหลว สามารถใช้ในการหาความดันไอ ณ อุณหภูมิอื่นๆ

Ex. ความดันไอของ CCl_4 (P_1) = 0.132 atm ที่ 23°C (296 K) และ 0.526 atm (P_2) ที่ 58 °C (331) จงหา ΔH_{vap} ของ CCl_4

ข้อสอบข้อที่ 3

$$2.303 \log\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \frac{\Delta H_{vap}}{R}\left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}\right)$$

R = Gas constant = 8.314 kJ/mol.K

$$2.303 \log\left(\frac{0.526}{0.132}\right) = \frac{\Delta H_{vap}}{8.314}\left(\frac{331-296}{331(296)}\right) = 32187.4 \text{ J/mol}$$

$$2.303 \log\left(\frac{0.526}{0.132}\right) = \frac{\Delta H_{vap}}{8.314}\left(\frac{331-296}{296 \times 331}\right) = 32.18 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{vap} = 32.18 \text{ kJ/mol}$$

File D:/My%20Passport/การสอน%20Dr Montree/General%20Chemistry/General%20Chemistry%202020KMITL2026/GENCHEM-1-2569/KMITL%2025...
Ask Copilot 21 of 52

Ex สมมุติอุณหภูมิ 23 °C CCl_4 มีความดันไอ 0.132 atm จงหาความดันไอที่อุณหภูมิ 58 °C (กำหนด $\Delta H_{vap} = 32.18 \frac{kJ}{mol}$)

$P_1 = 0.132$ atm $T_1 = 23 + 273 = 296$ K

$P_2 = ?$ atm $T_2 = 58 + 273 = 331$ K

$$\log\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \frac{\Delta H_{vap}}{2.303R}\left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}\right) \quad \text{—— (1)}$$

$$\log\left(\frac{P_2}{0.132}\right) = \frac{32.18 \times 10^3 \ \frac{J}{mol}}{2.303(8.314)\frac{J}{mol\,K}}\left(\frac{331-296}{(296)(331)}\right)$$

$$\log\left(\frac{P_2}{0.132}\right) = 0.6004$$

$$\frac{P_2}{0.132} = 10^{0.6004}$$

$$P_2 = 0.526 \text{ atm}$$

e here to search
ADV...

$t_1 = 296\ K$ $\qquad\qquad$ P_1

Ex สมมุติอุณหภูมิ 23 °C CCl_4 มีความดันไอ 0.132 atm จงหาความดันไอที่อุณหภูมิ 58 °C (กำหนด $\Delta H_{vap} = 32.18\ \frac{kJ}{mol}$)

$P_2 = ?$ $\qquad\qquad$ $t_2 = 331\ K$

$$2.303 \log\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = \frac{\Delta H_{vap}}{R}\left(\frac{T_2 - T_1}{T_1 T_2}\right)$$

$$2.303 \log\left(\frac{P_1}{0.132}\right) = \frac{32.18}{8.314}\left(\frac{331 - 296}{296(331)}\right)$$

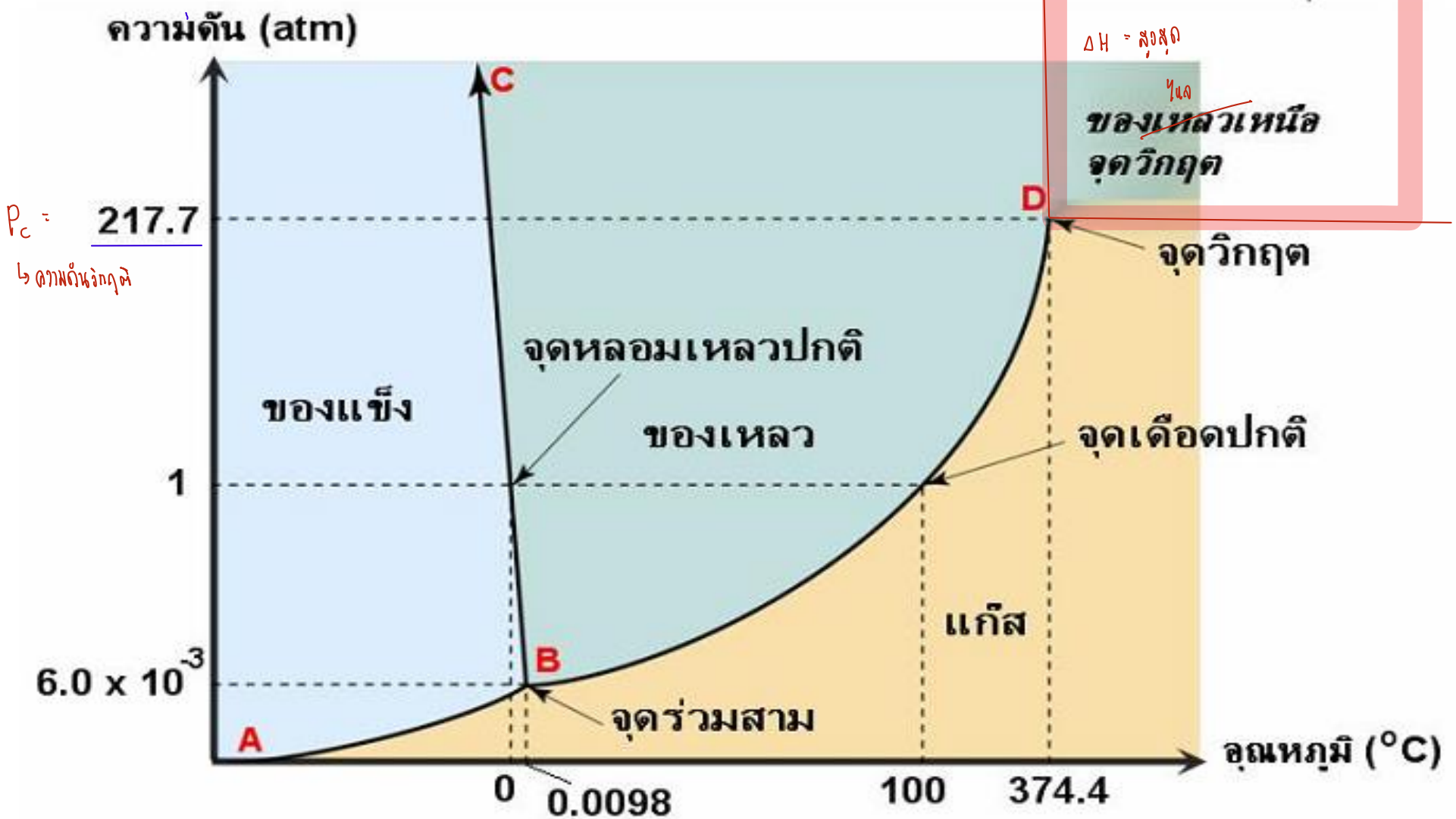
$$\log\left(\frac{P_1}{0.132}\right) = \frac{32.18}{2.303(8.314)}\left(\frac{331 - 296}{296(331)}\right)$$

$$\log\left(\frac{P_1}{0.132}\right) = 6 \times 10^{-4}$$

$$P_1 = 0.1327\ atm$$

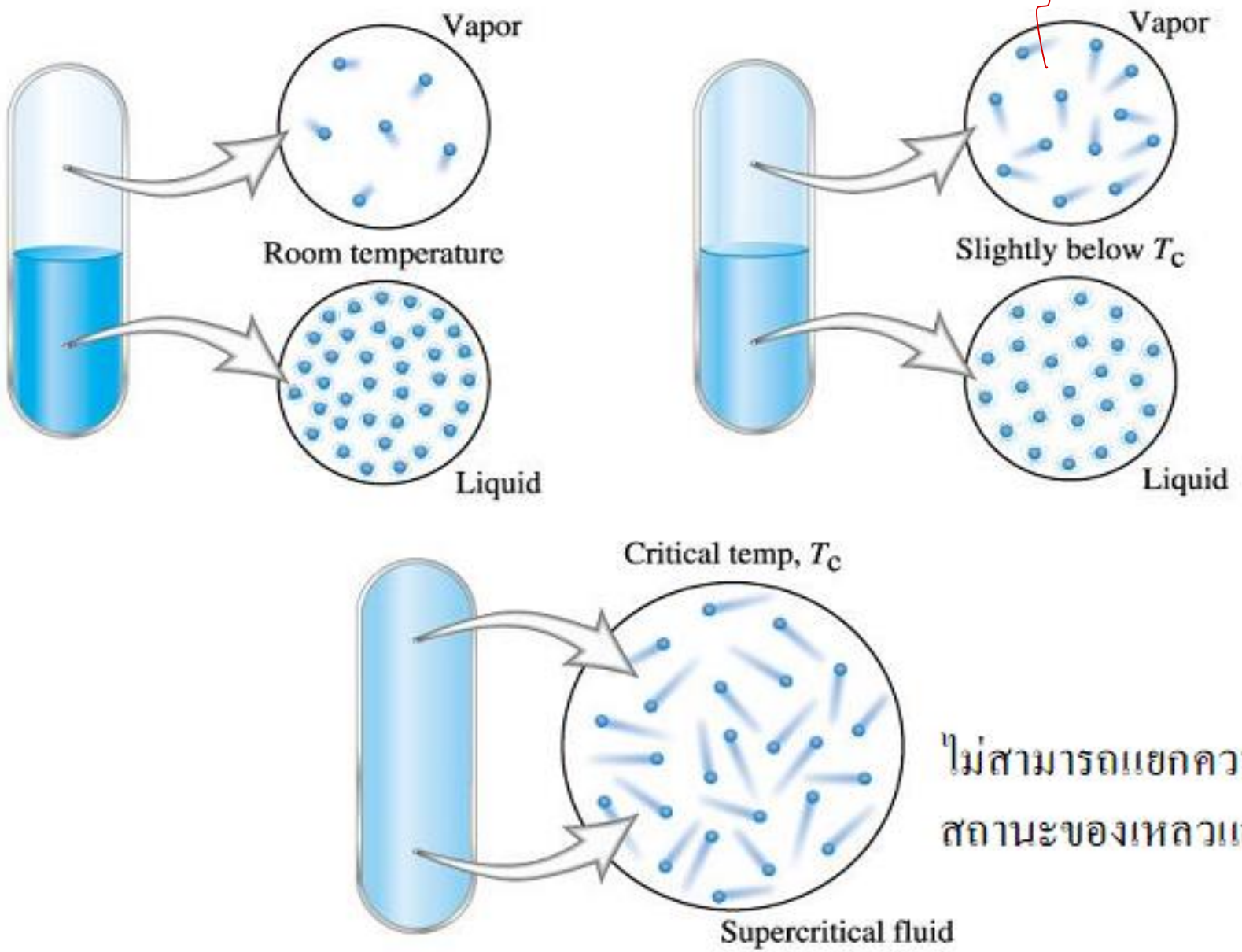
แผนผังวัฏภาค (Phase Diagram)

กราฟแสดงความสัมพันธ์ระหว่าง P และ T ที่สารเปลี่ยนสถานะ



Supercritical liquid (ของเหลวเหนือจุดวิกฤต)

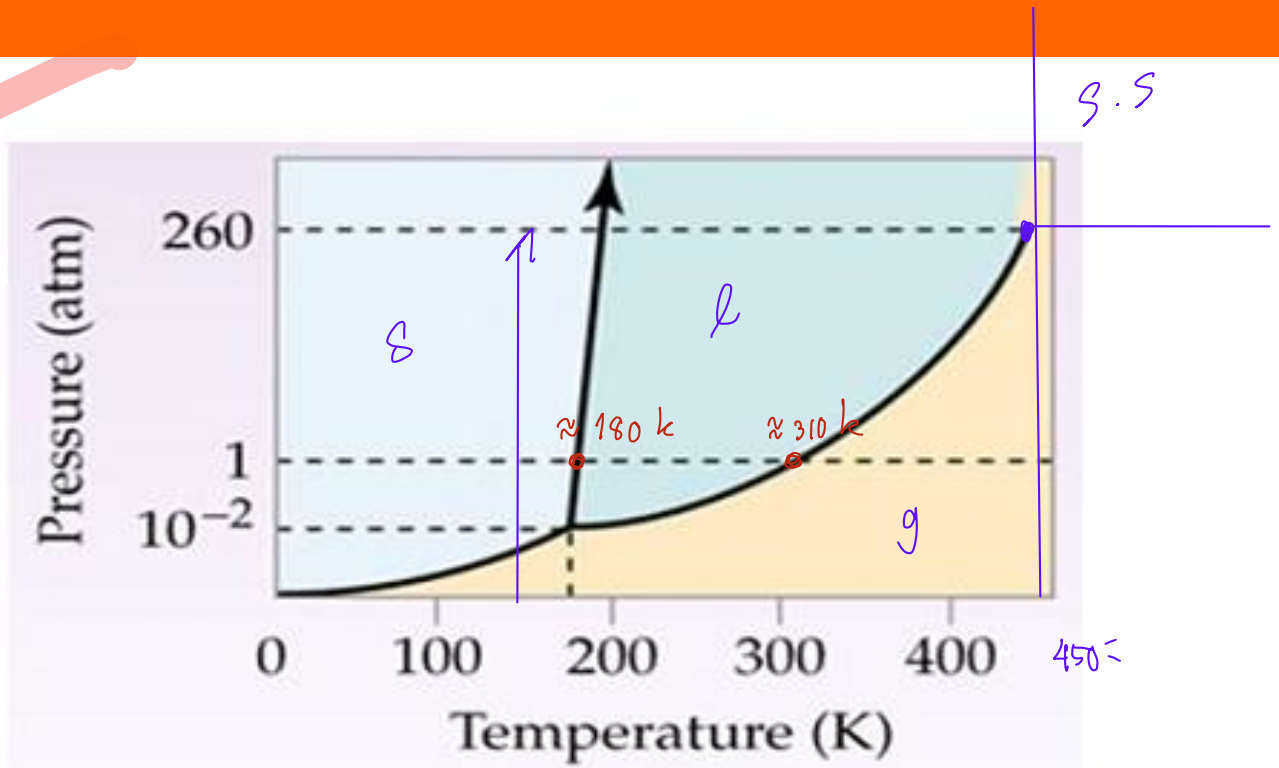
โค้งมากขึ้น



ไม่สามารถแยกความแตกต่างระหว่างสถานะของเหลวและสถานะไอได้

Ex.

ข้อ 4



1. จงประมาณค่าจุดเดือดปกติและจุดหลอมเหลวปกติจากแผนผังวัฏภาค

2. จงระบุสถานะของสาร เมื่ออยู่ในสภาวะต่อไปนี้

- T = 150 K, P = 0.5 atm solid
- T = 325 K, P = 0.9 atm Gas
- T = 450 K, P = 265 atm S.C.

สารละลาย (Solutions)

สารละลาย = ของผสมเนื้อเดียว

ลักษณะทั่วไปของสารละลาย

1. ประกอบด้วยสารอย่างน้อย 2 ชนิดขึ้นไป = ตัวถูกละลาย Solute + ตัวทำละลาย Solvent
2. สัดส่วนเปลี่ยนแปลงได้
3. แสดงสมบัติทางเคมีและทางกายภาพของสารเดิม

<u>สารละลายทวิภาค</u> (*Binary solution*)

= สารละลายที่มีองค์ประกอบแค่ 2 ชนิด

<u>สารละลายในน้ำ</u> (*Aqueous solution, aq*)

= สารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย

การพิจารณาว่าสารใดเป็นตัวถูกละลาย และ สารใดเป็นตัวทำละลาย

1. สารที่เป็นองค์ประกอบมีสถานะต่างกัน

- สารที่มีสถานะเดียวกับสารละลาย = ตัวทำละลาย

น้ำเกลือ = NaCl (s) + H_2O *(l)*

น้ำเชื่อม = Sucrose (s) + H_2O *(l)*

2. สารที่เป็นองค์ประกอบมีสถานะเหมือนกัน

- สารที่มีปริมาณมากกว่า = ตัวทำละลาย

สารละลาย ethanol เข้มข้น 30 % = ethanol 30% + H_2O *70 %*

สารละลาย ethanol เข้มข้น 80 % = *ethanol 80%* + H_2O 20 %

Note: สารละลายบางชนิด เช่นสารละลายกรด และ เบส จะเป็นข้อยกเว้น

<u>**Ex**</u>. สารละลาย H_2SO_4 98 % = H_2SO_4 98% + H_2O *2 %*

สารละลาย แบ่งเป็น 3 ชนิด ตามสถานะของตัวทำละลาย (สถานะของสารละลาย)

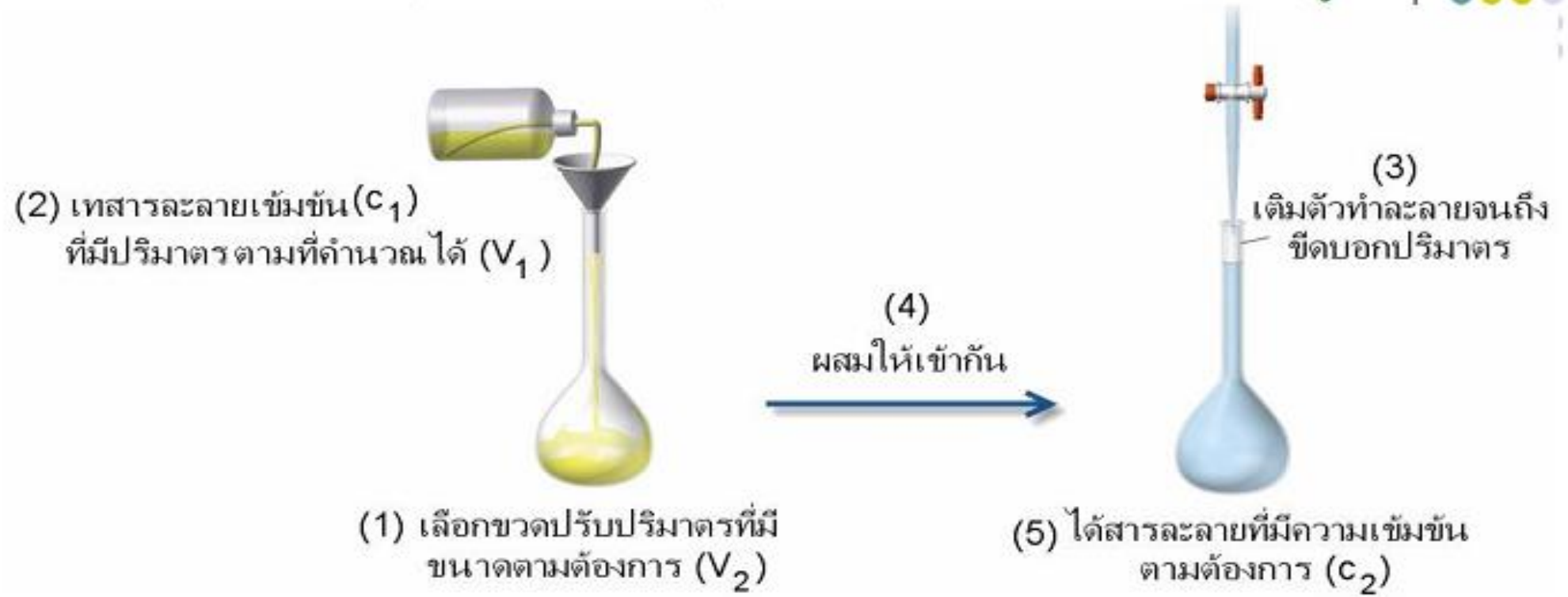
ชนิด สลล.	ตัวทำละลาย	ตัวถูกละลาย	Example
1. สลล. ก๊าซ	ก๊าซ	ก๊าซ	อากาศ (O_2 + N_2)
		ของเหลว	อากาศชื้น (H_2O + อากาศ)
		ของแข็ง	ไอของ I_2 (s) ในอากาศ →
2. สลล.ของเหลว	ของเหลว	ก๊าซ	น้ำโซดา (CO_2 + H_2O)
		ของเหลว	สารละลาย alcohol (Alcohol + H_2O)
		ของแข็ง	น้ำเกลือ (NaCl + H_2O)
3. สลล. ของแข็ง	ของแข็ง	ก๊าซ	H_2 ใน Pd (s) →
		ของเหลว	Hg in Ag (dental amalgum)
		ของแข็ง	Alloys (Ex. Bronz = Cu + Zn)

การเตรียมสารละลายในหน่วยโมลาร์

$$n = \frac{c(\text{mol/L}) \times V(\text{mL})}{1000} \xrightarrow{\times MW} \text{น้ำหนักสาร (g)}$$

การเตรียมสารละลายจากสารละลายเข้มข้น

สารละลายเข้มข้น (Stock solution) = สารละลายที่มีความเข้มข้นสูง



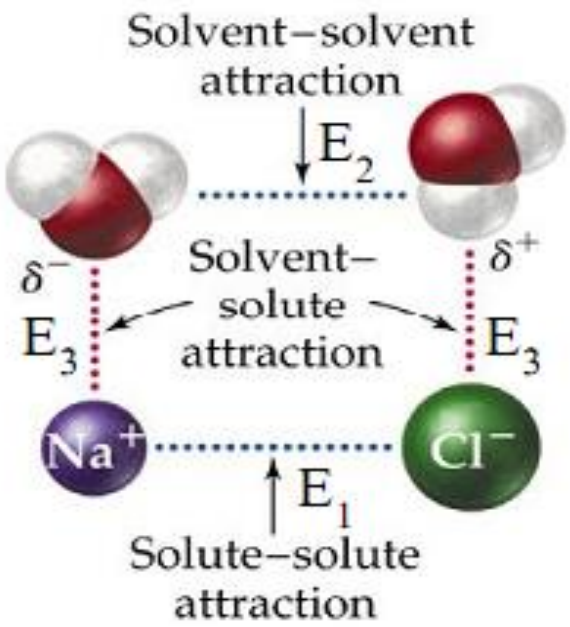
การเจือจางสารละลาย(Dilution)

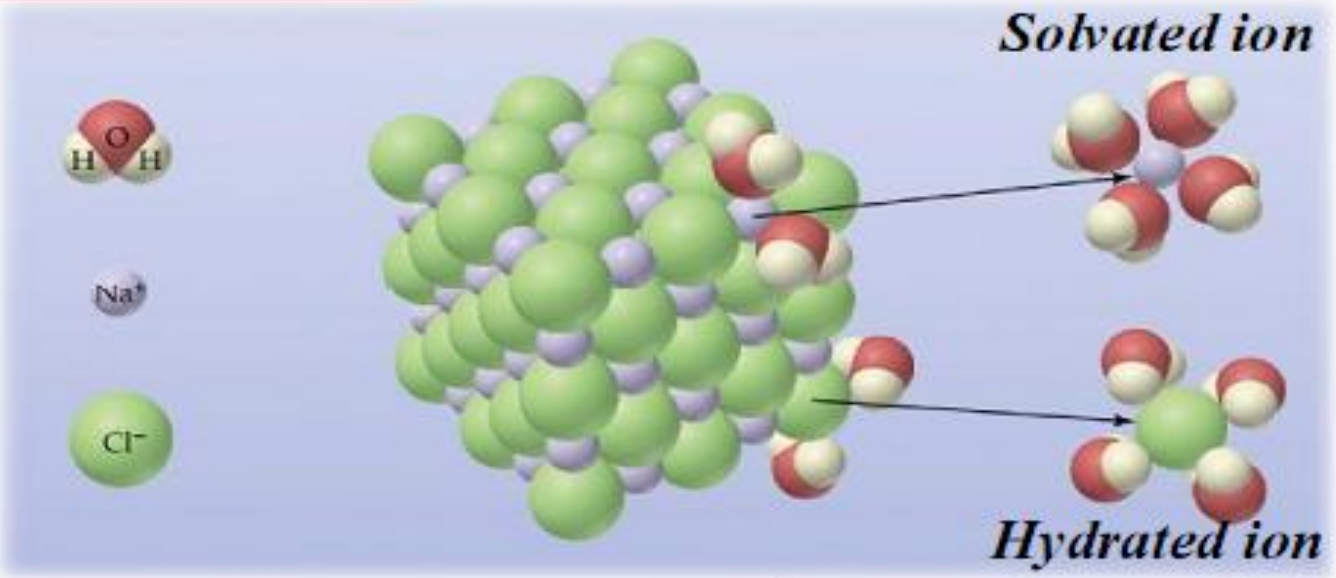
แนวคิด

จำนวนโมลของ solute ของสลล.เดิม = จำนวนโมลของ solute ของสลล. ใหม่

$$c_1V_1 = c_2V_2$$

กระบวนการเกิดสารละลาย





(in case solvent = H_2O)

ความสามารถในการละลาย (Solubility) ขึ้นกับ

- แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของ solute – solute (E_1)
- แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของ solvent – solvent (E_2)
- แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของ solute – solvent (E_3)

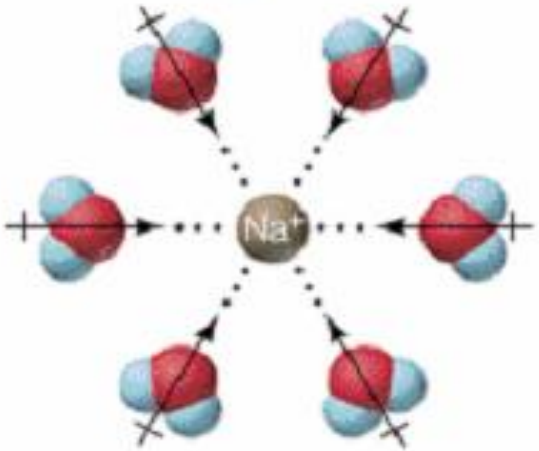
$E_1, E_2 > E_3$ ไม่ละลาย

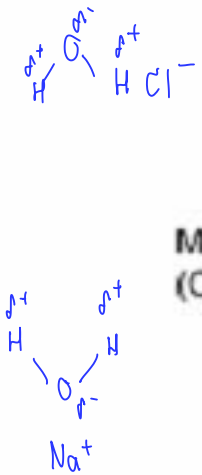
Ex. AgCl in H_2O

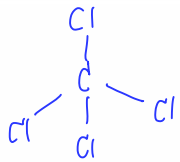
$E_1, E_2 < E_3$ ละลาย

Ex. NaCl in H_2O

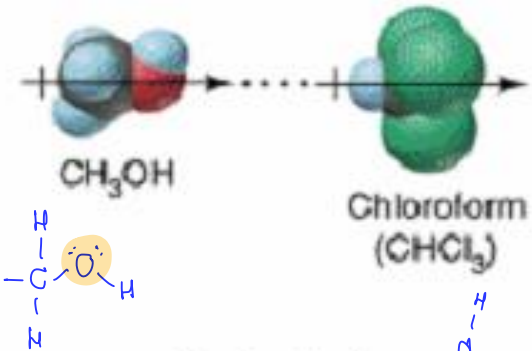
แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของ ตัวถูกละลายและตัวทำละลาย







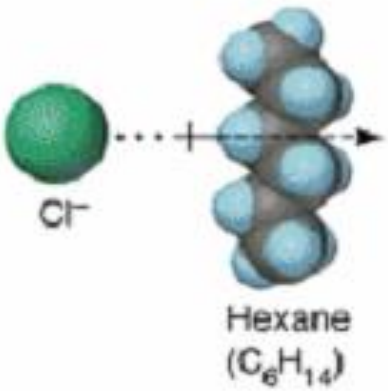
ไม่มีขั้ว



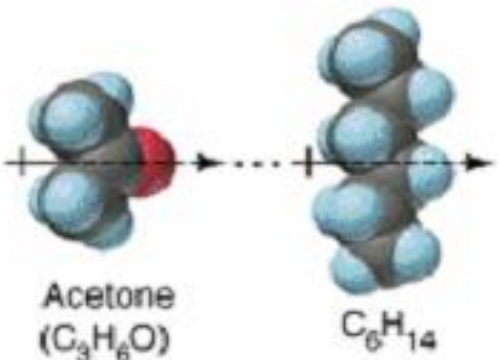
① Ion-dipole

② H bond

③ Dipole-dipole

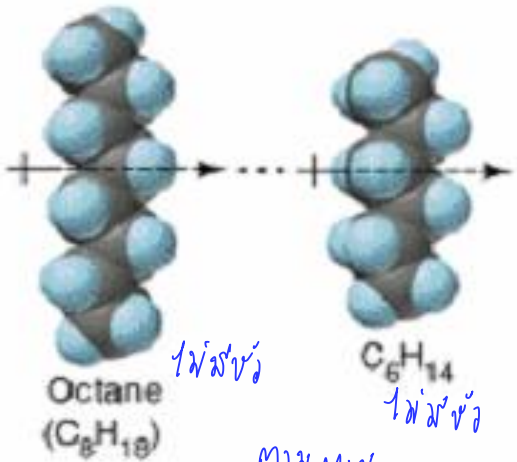


สายโซ่ยาว dipole อ่อน



มีขั้ว ไม่มีขั้ว

มีขั้ว



ไม่มีขั้ว ไม่มีขั้ว

ตาม MW

④ Ion-induced dipole

⑤ Dipole-induced dipole

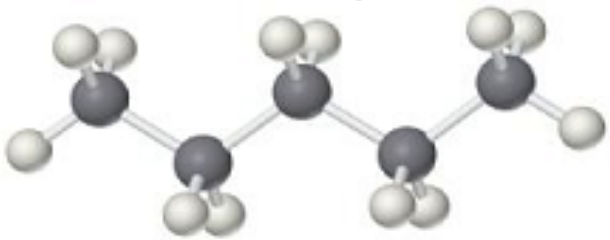
Dispersion

หลักการละลาย " like dissolve like "

ไม่มีขั้ว ไม่มีขั้ว

1. nonpolar solute + nonpolar solvent ⟶ ละลายได้

Ex. Benzene + CCl_4 , $I_2 + CCl_4$



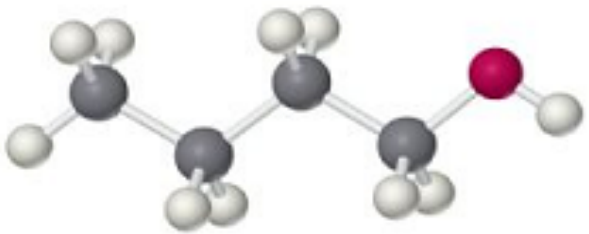
Pentane

มีขั้ว มีขั้ว

2. polar solute + polar solvent ⟶ ละลายได้

Ex. H_2O + NaCl

H_2O + alcohol (CH_3OH, $C_5H_{11}OH$)

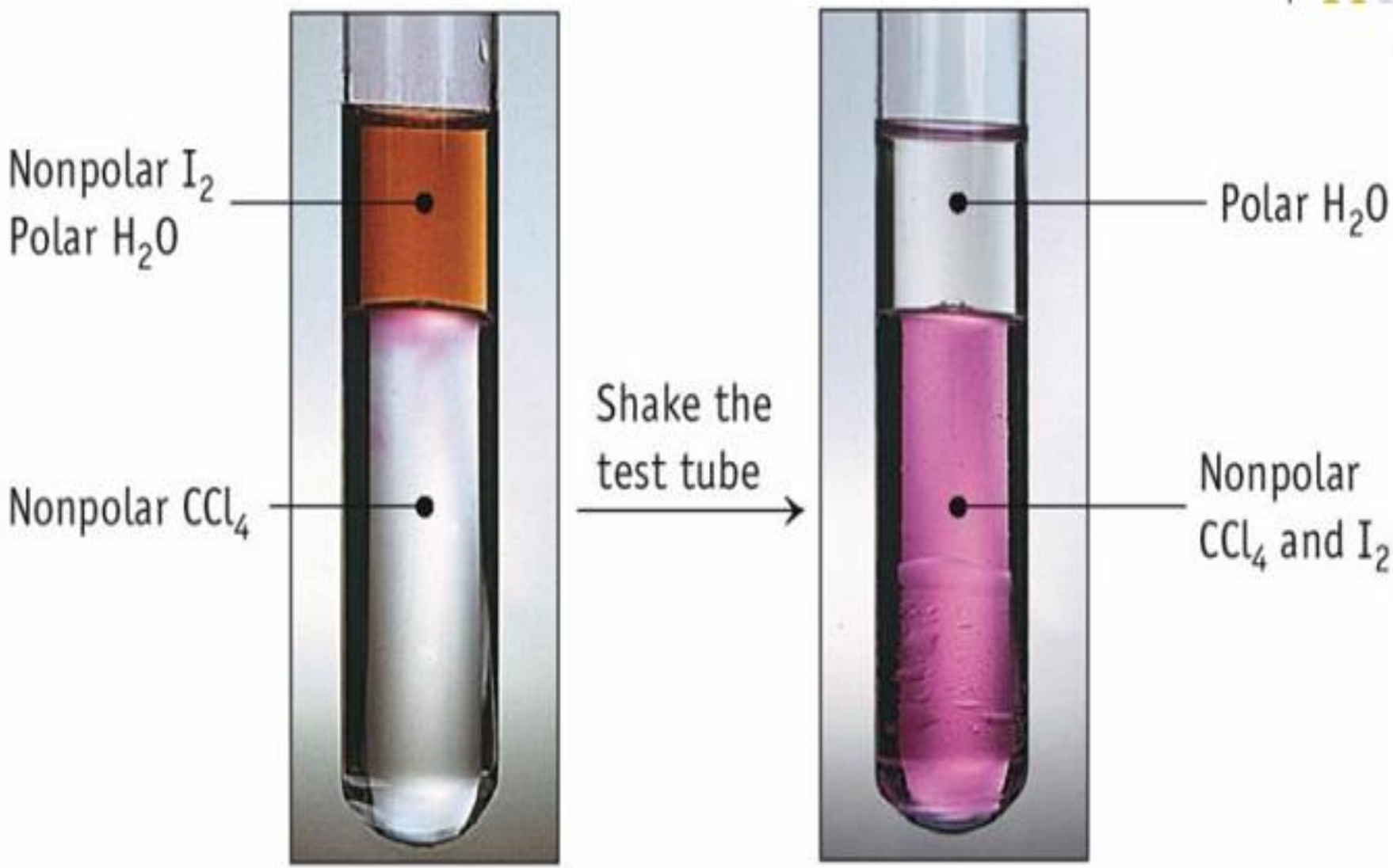


1-Butanol

Note Solubility α Polarity of solute and solvent

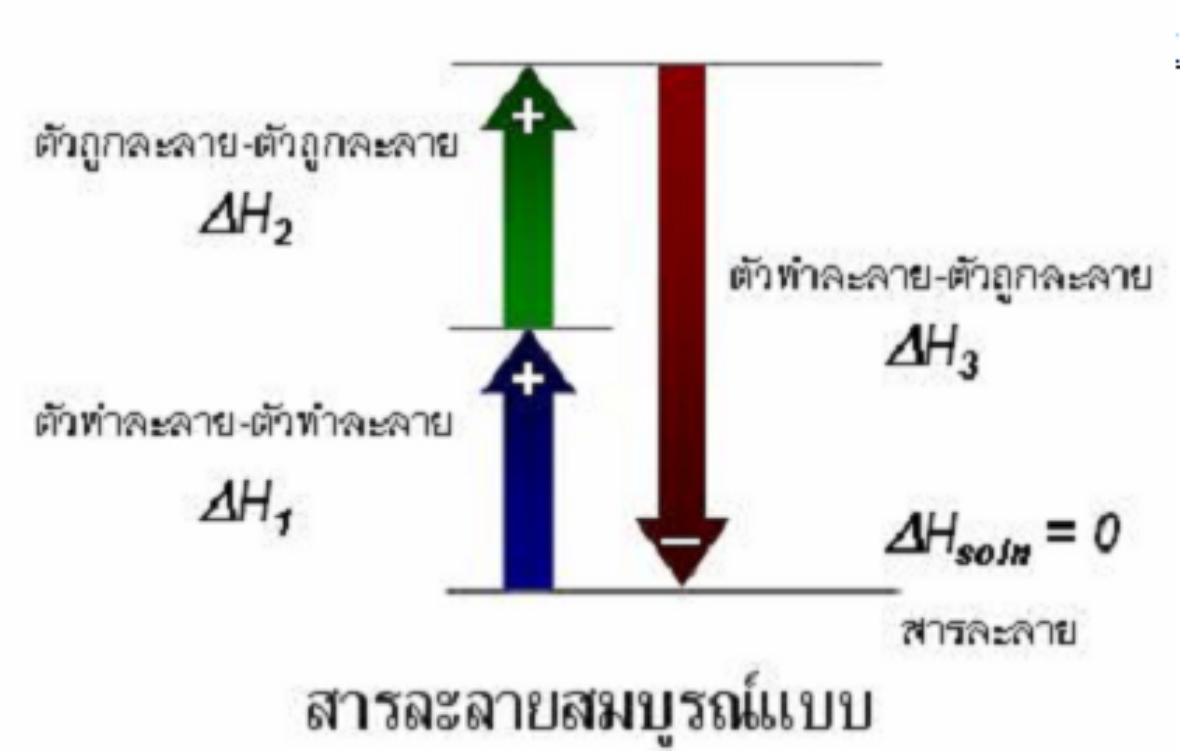
3. ตัวถูกละลายและตัวทำละลายมีขั้วต่างกัน ⟶ ไม่ละลาย

Ex. $H_2O + CCl_4$

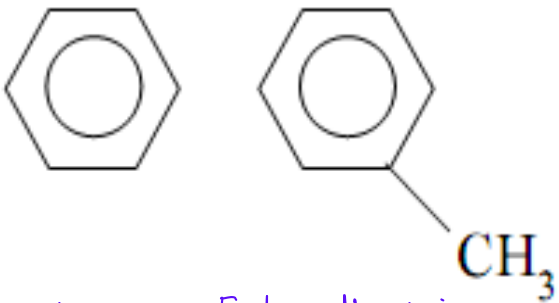

Nonpolar I_2
Polar H_2O
Nonpolar CCl_4
Shake the test tube
Polar H_2O
Nonpolar CCl_4 and I_2

สารละลายสมบูรณ์แบบ (Ideal Solution)

สารละลายที่ Solute และ Solvent มีสูตรโครงสร้างคล้ายกันและมีขนาดใกล้เคียงกัน สารละลายชนิดนี้จะมีแรงทั้ง 3 เท่ากัน ดังนั้น $\Delta H_{sol} = 0$



.. Benzene + Toluene



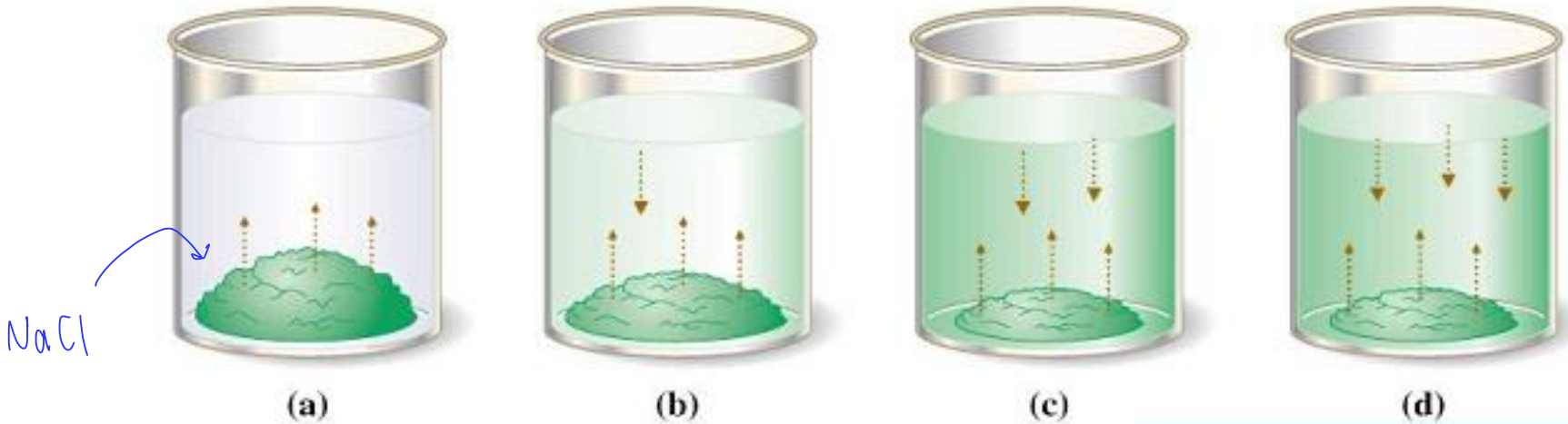
$\Delta H = +$ Endo thermic

$\Delta H = -$ Exo thermic

ความสามารถในการละลาย (Solubility)

สารละลาย แบ่งเป็น 3 ประเภท ตามลักษณะการละลาย

1. สารละลายไม่อิ่มตัว
2. สารละลายอิ่มตัว (Saturated solution): เกิดสมดุลระหว่างสารละลายกับ solute ที่ไม่ละลาย



อัตราการละลาย = อัตราการตกผลึก

<u>ความสามารถในการละลาย หรือ การละลายได้</u> (*Solubility*)

คือ ปริมาณ หรือ ความเข้มข้นของ solute ในสารละลายอิ่มตัว ณ อุณหภูมิที่กำหนด (หน่วย กรัมของตัวถูกละลายในตัวทำละลาย 100 กรัม)

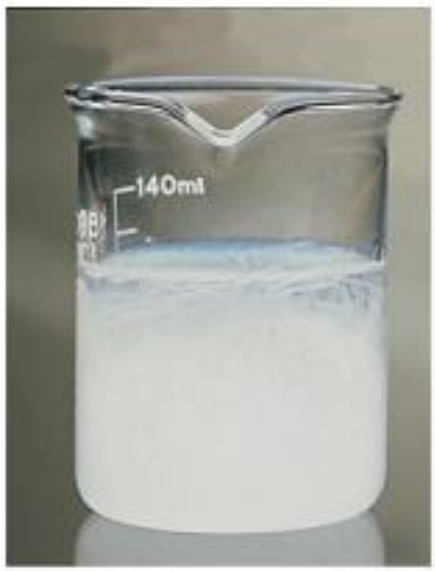
3. สารละลายอิ่มตัวเกินขนาด หรือ สารละลายอิ่มตัวยิ่งยวด (*Supersaturated solution*)

สารละลายที่สามารถละลายได้เกินจุดอิ่มตัว ณ อุณหภูมิที่กำหนดให้

Seeding in a supersaturated solution of sodium acetate

สารละลายอิ่มตัวยิ่งยวด

การก่อผลึก
(Seeding)



การตกผลึก
(Crystallization)

ปัจจัยที่มีผลต่อการละลาย

ใช้หลัก Le Chatelier

1. ผลของอุณหภูมิต่อการละลาย ขึ้นกับชนิดของกระบวนการเกิดสารละลาย

$NaCl + H_2O \underset{\Delta}{\rightleftharpoons} Na^+ + Cl^-$

ปฏิกิริยาดูดความร้อน solute + solvent + heat ⟷ solution

เพิ่ม T ⟶ เกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า ⟶ ละลายได้มากขึ้น

ลด T ⟶ เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ⟶ ละลายได้น้อยลง

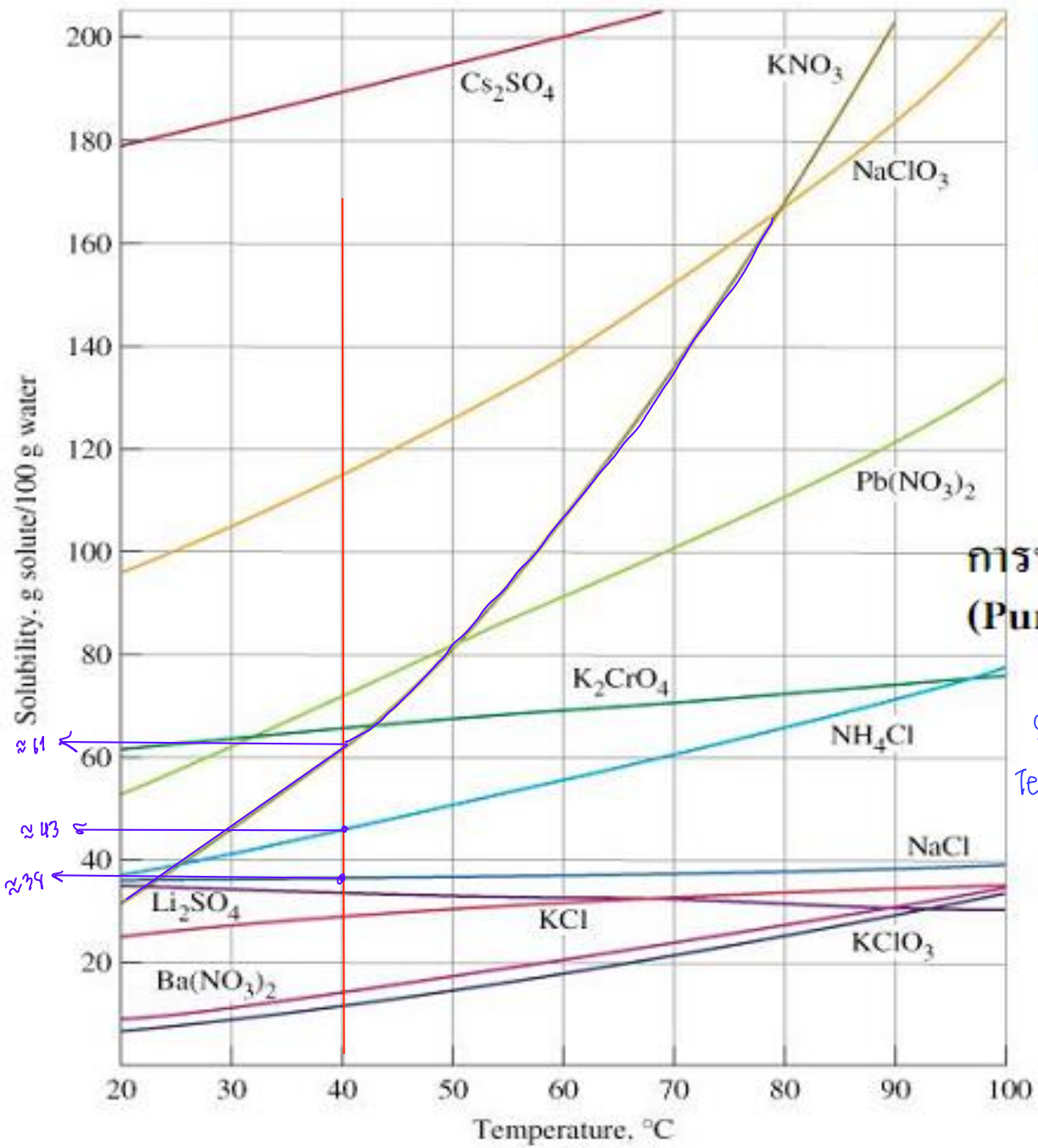
ปฏิกิริยาคายความร้อน solute + solvent ⟷ solution + heat

เพิ่ม T ⟶ เกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ ⟶ ละลายได้น้อยลง

ลด T ⟶ เกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า ⟶ ละลายได้มากขึ้น

ชั่งที่ 5

ผลของอุณหภูมิต่อการละลายของเกลือบางชนิดในน้ำ



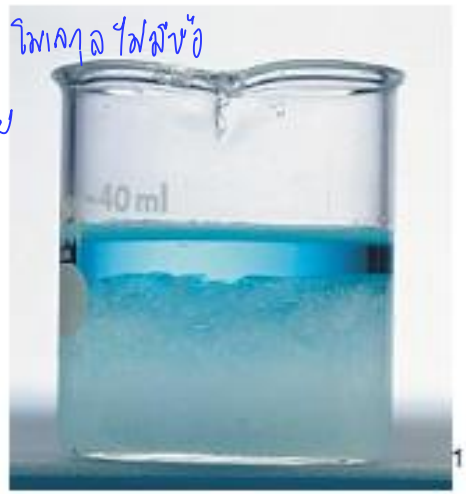
การละลายของเกลือส่วนใหญ่เป็น **endothermic reaction**

ยกเว้น Li_2SO_4

เช่นเกลือดับ ค.สามารถในการอิ่มตัว → ยิ่งขึ้น = อิ่มตัวขาด
เวลาทำให้ลากเส้นตัดแกน x ที่ c° ที่เขาถามนะ

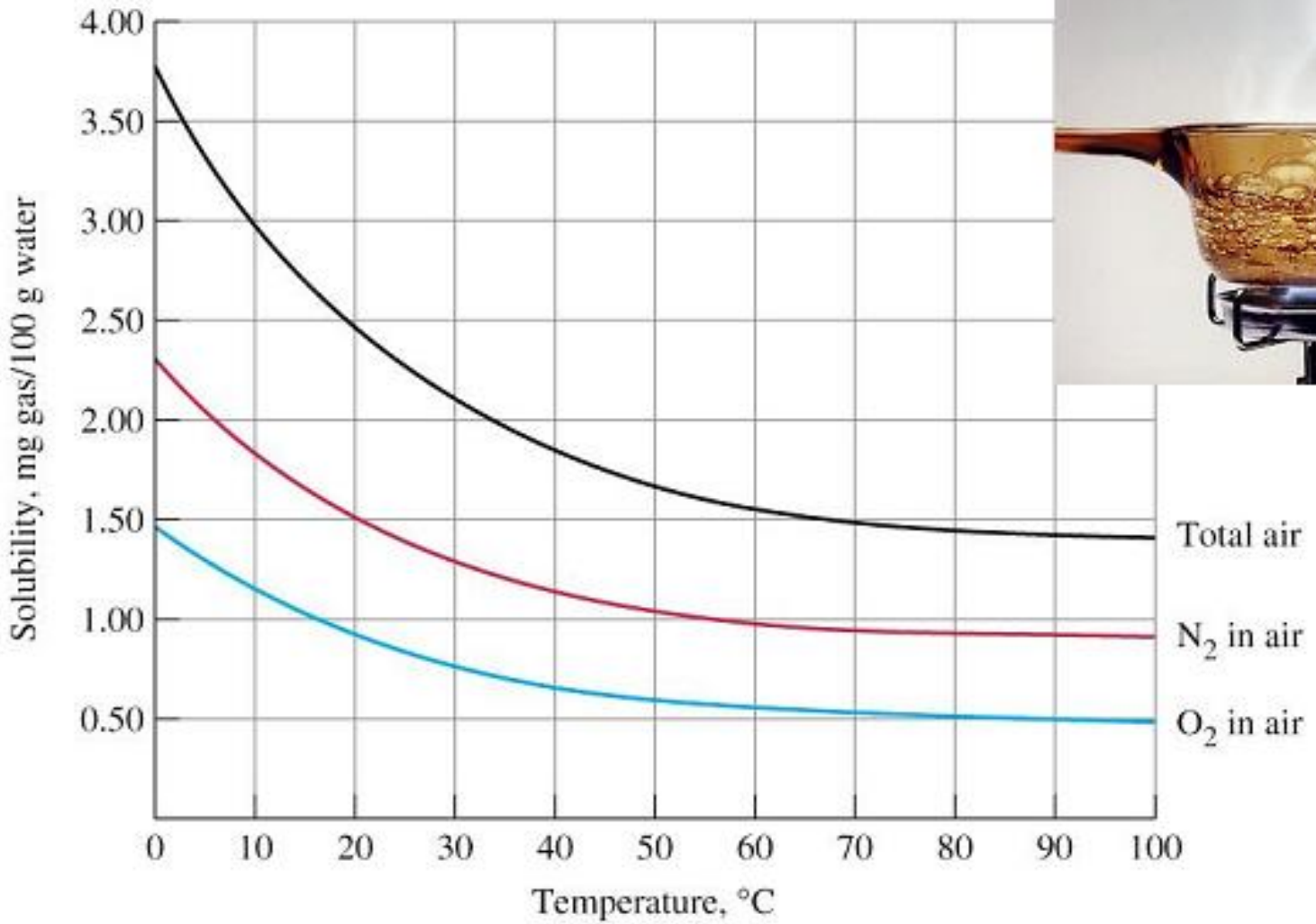
การทำสารให้บริสุทธิ์โดยการตกผลึกซ้ำ (Purification by recrystalization)

ผลึก ส่วนใหญ่ โมเลกุลไม่มีน้ำ
Temp? หลุดง่าย



ผลของอุณหภูมิต่อการละลายของก๊าซบางชนิดในน้ำ

การละลายของก๊าซส่วนใหญ่เป็น **exothermic reaction**



2. ผลของความดันต่อการละลาย

ความดันจะมีผลต่อ***การละลายของก๊าซในของเหลว***มาก โดยที่ถ้าความดันเหนือของเหลวมาก ก๊าซจะละลายได้มากขึ้น

ex: CO_2 (g)

solute (g) + solvent (l) ⟷ solution (l)

เพิ่ม P จะเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า → ละลายได้มากขึ้น

ลด P จะเกิดปฏิกิริยาย้อนกลับ → ละลายได้น้อยลง

ความเข้มข้นของ gas in solution $\propto$ P

↓

Henry's law

* Soda water *

H_2CO_3 / โซดา/soda ใน H_2O

$$NaHCO_3 = CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

H_2CO_3 → $H^+_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)}$ (ไอออน)

CO_2 Vs. NH_3 ละลายใน H_2O? < carbonic acid >

$NH_3 + H_2O =$

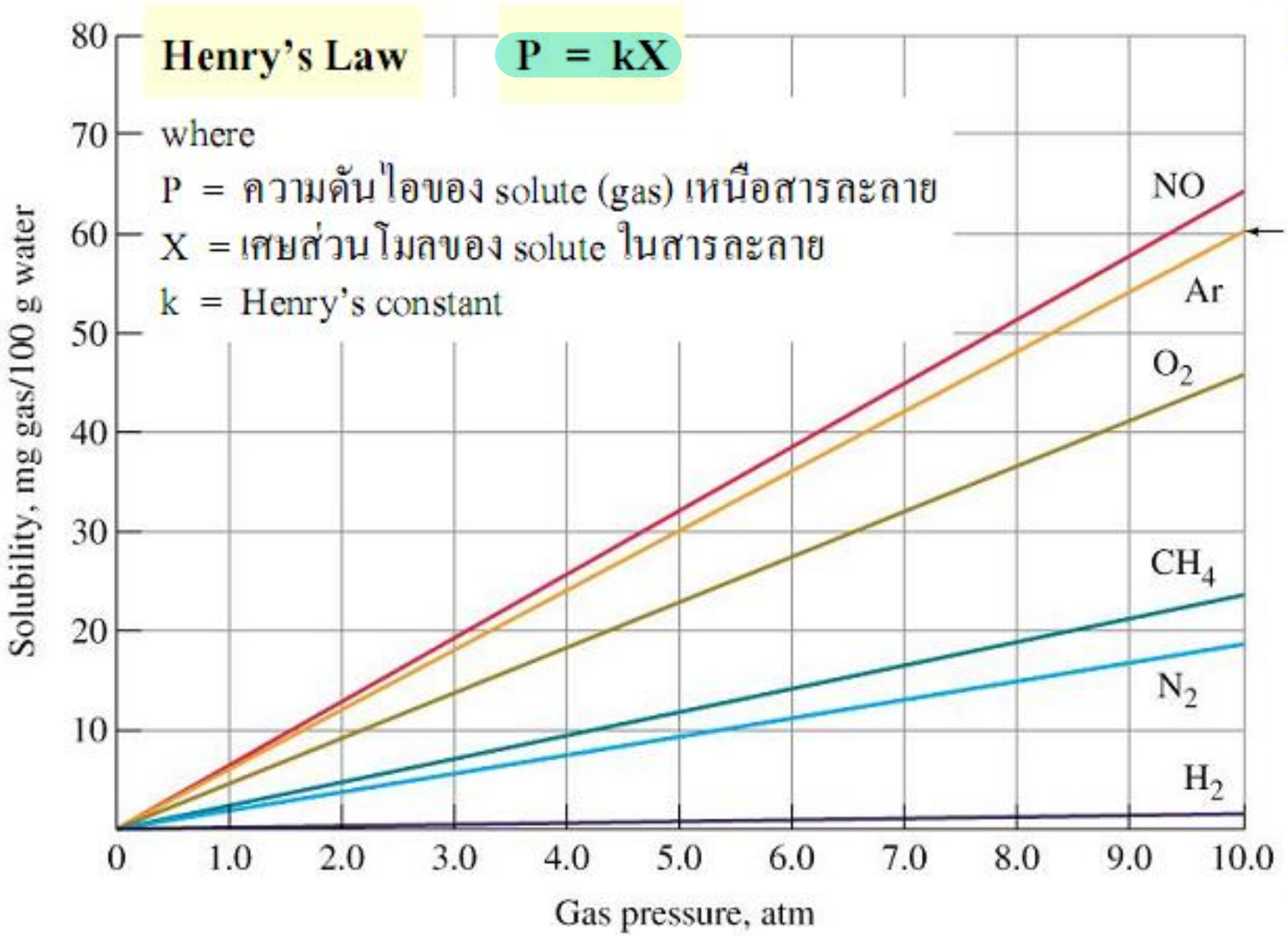
↓

NH_4OH < NH_4^+, OH^-

H_2CO_3 salt

→ Bicarbonate

ผลของความดันต่อการละลายของก๊าซในน้ำ at 20°C



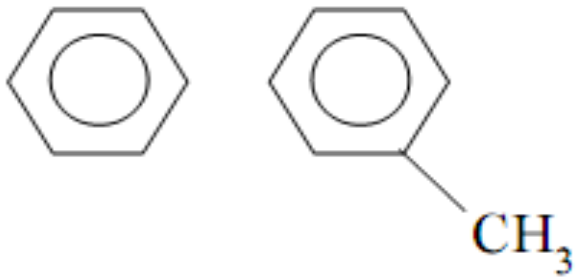
สารละลายสมบูรณ์แบบ (Ideal solution) และสารละลายจริง

สารละลายสมบูรณ์แบบ

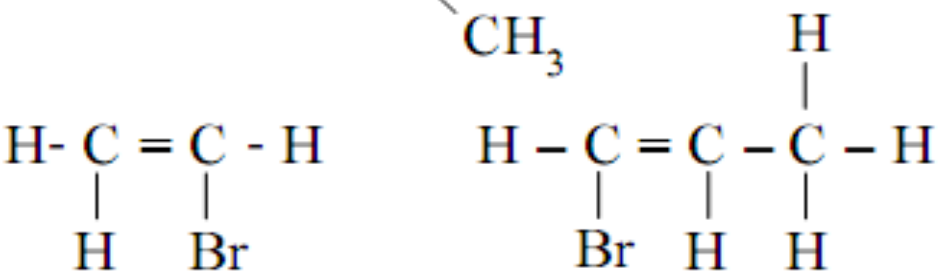
$\Delta H_{sol} = 0$

สารละลายที่ Solute และ Solvent มีสูตรโครงสร้างคล้ายกันและมีขนาดใกล้เคียงกัน

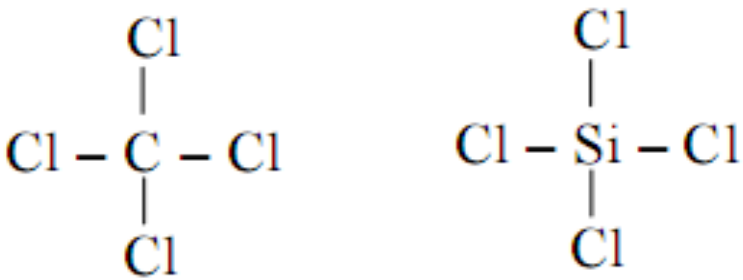
Ex. Benzene + Toluene



Ex. $C_2H_3Br + C_3H_5Br$



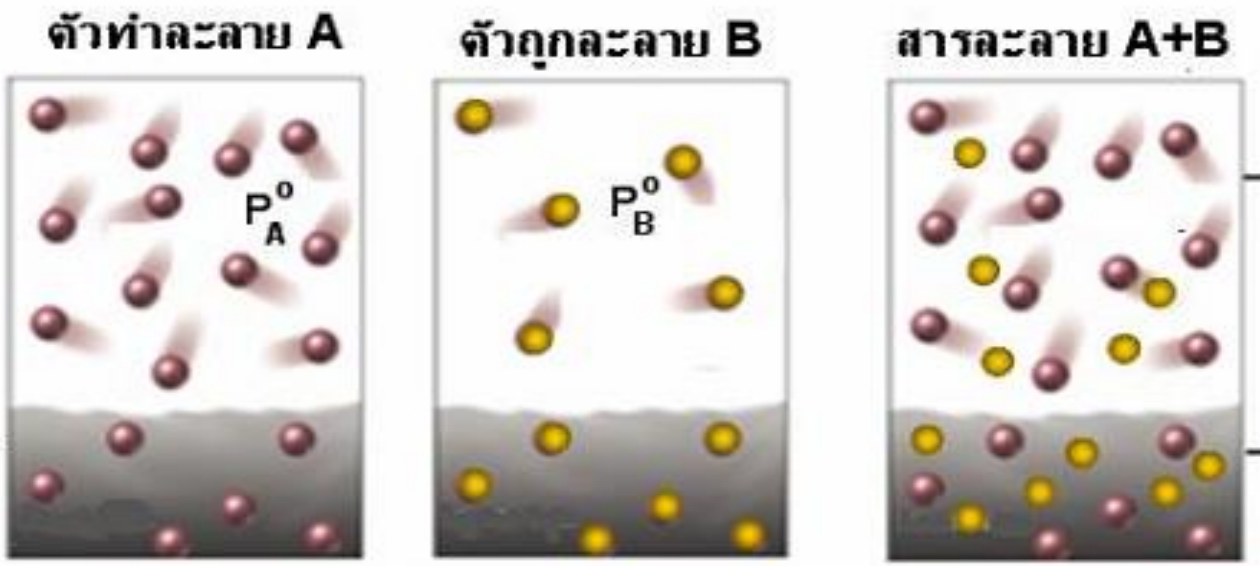
Ex. $CCl_4 + SiCl_4$



กฎของราอุลต์ (Raoult's Law)

Solution X_A

"ความดันไอย่อยของสารในสารละลายเท่ากับเศษส่วนโมลของสารนั้นคูณกับความดันไอของสารนั้นเมื่อเป็นสารบริสุทธิ์"



$P_{สารละลาย} = P_A + P_B$

$= X_A P_A^o + X_B P_B^o$

$X_A + X_B = 1$

$P_A = X_A P^o_A$ $\quad$ $P_B = X_B P^o_B$

$$P_{สารละลาย} = P_A + P_B = X_A P^o_A + X_B P^o_B$$

ในกรณีที่ตัวถูกละลาย (B) เป็นสารที่ระเหยยาก $P^o_B \rightarrow 0$

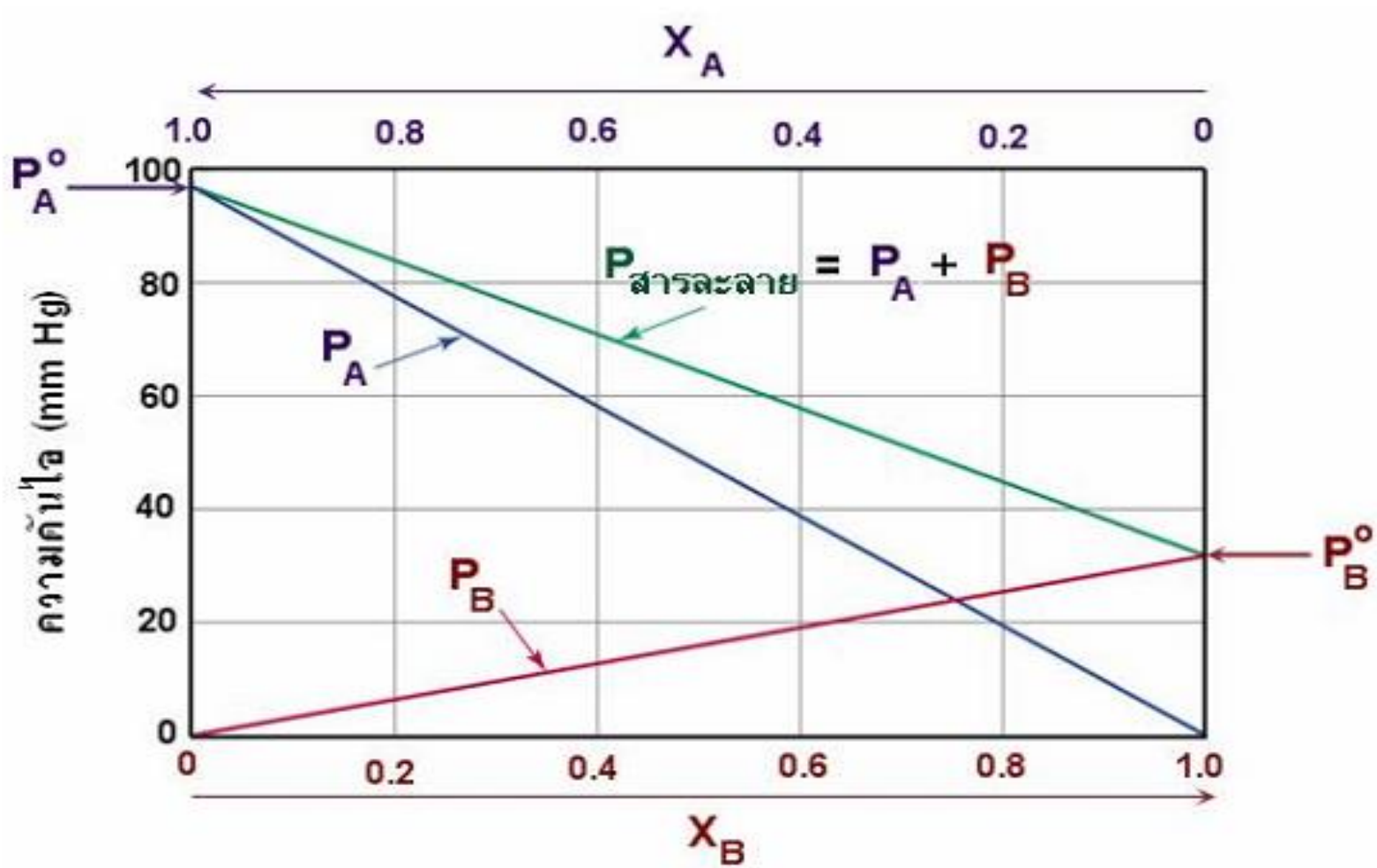
$$P_{สารละลาย} = X_A P^o_A$$

กฎของราอุลต์

$$P_{\text{สารละลาย}} = P_A + P_B = P^0_A X_A + P^0_B X_B$$

สารละลายที่ทุกความเข้มข้นมีพฤติกรรมเป็นตาม Rault's law =

สารละลายสมบูรณ์แบบ (Ideal solution)



สมบัติคอลลิเกทีฟ (Colligative Properties)

"สมบัติของสารละลายที่ขึ้นกับความเข้มข้นหรือจำนวนโมเลกุลของตัวถูกละลายในสารละลาย แต่ไม่ขึ้นกับธรรมชาติหรือขนาดของตัวถูกละลาย"

ค่าหาด

1. การลดลงของความดันไอ → 1 ข้อ
2. การเพิ่มขึ้นของจุดเดือด
3. การลดลงของจุดเยือกแข็ง
4. ความดันออสโมติก → 1 ข้อ

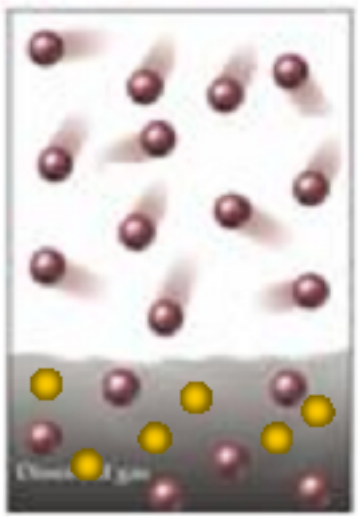
เทียบกับสมบัติของตัวทำละลายบริสุทธิ์

M.W. => 1 ข้อ

ประโยชน์ ใช้ในการหา MW ของตัวถูกละลาย

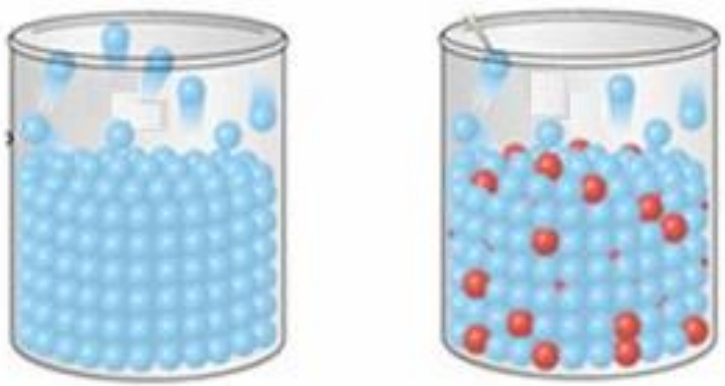
Note ในการกล่าวถึงสมบัติคอลลิเกทีฟ จะพิจารณาเฉพาะตัวถูกละลายที่ไม่ระเหยและไม่แตกตัวเท่านั้น ดังนั้นความดันไอเหนือสารละลายจะมาจากความดันไอของตัวทำละลายเท่านั้น

$$P_{\text{สารละลาย}} = P_{\text{solvent}}$$



1. การลดลงของความดันไอ (Vapor Pressure Lowering)

"ณ อุณหภูมิเดียวกัน ความดันไอของสารละลายจะมีค่าต่ำกว่าความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์"



ตัวทำละลายบริสุทธิ์ สารละลาย

- อนุภาคตัวทำละลาย
- อนุภาคตัวถูกละลาย

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

$P^0_{H_2O} \rightarrow X_A + X_B = 1$

Rault

$$P_{สลล} = P_A + \cancel{P_B}^{\,0} = P^0_A X_A$$

$$\Delta P = P^0_A - P_{สลล}$$

$$= P^0_A - P^0_A X_A$$

$$= P^0_A (1 - X_A)$$

$$\Delta P = P^0_A X_B$$

P_{H_2O} @ 25°C = 23.76 Torr

ตัวอย่าง

MW = 342 g 1000 g

สารละลายมีน้ำตาลซูโครส ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 68 g ละลายอยู่ในน้ำ 1 kg ที่อุณหภูมิ 28 °C จงหา

ก.) ความดันไอลดต่ำลง

ข.) ความดันไอของสารละลาย

กำหนดให้ P_{H_2O} ที่ 28°C = 28.35 torr

หา mol $C_{12}H_{22}O_{11}$

ก.) จำนวนโมลของซูโครส = 68 / 342 = 0.20 โมล

หา mol H_2O

จำนวนโมลของน้ำ = 1000 / 18 = 55.56 โมล

ดังนั้น ความดันไอลดต่ำลง (ΔP) = $X_2P^0_1$

เศษส่วนโมล

$$= \frac{0.20}{0.20 + 55.56} \times 28.35$$

P_{H_2O} @ 28°C

= 0.10 Torr

ข.) จาก ความดันไอลดต่ำลง = $P^0_1 - P_{\text{สารละลาย}}$ → $\Delta P = P^0_{H_2O} - P_{\text{สลล}}$

ดังนั้น $P_{\text{สารละลาย}}$ = 28.35 - 0.10

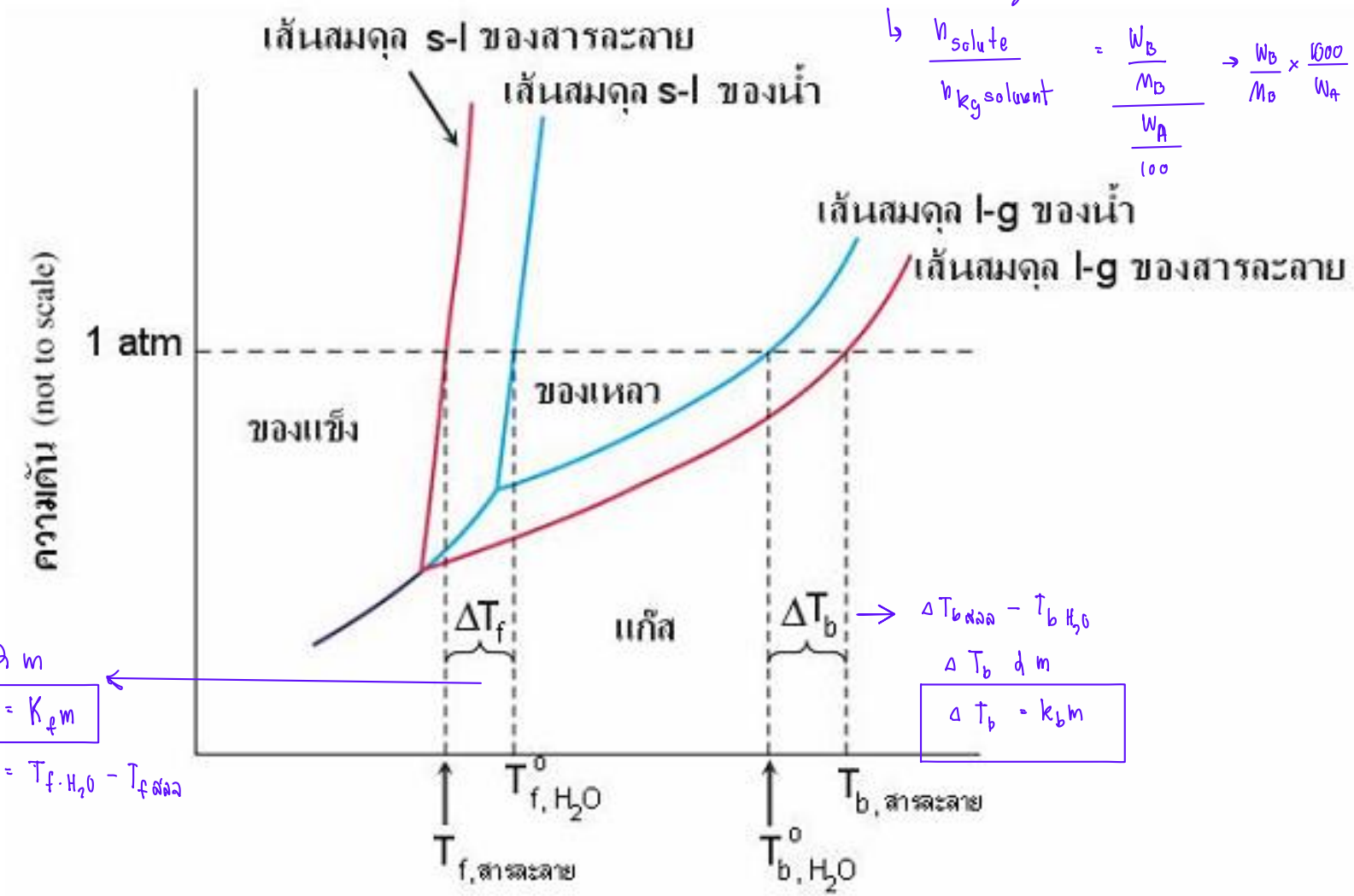
= 28.25 Torr

2. การเพิ่มขึ้นของจุดเดือด และ การลดลงของจุดเยือกแข็ง

(Boiling point elevation and Freezing point depression)

m = molality

$\hookrightarrow \dfrac{n_{solute}}{n_{kg\ solvent}} = \dfrac{\frac{W_B}{M_B}}{\frac{W_A}{100}} \rightarrow \dfrac{W_B}{M_B} \times \dfrac{1000}{W_A}$



$\Delta T_b \rightarrow \Delta T_{b\,สลล} - T_{b\,H_2O}$

$\Delta T_b \propto m$

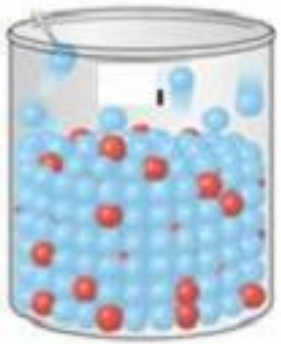
$\boxed{\Delta T_b = k_b m}$

$\Delta T_f \propto m$

$\boxed{\Delta T_f = K_f m}$

$\Delta T_f = T_{f\cdot H_2O} - T_{f\,สลล}$

Pure solvent



Solvent with nonvolatile solute

mole

$$\Delta T_b = T_{b,\text{สลล}} - T_{b,A} = K_b m = K_b \left(\frac{W_B}{M_B} \times \frac{1000}{W_A} \right)$$

$$\Delta T_f = T_{f,A} - T_{f,\text{สลล}} = K_f m = K_f \left(\frac{W_B}{M_B} \times \frac{1000}{W_A} \right)$$

ΔT_b = จุดเดือดที่เพิ่มขึ้นของสารละลาย

K_b = ค่าคงที่โมแลลของจุดเดือดที่สูงขึ้น (°C/*m*)

K_f = ค่าคงที่โมแลลของจุดเยือกแข็งที่ลดลง (°C/*m*)

W_A, W_B = นน. ตัวทำละลายและ นนตัวถูกละลาย (g)

ΔT_f = จุดเยือกแข็งที่ลดลงของสารละลาย

m = ความเข้มข้นของสรละลาย *(molal)*

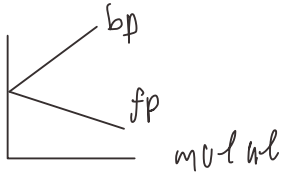
M_B = นน. โมเลกุลของตัวถูกละลาย

m = Molality

$\Delta T = k \cdot M$

k: ต้องทำ

M: mol/kg



➢ ถ้ารู้ ΔT_b หรือ ΔT_f สามารถหา M_B ได้

$= \frac{\text{mole ตัวถูก}}{\text{น้ำหนักตัวทำ (kg)}}$

➢ ถ้ารู้ความเข้มข้น สามารถหา T_b และ T_f ของสารละลายได้

ค่าคงที่เกี่ยวกับการเดือดและการเยือกแข็งของตัวทำละลายบางชนิด ณ ความดัน 1 บรรยากาศ

ตัวทำละลาย	จุดเดือด (°C)	K_b (°C/*m*)	จุดเยือกแข็ง (°C)	K_f (°C/m)
น้ำ (H_2O)	100.0	0.52	0	1.86
เบนซีน (C_2H_6)	80.1	2.53	5.5	5.12
เอทานอล(C_2H_5OH)	78.4	1.22	-117.5	1.99
กรดอะซิติก (CH_3COOH)	117.9	2.9	16.6	3.90

ตัวอย่าง

จงหาจุดเดือดของสารละลาย ซึ่งประกอบด้วยสารหนัก 24 g ละลายในน้ำ 600 g สารนั้นมีน้ำหนักโมเลกุล = 58 และ น้ำบริสุทธิ์ เดือด ที่อุณหภูมิ 99.72 ◌C

MW

$$T_b = K_b m \rightarrow K_b \left(\frac{W_B}{M_B} \times \frac{1000}{W_A} \right)$$

$$T^0_{b\,สาร} - 99.72 = \frac{0.51 \times 24 \times 1000}{600 \times 58} = 0.35$$

$$T^0_b = 0.35 + 99.72$$

$$= 100.07 \ oC$$

ตัวอย่าง ทบ.ข้อ 7

เมื่อนำตัวถูกละลายหนัก 4.5 g ละลายในน้ำ 125 g ได้สารละลายซึ่งมีจุดเยือกแข็ง -0.372 °C จงคำนวณหาน้ำหนักโมเลกุลของตัวถูกละลาย

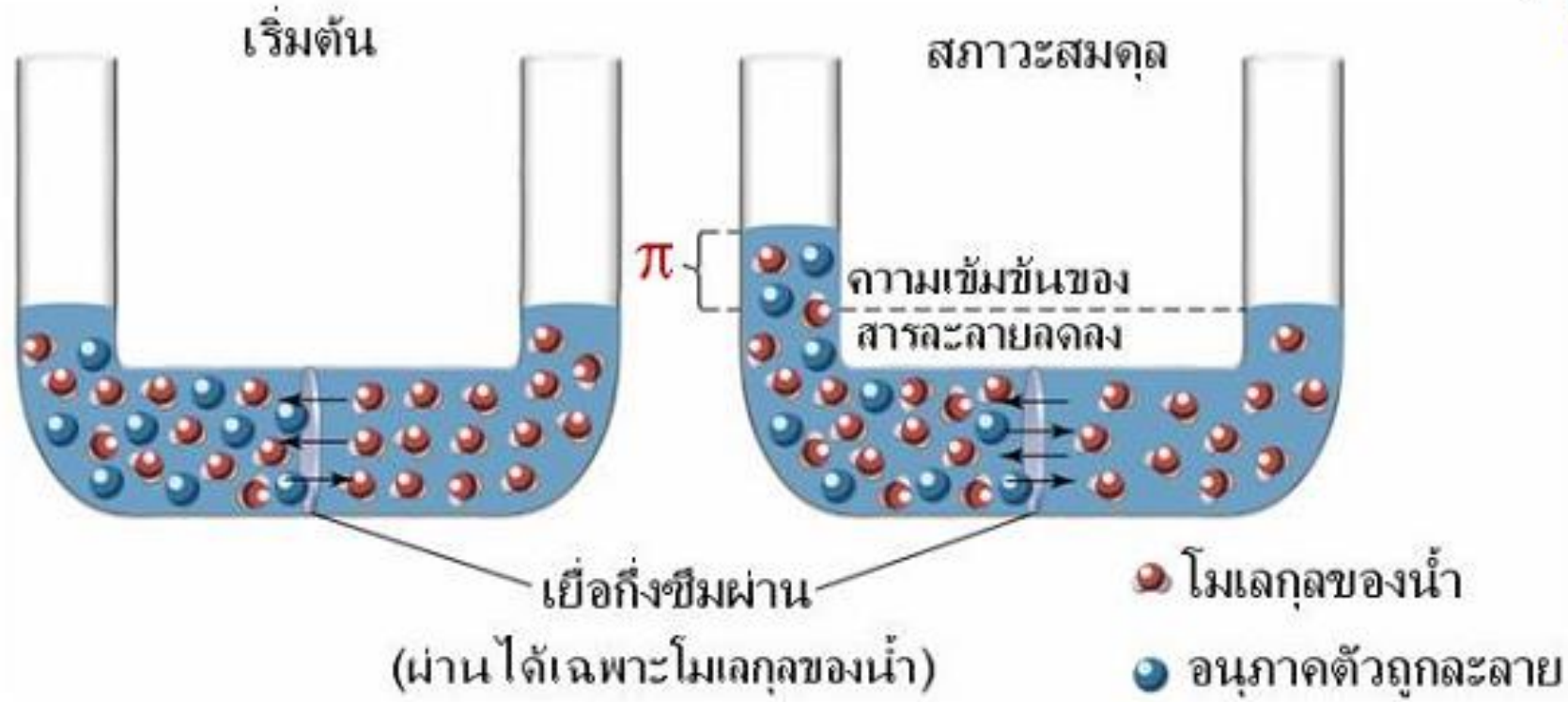
$$T_f = K_f . m$$

M.W. = น้ำหนักโมเลกุลของตัวถูกละลาย

$$0 - (-0.372) = \frac{1.86 \times 4.5 \times 1000}{125 \times M.W.}$$

$$= 180$$

3. ความดันออสโมติก (Osmotic Pressure)



กระบวนการออสโมซิส (Osmosis) = กระบวนการที่สาร (ตัวทำละลาย) เคลื่อนที่จากความเข้มข้นต่ำไปยังความเข้มข้นสูง

ไม่เน้น

ความดันออสโมติก (π) = CRT

$$\text{ความดันออสโมติก } (\pi) = \frac{nRT}{V} = \frac{W_B RT}{M_B V}$$

→ ต้องแปลงเป็นน้ำหนัก สารละ

π = ความดันออสโมติก (atm)

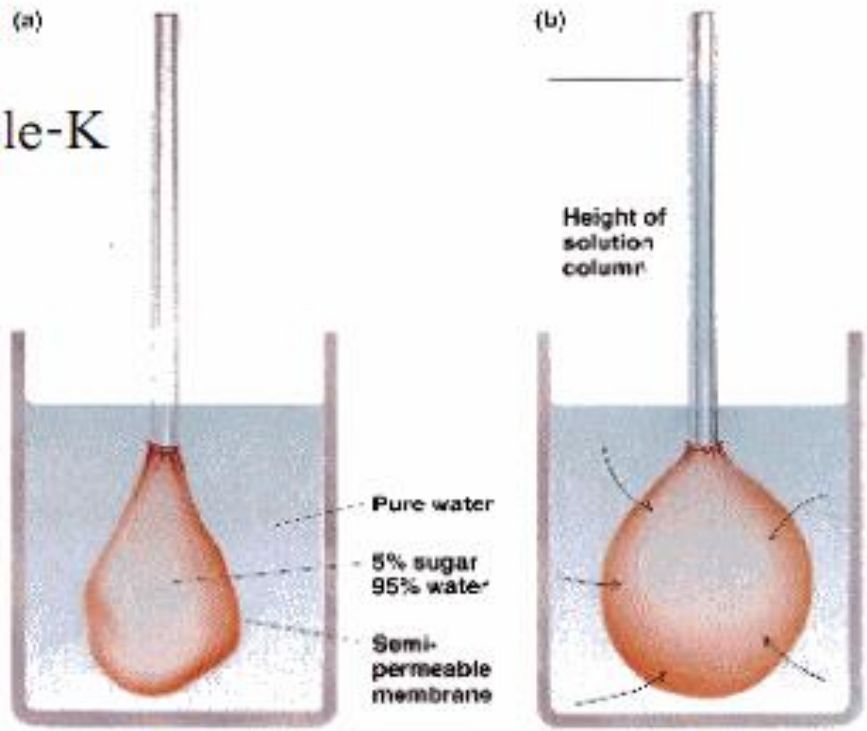
C = ความเข้มข้นของสารละลาย (mole/L) [a]

R = Gas Constant = 0.082 L-atm/mole-K

T = อุณหภูมิสัมบูรณ์ (K)

W_B = น้ำหนักตัวถูกละลาย (g)

M_B = น้ำหนักโมเลกุลของตัวถูกละลาย



ตัวอย่าง

สารละลายซึ่งมีฮีโมโกลบินหนัก 80 g ในสารละลาย 1 ลิตร มีความดันไอออสโมติก 0.026 atm ที่อุณหภูมิ 4 ๊C จงคำนวณน้ำหนักโมเลกุลของฮีโมโกลบิน

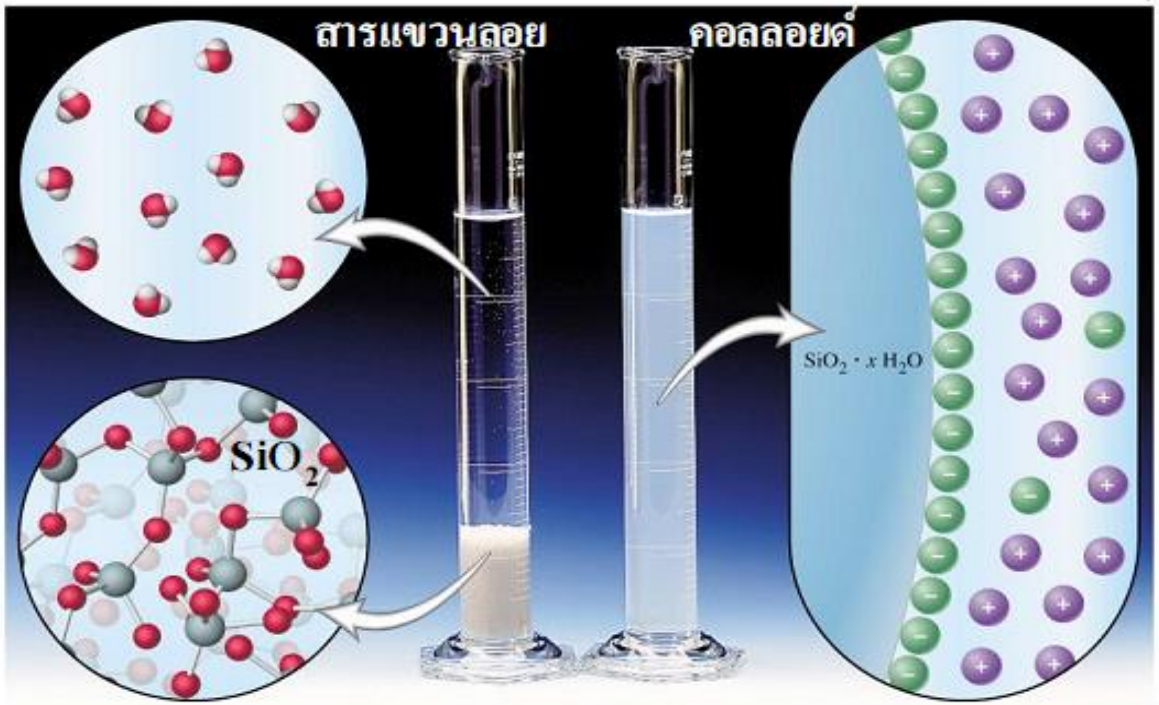
$$\pi = nRT = W_BRT / M_BV$$

ดังนั้น

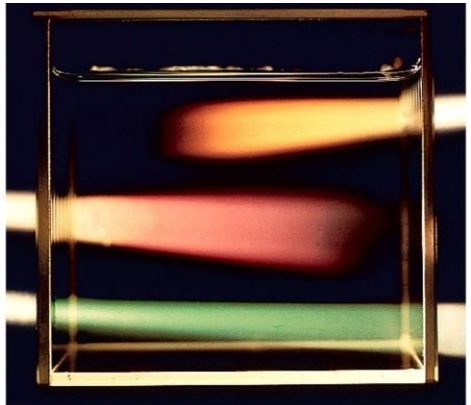
$$M_B = \frac{(80\ g)(0.0821\ L.atm/K\ mol)(277\ K)}{1\ L\ \ (0.026)}$$

$$= 69974$$

คอลลอยด์ (Colloid)



อนุภาคของสารแขวนลอย
มีขนาด > 1000 nm



อนุภาคคอลลอยด์มีขนาด 1-1000 nm

Ex. นม เบียร์ แป้งน้ำ Smog

ปรากฏการณ์ทินดอล (Tyndall effect)

สมบัติเฉพาะของคอลลอยด์ที่สาระลายและสารแขวนลอยไม่มี

เนื่องจากอนุภาคคอลลอยด์ (1 - 1000 nm) จะมีขนาดใหญ่กว่าความยาวคลื่นแสง (Visible = 400 – 720 nm) จึงเกิดการกระจายแสง

***ปรากฏการณ์ทินดอล สามารถใช้ในการบ่งชี้ว่าเป็นสารละลายหรือคอลลอยด์ได้

ชนิดของคอลลอยด์

1. ซอลส์ (Sols) มีอนุภาคคอลลอยด์เป็นของแข็งแขวนลอยในของเหลว ได้แก่ ทองคำ กำมะถัน

2. อิมัลชัน (Emulsion) มีอนุภาคคอลลอยด์เป็นของเหลวแขวนลอย ในของเหลว ได้แก่ น้ำมันแขวนลอยอยู่ในน้ำส้มสายชู

3. เจล (Gel) มีอนุภาคคอลลอยด์เป็นของแข็ง แขวนลอยในของเหลว แต่อนุภาคเป็นโมเลกุลใหญ่

4. แอโรซอล (Aerosol) มีอนุภาคคอลลอยด์อาจเป็นของแข็งหรือของเหลวก็ได้ แขวนลอยในแก๊ส มีลักษณะเป็นควันหรือหมอก ได้แก่ สเปรย์ชนิดต่าง ๆ

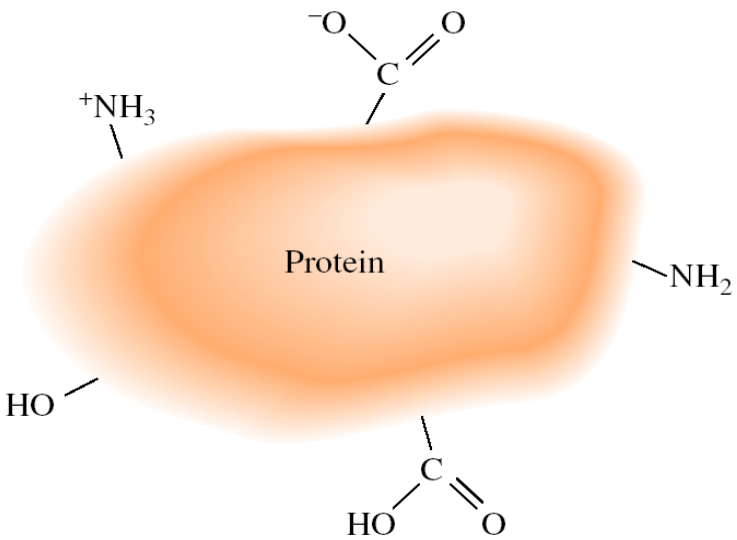
5. โฟมของเหลว มีอนุภาคแก๊สแขวนลอยในของเหลว เช่น ฟองสบู่

TABLE 12.4 Types of Colloids

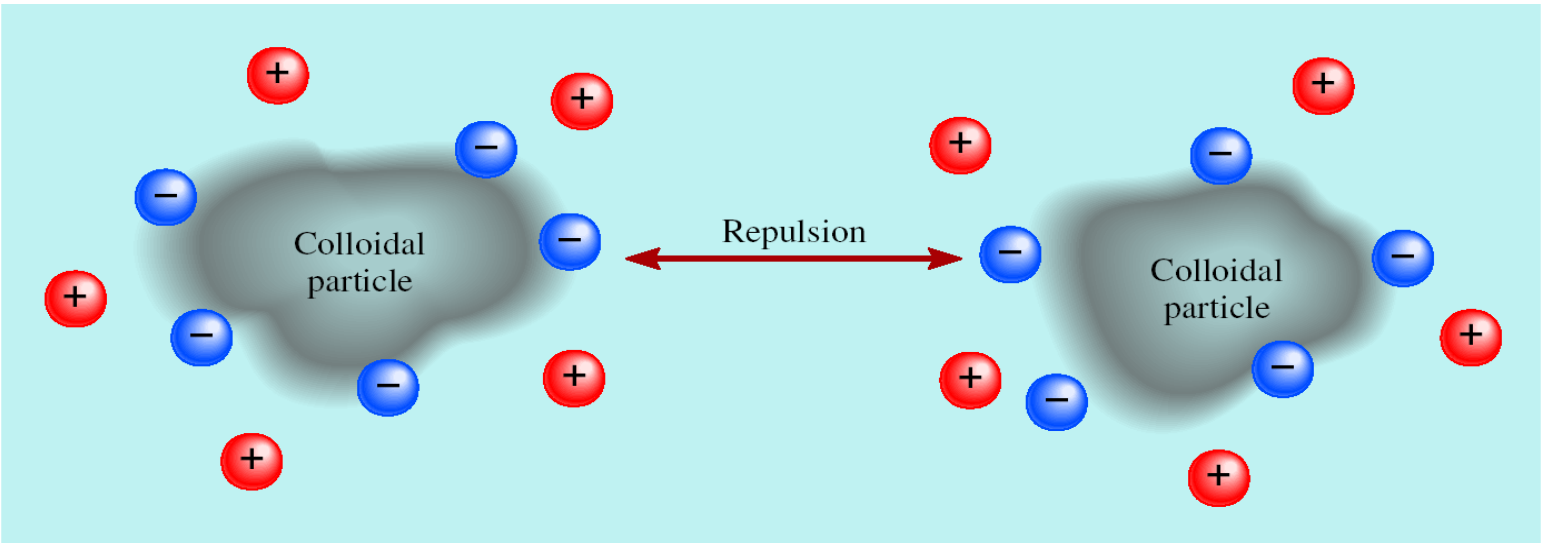
Dispersing Medium	Dispersed Phase	Name	Example
Gas	Liquid	Aerosol	Fog, mist
Gas	Solid	Aerosol	Smoke
Liquid	Gas	Foam	Whipped cream
Liquid	Liquid	Emulsion	Mayonnaise
Liquid	Solid	Sol	Milk of magnesia
Solid	Gas	Foam	Plastic foams
Solid	Liquid	Gel	Jelly, butter
Solid	Solid	Solid sol	Certain alloys (steel), opal

Hydrophilic and Hydrophobic Colloids

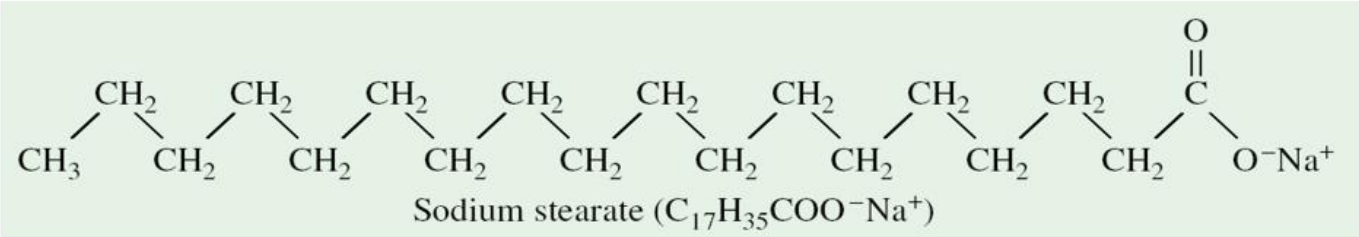
Hydrophilic: water-loving
Hydrophobic: water-fearing



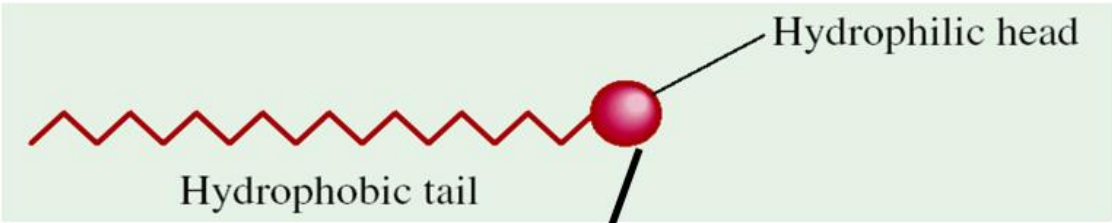
Stabilization of a hydrophobic colloid

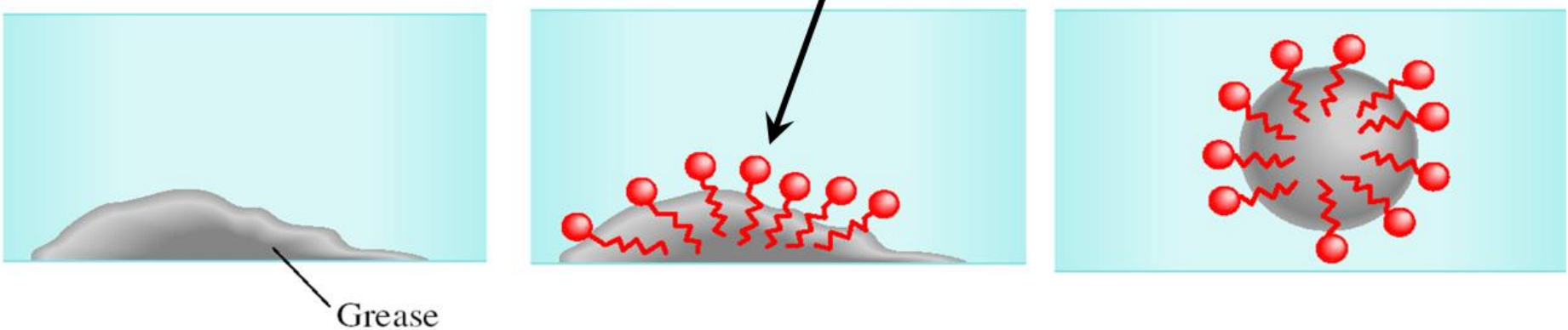


The Cleansing Action of Soap



Sodium stearate ($C_{17}H_{35}COO^-Na^+$)





Reference Book

1. Chang Raymond, CHEMISTRY 9/e, Prentice-Hall, New Jersey, 2008.

2. Hill John W., et. Al., Chemistry and life 5th ed., Prentice-Hall, New Jersey, 1997