

## แผนการสอนสัปดาห์ที่ 11

หน่วยเรียนที่ 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย  
บทเรียนที่ 5.3 ของเหลวและสารละลาย

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจของเหลวและสารละลาย

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายของเหลว
2. คำนวณเกี่ยวกับสารละลาย

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

[http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page\\_id=137](http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137)

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

## หน่วยเรียนที่ 5 สมบัติแก๊ส ของแข็ง ของเหลว และสารละลาย

### บทเรียนที่ 5.3 ของเหลวและสารละลาย

#### 5.3.1 ของเหลว

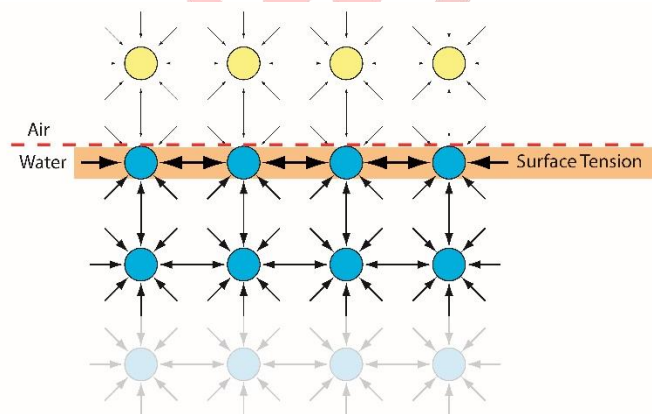
ของเหลว (liquid) เป็นสถานะหนึ่งของสสาร มีสมบัติบางประการที่เหมือนสมบัติของแก๊สและบางประการเหมือนของแข็ง สมบัติโดยทั่วๆ ไปของของเหลว เช่น

- โมเลกุลเคลื่อนที่อย่างไม่เป็นระเบียบอยู่ตลอดเวลา ทำให้เกิดการชนกันหลายสิบล้านครั้ง/วินาที
- ของเหลวมีความหนาแน่นมากกว่าแก๊สประมาณ  $10^6$  เท่า
- มีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมากกว่าแก๊ส ความดันและอุณหภูมิมีผลน้อยมากต่อปริมาตรของของเหลว
- ของเหลวสามารถไหลได้ แพร่ได้ (โมเลกุลของของเหลวเคลื่อนที่ได้)
- ของเหลวมีรูปร่างไม่แน่นอนเปลี่ยนแปลงไปตามภาชนะ

#### สมบัติของของเหลว

##### 1) ความตึงผิว

ความตึงผิว (surface tension) คือแรงดึงดูดของโมเลกุลของของเหลวแต่ละโมเลกุลที่มีต่อแต่ละโมเลกุล การเคลื่อนที่ของแต่ละโมเลกุลอยู่ภายใต้อิทธิพลของโมเลกุลอื่นที่อยู่ล้อมรอบ ระหว่างพื้นที่ผิวของแต่ละโมเลกุลที่ติดกันของของเหลวเกิดเป็นแรงดึง ดังภาพที่ 5.43



ภาพที่ 5.43 แสดงแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่ผิวหน้าและด้านล่าง

ที่มา: <http://www.ctgclean.com/tech-blog/2013/06/what-is-surface-tension>

ของเหลวที่บรรจุในภาชนะจะมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลเกิดขึ้น โมเลกุลที่อยู่ตรงกลางของของเหลวจะมีแรงดึงดูดจากโมเลกุลอื่นๆ ที่อยู่ล้อมรอบเท่ากันทุกทิศทาง ส่วนโมเลกุลที่อยู่ผิวหน้าจะได้รับแรงดึงดูดจากโมเลกุลที่อยู่ด้านล่างและด้านข้างเท่านั้น ทำให้มีความตึงผิวสู่ศูนย์กลาง พื้นที่ผิวของของเหลวลดลงเหลือน้อยที่สุด จะเห็นได้จากหยดน้ำที่เกาะบนพื้นผิวที่เรียบ จะมีลักษณะเป็นทรงกลม (ภาพที่ 5.44) ซึ่งมีพื้นที่ผิวน้อยกว่าน้ำที่อยู่ในลักษณะแผ่ออกไป ของเหลวพยายามจัดตัวเองให้มีพื้นที่ผิวน้อยที่สุด

เนื่องจากโมเลกุลที่ผิวไม่มีแรงดึงเข้าทางด้านบน จึงมีเสถียรภาพน้อยกว่าโมเลกุลที่อยู่ตรงกลาง การลดพื้นที่ผิวเท่ากับเป็นการลดจำนวนโมเลกุลที่ผิวหน้า จึงทำให้ของเหลวเสถียรมากขึ้น ในบางกรณีของเหลวมีความจำเป็นต้องเพิ่มพื้นที่ผิว โดยที่โมเลกุลที่อยู่ด้านในของของเหลวจะเคลื่อนมายังพื้นผิว ในการนี้โมเลกุลเหล่านั้นต้องเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลที่อยู่รอบๆ



ภาพที่ 5.44 แรงดึงผิวของของเหลว

ที่มา: <http://science-at-home.org/surface-tension/>

ปัจจัยที่มีผลต่อความตึงผิว

(1) แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล ความตึงผิวจะมากหรือน้อยขึ้นอยู่กับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล ถ้าแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมาก โมเลกุลที่ผิวหน้าจะถูกดึงเข้าภายในอย่างแรง งานที่ใช้ในการขยายพื้นที่ผิวของของเหลวจะมากตามไปด้วย ความตึงผิวจะมาก หรือกล่าวอีกอย่างคือ ยิ่งของเหลวมีความหนืดมาก ความตึงผิวจะยิ่งมีค่าสูงมาก

ตารางที่ 5.8 ความตึงผิวของของเหลวที่อุณหภูมิ 20°C

ชนิดของของเหลว	ความตึงผิว (N/m)
เบนซีน	0.029
เลือด (37°C)	0.058
กลีเซอริน	0.063
ปรอท	0.470
น้ำ	0.073
น้ำเดือด (100°C)	0.059

(2) อุณหภูมิ ถ้าอุณหภูมิเพิ่มขึ้นพลังงานจลน์ของแต่ละโมเลกุลเพิ่มขึ้น แต่แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลลดลง ทำให้ความตึงผิวลดลง

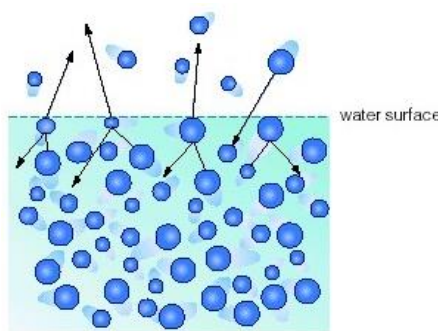
## 2) การระเหย

การระเหย (evaporation) คือปรากฏการณ์ที่โมเลกุลหลุดออกมาจากผิวของของเหลวกลายเป็นไอ เนื่องจากโมเลกุลของของเหลวเคลื่อนที่อยู่ตลอดเวลา ซึ่งแต่ละโมเลกุลเคลื่อนที่ด้วย

ความเร็วไม่เท่ากัน โมเลกุลจึงชนกันอยู่ตลอดเวลาและมีการแลกเปลี่ยนพลังงานจากการชนกัน ทำให้โมเลกุลหนึ่ง ๆ อาจได้รับพลังงานเพิ่มขึ้นและบางโมเลกุลสูญเสียพลังงานลง

โมเลกุลที่มีพลังงานจลน์สูง ๆ เนื่องจากการชนกันที่อยู่บริเวณผิวหน้าของของเหลวจะสามารถเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลได้ง่ายและจะหลุดออกจากผิวหน้ากลายเป็นไอ หรือเมื่อของเหลวได้รับความร้อนจะทำให้โมเลกุลมีพลังงานจลน์สูงมากพอที่จะเอาชนะแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลได้ โมเลกุลจะหลุดออกจากผิวของของเหลวกลายเป็นไอ (ภาพที่ 5.45)

ในทางตรงกันข้ามถ้าไอคายพลังงานความร้อนออกมา โมเลกุลจะมีพลังงานจลน์น้อยลงทำให้โมเลกุลเคลื่อนที่ช้าลง ทำให้เกิดแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลมากขึ้นและจะสามารถทำให้โมเลกุลรวมกันเป็นของเหลวได้ เรียกว่า การควบแน่น (condensation)



ภาพที่ 5.45 แสดงการระเหยของโมเลกุลของของเหลว

ปัจจัยที่มีผลต่อการระเหย

- (1) การเพิ่มอุณหภูมิทำให้โมเลกุลมีพลังงานจลน์สูงขึ้น โอกาสที่จะชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมีมากขึ้น
- (2) พื้นที่ผิวของของเหลว ทำให้โมเลกุลที่มีพลังงานจลน์สูงอยู่ที่ผิวมากขึ้นมีโอกาสหลุดออกจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลได้มากขึ้น
- (3) การที่ของเหลวอยู่ในระบบเปิด เป็นการป้องกันมิให้มีโอกาสกลับมาควบแน่นได้อีกและไม่ให้ความดันไอต่อต้านโมเลกุลที่จะระเหยออกไปอีก
- (4) ความดันบรรยากาศเหนือของเหลว ถ้ามีความดันบรรยากาศต่ำของเหลวระเหยได้ดีขึ้น
- (5) การถ่ายเทของอากาศเหนือของเหลวและการกวนของเหลวมีผลให้การระเหยดีขึ้น

### 3) การแพร่

การแพร่ (diffusion) คือการเคลื่อนที่ของอนุภาคจากบริเวณที่มีความหนาแน่นสูงไปยังบริเวณที่มีความหนาแน่นต่ำโดยอาศัยพลังงานจลน์ของสารเอง โมเลกุลของของเหลวสามารถแพร่ได้เช่นเดียวกับแก๊ส ถ้าน้ำของเหลวสองชนิดที่สามารถละลายในกันและกันมาผสมกัน โมเลกุลของของเหลวชนิดหนึ่งจะแพร่กระจายไปทั่วโมเลกุลของเหลวอีกชนิดหนึ่ง แต่อัตราของการแพร่ของของเหลวช้ากว่ามากเมื่อเปรียบเทียบกับอัตราการแพร่ของโมเลกุลของแก๊ส แต่จะเร็วกว่ามากเมื่อเปรียบเทียบกับของแข็ง การแพร่ของโมเลกุลของของเหลวเห็นได้ชัดโดยหยดหมึกสี ลงไปในน้ำ จะพบว่าหมึกที่หยดลงไปใต้น้ำค่อย ๆ แพร่กระจายออก จนในที่สุดน้ำในภาชนะเป็นสีและเข้มเท่ากันทั้งภาชนะ ดังภาพที่ 5.46



ภาพที่ 5.46 แสดงการแพร่ของของเหลว  
ที่มา: <http://en.wikipedia.org/wiki/Diffusion>

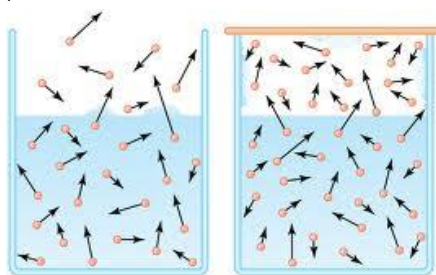
ปัจจัยที่มีผลต่อการแพร่

- (1) สถานะของตัวกลางที่สารจะแพร่ผ่าน โดยตัวกลางที่เป็นแก๊สจะมีแรงต้านน้อยที่สุดจึงทำให้มีอัตราการแพร่สูงที่สุด
- (2) ขนาดอนุภาคของสาร โดยอนุภาคยิ่งเล็กยิ่งมีอัตราการแพร่สูง
- (3) ระยะทางที่สารจะแพร่ในหนึ่งหน่วยเวลา
- (4) อุณหภูมิ โดยจะมีผลต่อการเพิ่มพลังงานจลน์ให้กับสารทำให้มีอัตราการแพร่เพิ่มสูงขึ้น
- (5) ความดัน เมื่อความดันเพิ่มสูงขึ้นจะเพิ่มความหนาแน่นให้กับสาร ส่งผลให้อัตราการแพร่เพิ่มสูงขึ้น
- (6) ความแตกต่างของความเข้มข้นสารระหว่างสองบริเวณ

#### 4) จุดเดือด

การเดือด (boiling) คือกระบวนการที่โมเลกุลของของเหลวได้รับพลังงานความร้อนสูงมากพอจนกลายเป็นไอได้อย่างรวดเร็ว และโมเลกุลของของเหลวทั่วทุกบริเวณในภาชนะนั้นสามารถที่จะหลุดจากแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลได้อย่างรวดเร็ว (ภาพที่ 5.47) การเดือดของของเหลวจะเกิดขึ้นที่อุณหภูมิหนึ่งซึ่งจะคงที่สำหรับของเหลวแต่ละชนิด เรียกว่า จุดเดือด (boiling point) ความดันไอของของเหลวขณะเดือดจะมีค่าเท่ากับหรือมากกว่า ความดันภายนอก (ความดันบรรยากาศ)

ความดันบรรยากาศมีผลต่อจุดเดือดของของเหลว คือถ้าเปลี่ยนความดันจะทำให้จุดเดือดของของเหลวเปลี่ยนไปด้วย ดังนั้นการบอกจุดเดือดของของเหลวชนิดหนึ่ง ๆ จะต้องบอกความดันของบรรยากาศด้วย เช่น จุดเดือดของน้ำเท่ากับ  $100^{\circ}\text{C}$  ที่ความดัน 1 บรรยากาศ แต่โดยทั่วไปเมื่อกล่าวถึงจุดเดือดโดยไม่ระบุความดัน ให้หมายถึงจุดเดือดที่ความดัน 1 บรรยากาศ และเรียกว่าจุดเดือดนั้นว่า จุดเดือดปกติ (normal boiling point)



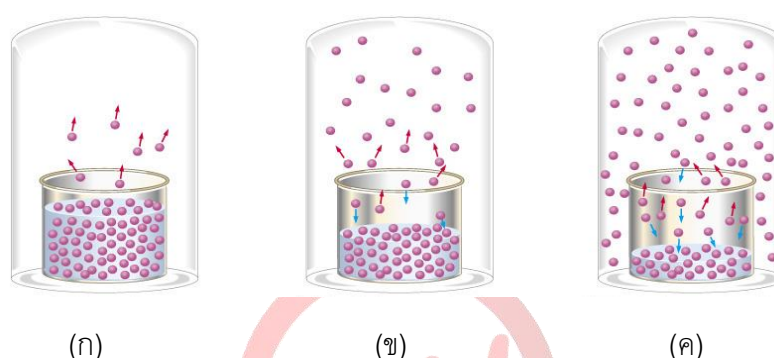
(ก)

(ข)

ภาพที่ 5.47 แสดงการเดือดของของเหลว (ก) ในระบบเปิด และ (ข) ในระบบปิด

## 5) ความดันไอ

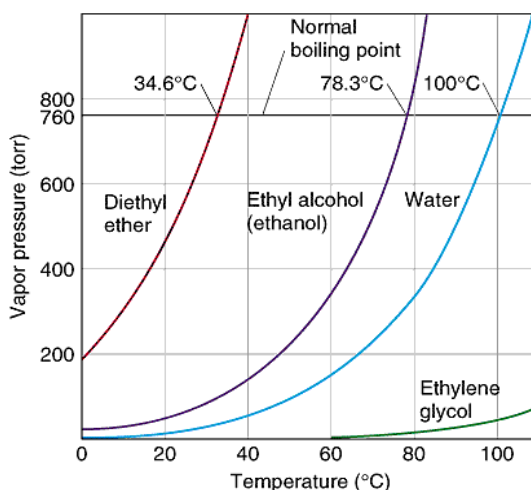
ความดันไอ (vapor pressure) คือความดันที่อยู่เหนือของเหลว ณ ภาวะสมดุลในระบบปิด จากภาพที่ 5.48(ก) เมื่อโมเลกุลของของเหลวที่มีพลังงานจลน์มากพอที่สามารถเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของของเหลวด้วยกันจะระเหยกลายเป็นไออยู่เหนือผิวหน้าของของเหลว โมเลกุลของไอเหล่านั้นจะชนกันเองหรือชนกับผิวของภาชนะแล้วควบแน่นกลับมาเป็นของเหลวอีกครั้ง เมื่อโมเลกุลของของเหลวระเหยกลายเป็นไอเพิ่มมากขึ้นจนถึงจำนวนหนึ่งจะทำให้ไอนั้นมีความดันค่าหนึ่งจนกระทั่งความดันคงที่ (ภาพที่ 5.48(ข)) ที่ความดันไอคงที่จำนวนโมเลกุลของไอที่อยู่เหนือของเหลวจะเข้าสู่ภาวะสมดุล กล่าวคือจำนวนโมเลกุลของของเหลวที่ระเหยไปกลายเป็นไอและจำนวนโมเลกุลของไอที่ควบแน่นกลับมาเป็นของเหลวเท่ากันตลอดเวลา ดังภาพที่ 5.48(ค)



ภาพที่ 5.48 แสดงความดันไอของของเหลว (ก) โมเลกุลของเหลวเริ่มระเหย (ข) โมเลกุลของเหลวระเหยมากขึ้นและควบแน่นบางส่วน และ (ค) การระเหยและควบแน่นด้วยอัตราเท่ากัน

ที่มา: <http://www.kentchemistry.com/links/Matter/VaporPressure.htm>

ความดันไอจะเกิดขึ้นที่ภาวะสมดุลเท่านั้น ดังนั้นต้องพิจารณาในระบบปิดเสมอ ของเหลวแต่ละชนิดจะมีความดันไอไม่เท่ากัน โดยทั่วไปพบว่าถ้าแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลน้อย ความดันไอของของเหลวจะมีค่าสูง เพราะโมเลกุลของของเหลวสามารถระเหยได้ง่าย ในทางตรงกันข้ามถ้าของเหลวมีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมาก ความดันไอของของเหลวจะมีค่าน้อย ภาพที่ 5.49 แสดงความดันไอของน้ำ (water) เอทานอล (ethanol) และไดเอทิลอีเทอร์ (diethyl ether)



ภาพที่ 5.49 ความสัมพันธ์ระหว่างอุณหภูมิกับความดันไอของของเหลว

ที่มา: Brown et al. Chemistry. 2009. p455

พิจารณาลำดับความหนืดของของเหลวจะเป็น ethylene glycol > water > ethanol > diethyl ether ตามลำดับ ถ้าความหนืดของของเหลวมาก ความดันไอจะต่ำ และในทางกลับกัน ถ้าความหนืดของของเหลวน้อย ความดันไอจะสูง ดังนั้น ลำดับความดันไอของสารคือ diethyl ether > ethanol > water > ethylene glycol

ปัจจัยที่มีผลต่อความดันไอ

(1) แรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของของเหลว ถ้าสารที่มีแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลมากความดันไอจะต่ำ เพราะโอกาสที่โมเลกุลจะชนะแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลแล้วกลายเป็นไอยาก

(2) อุณหภูมิ ถ้าอุณหภูมิของระบบสูง ย่อมทำให้โมเลกุลของสารมีพลังงานจลน์สูงขึ้นโอกาสที่จะระเหยกลายเป็นไอมีมากขึ้น ความดันไอจะเพิ่มขึ้น สารชนิดเดียวกันที่อุณหภูมิเท่ากันย่อมมีความดันไอเท่ากันเสมอ

(3) สารที่มีจุดเดือดต่ำจะมีความดันไอสูง เพราะสารนั้นระเหยง่าย ส่วนสารที่มีจุดเดือดสูง ความดันไอจะต่ำ เพราะสารนั้นระเหยยาก

### 5.3.2 สารละลาย

สารละลาย (solution) คือสารผสมของสสารสองชนิดหรือมากกว่าสองชนิด ปริมาณของส่วนประกอบเปลี่ยนแปลงได้ แต่เปลี่ยนแปลงอยู่ในขอบเขตจำกัด ส่วนประกอบของสารละลายมักเป็นสารบริสุทธิ์ อาจเป็นแก๊ส ของเหลวหรือของแข็ง ส่วนประกอบที่มีปริมาณมากกว่าเรียกว่า ตัวทำละลาย (solvent) ส่วนประกอบที่มีอยู่ในปริมาณน้อยกว่า เรียกว่า ตัวถูกละลาย (solute) สารละลายอาจมีตัวถูกละลายเพียงหนึ่งชนิดหรือมากกว่าก็ได้ การศึกษาเกี่ยวกับสารละลายอาจมีชื่อเรียกได้หลายชื่อตามชนิดหรือปริมาณของตัวถูกละลายและตัวทำละลายเช่น

- สารละลายที่มีน้ำเป็นตัวทำละลาย เรียกว่า สารละลายเอควีเอส (aqueous solution)

- สารละลายที่มีส่วนประกอบเพียงสองส่วนประกอบคือ ตัวทำละลายกับตัวถูกละลายหนึ่งชนิด เรียกว่า สารละลายทวิภาค (binary solution)
- สารละลายที่มีปริมาณของตัวถูกละลายสูงสุดในตัวทำละลายหนึ่ง ๆ ที่อุณหภูมิหนึ่ง ๆ เรียกว่า สารละลายอิ่มตัว (saturated solution) แต่ก่อนที่จะถึงจุดที่เป็นสารละลายอิ่มตัว สารละลายนั้นจะเรียกว่า สารละลายไม่อิ่มตัว (unsaturated solution)

### ชนิดของสารละลาย

สารละลายอาจมีสถานะเป็นแก๊ส ของเหลว หรือของแข็งอย่างหนึ่งอย่างใด จึงแบ่งสารละลายออกได้เป็น 3 ประเภท คือ สารละลายแก๊ส สารละลายของเหลว และสารละลายของแข็ง แต่เนื่องจากส่วนประกอบของสารละลายจะเป็นแก๊ส ของเหลว หรือของแข็ง สารละลายจึงแบ่งได้ถึง 9 ชนิดตามประเภทของตัวถูกละลายและตัวทำละลาย ดังตารางที่ 5.11

ตารางที่ 5.11 ประเภทและชนิดของสารละลาย

ประเภทของสารละลาย	ชนิดของสารละลายในแต่ละสถานะ	ตัวอย่าง
สารละลายแก๊ส	แก๊สในแก๊ส	อากาศ (แก๊ส $O_2$ ใน $N_2$ )
	ของเหลวในแก๊ส	ความชื้นในอากาศ (น้ำในอากาศ)
	ของแข็งในแก๊ส	ไอของ $I_2$ (แข็ง) ในอากาศ
สารละลายของเหลว	แก๊สในของเหลว	น้ำโซดา (แก๊ส $CO_2$ ในน้ำ)
	ของเหลวในของเหลว	แอลกอฮอล์ (แอลกอฮอล์ในน้ำ)
	ของแข็งในของเหลว	น้ำเชื่อม (น้ำตาลในน้ำ)
สารละลายของแข็ง	แก๊สในของแข็ง	$H_2$ ใน Pd
	ของเหลวในของแข็ง	Hg ใน Ag
	ของแข็งในของแข็ง	โลหะเจือ เช่น Cu ใน Zn (ทองเหลือง)

#### 1) สารละลายแก๊ส

สารละลายแก๊ส คือสถานะที่แก๊สเป็นตัวทำละลายโดยตัวถูกละลายอาจเป็นได้ทั้งแก๊สของเหลวและของแข็ง กรณีที่ตัวถูกละลายเป็นแก๊ส หมายถึงแก๊สสองชนิดหรือมากกว่าสองชนิดผสมกัน (ไม่ทำปฏิกิริยาเคมีต่อกัน) ซึ่งจะผสมเป็นเนื้อเดียวกันได้ทุกส่วนตามสมบัติของแก๊ส เช่น แก๊ส  $O_2$  และ  $N_2$  ในอากาศ ส่วนกรณีที่ตัวถูกละลายเป็นของเหลว เช่น ไอน้ำในอากาศ (ความชื้น)

#### 2) สารละลายของเหลว

สารละลายของเหลว คือสถานะที่ของเหลวเป็นตัวทำละลาย โดยตัวถูกละลายอาจเป็นได้ทั้งแก๊ส ของเหลวและของแข็ง ตัวอย่างแก๊สในของเหลว เช่น ออกซิเจนที่ละลายในน้ำ หรือน้ำอัดลม (มีแก๊ส  $CO_2$  ละลาย) การละลายของแก๊สแต่ละชนิดในน้ำมีปริมาณน้อยมาก เช่นที่สภาวะ STP แก๊ส  $N_2$  ละลายได้เพียง 0.001 โมลในน้ำ 1 ลิตร หรือแก๊ส  $O_2$  ละลายได้เพียง 0.0022 โมลในน้ำ 1 ลิตร



กรณีที่ตัวถูกละลายเป็นของเหลว ถ้าของเหลวสองชนิดไม่ว่าจะใช้องค์ประกอบเท่าไรละลายปนกันอย่างสมบูรณ์ เรียกว่า ของผสมเนื้อเดียวกัน (homogeneous) ตัวอย่างเช่น เอทานอลกับน้ำ แต่ของเหลวบางชนิดแยกกันอย่างเด็ดขาด ไม่รวมเป็นเนื้อเดียวกัน เรียกว่า ของผสมไม่เป็นเนื้อเดียวกัน (heterogeneous) เช่น ปรอทกับน้ำ น้ำมันกับน้ำ

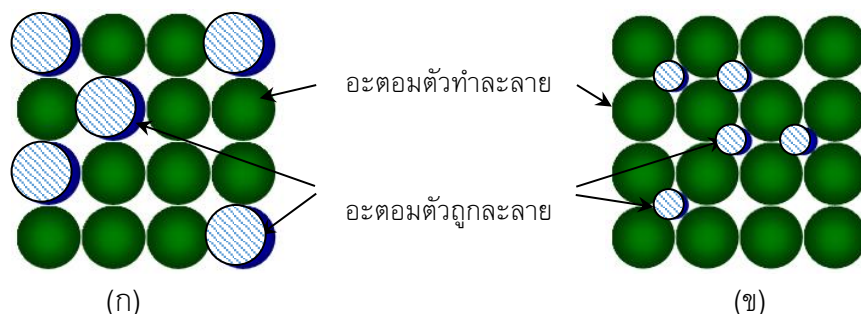
กรณีที่ตัวถูกละลายเป็นของแข็งพบเห็นมากที่สุด โดยสารละลายส่วนมากจะมีน้ำเป็นตัวทำละลาย เรียกว่า สารละลายเอควีอุส (aqueous) น้ำเป็นตัวทำละลายที่ดีเพราะเป็นสารมีขั้ว สามารถละลายสารประกอบไอออนิกและสารโคเวเลนต์มีขั้ว

### 3) สารละลายของแข็ง

สารละลายของแข็ง คือสถานะที่ของแข็งเป็นตัวทำละลายโดยตัวถูกละลายอาจเป็นได้ทั้งแก๊สของเหลวและของแข็ง กรณีที่ตัวถูกละลายเป็นแก๊ส โดยของแข็งบางชนิดสามารถรับแก๊สเข้าไปในตัวมันได้ เช่น ถ่านสามารถดูดแก๊ส ส่วนกรณีตัวถูกละลายเป็นของแข็งโดยส่วนมากได้แก่ โลหะเจือ เช่น ทองเหลือง (ทองแดงผสมกับสังกะสี) ได้จากการให้ความร้อนจนทั้งสองผสมกัน แต่ไม่ทำปฏิกิริยาต่อกัน สารละลายประเภทนี้เกิดขึ้นโดยอะตอมตัวถูกละลายเข้าไปแทนที่อะตอมตัวทำละลายในแลตทิซผลึกของตัวทำละลาย จะเกิดได้ดีเมื่อขนาดของอะตอมตัวถูกละลายกับอะตอมตัวทำละลายใกล้เคียงกันจึงแทนที่กันได้ และทำในแลตทิซผลึกเสถียรด้วย การกระจายตัวของตัวถูกละลายในสารละลายของแข็งมี 2 แบบคือ

(1) สารละลายของแข็งแบบแทนที่ (substitutional solid solution) เกิดจากอะตอมของธาตุสองชนิด คืออะตอมของตัวถูกละลาย สามารถเข้าไปแทนที่อะตอมของตัวทำละลาย ในโครงสร้างผลึกได้ โครงสร้างผลึกของโลหะผสมชนิดนี้จะไม่มีการเปลี่ยนแปลง แต่อาจเกิดการเสียรูปไปบ้าง โดยเฉพาะอย่างยิ่งเมื่อขนาดของอะตอมต่างกัน ดังภาพที่ 5.54(ก)

(2) สารละลายของแข็งแบบเซลล์แทรก (interstitial solid solution) เป็นสารละลายของแข็งที่เกิดขึ้นเนื่องจากอะตอมของตัวถูกละลายเข้าไปแทรกตัวอยู่ในช่องว่างของอะตอมตัวทำละลาย ระยะช่องว่างระหว่างอะตอมของตัวทำละลายเรียกว่าซอก (interstices) สารละลายของแข็งแบบเซลล์แทรก จะเกิดขึ้นได้ดีเมื่อขนาดของอะตอมของตัวทำละลายมีขนาดใหญ่กว่าอะตอมของตัวถูกละลาย ดังภาพที่ 5.54(ข)



ภาพที่ 5.54 การแทนที่ในสารละลายของแข็ง (ก) สารละลายของแข็งแบบแทนที่ และ (ข) สารละลายของแข็งแบบเซลล์แทรก

ที่มา: ดัดแปลงจาก [http://www.substech.com/dokuwiki/doku.php?id=solid\\_solutions](http://www.substech.com/dokuwiki/doku.php?id=solid_solutions)

การละลาย (solubility) คือปริมาณที่มากที่สุดของตัวถูกละลาย (solute) ที่จะละลายได้ในตัวทำละลาย (solvent) ปริมาณหนึ่ง และที่อุณหภูมิหนึ่งๆ เขียนเป็นสัดส่วนได้ดังนี้

$$s = \frac{g_{(\text{solute})}}{V_{(\text{solvent})}} \quad \dots(5.66)$$

เมื่อ  $s$  = ค่าการละลาย (g/mL หรือ g/L)

$g_{(\text{solute})}$  = ปริมาณที่มากที่สุดของตัวถูกละลาย (g)

$V_{(\text{solvent})}$  = ปริมาตรตัวทำละลาย (mL หรือ L)

ตัวถูกละลายที่ต่างชนิดกันจะมีค่าการละลายที่ต่างกัน เช่น

NaCl มีค่าการละลายเท่ากับ 39.12 กรัมต่อน้ำ 100 mL ที่ 100°C

AgCl มีค่าการละลายเท่ากับ 0.0021 กรัมต่อน้ำ 100 mL ที่ 100°C

หน่วยของการละลายส่วนมากคิดน้ำหนักเป็นกรัมตัวถูกละลายต่อตัวทำละลาย 100 กรัม ในกรณีที่ตัวถูกละลายเป็นเกลือไอออนิก สามารถแบ่งชนิดของเกลือจากค่าการละลายได้ดังนี้

- 1) เกลือที่ละลายได้ดี (soluble) หมายถึง เกลือที่จะละลายได้มากกว่า 1 กรัม ต่อตัวทำละลาย 100 กรัม
- 2) ละลายได้น้อย (slightly soluble) หมายถึง และถ้าละลายได้ตั้งแต่ 0.1-1.0 กรัม ต่อตัวทำละลาย 100 กรัม
- 3) เกลือที่ไม่ละลาย (insoluble) หมายถึง เกลือที่ละลายได้น้อยกว่า 0.1 กรัม ต่อตัวทำละลาย 100 กรัม

การละลายของเกลือบางชนิด แสดงในตารางที่ 5.12

ตารางที่ 5.12 ปริมาณตัวถูกละลายและค่าการละลายของเกลือบางชนิดในน้ำ

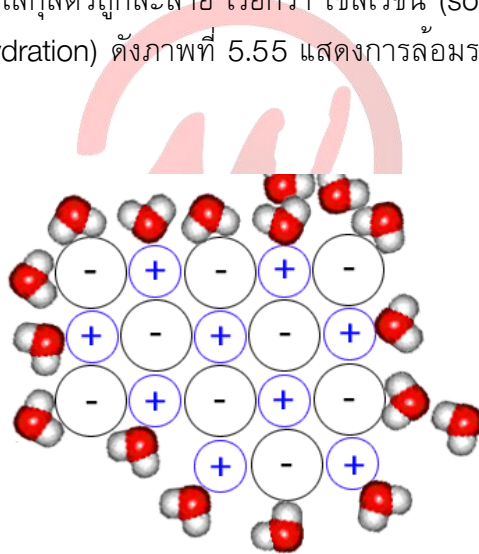
ตัวถูกละลาย	ปริมาณตัวถูกละลาย ในสารละลายอิ่มตัว ที่ 20°C (g)	ค่าการละลายที่ 60°C (g/100 g)
NaCl	36.0	37.3
KNO <sub>3</sub>	31.6	110.0
AgC <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub>	1.04	1.89
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	13.1	50.5
AgNO <sub>3</sub>	222	525
BaSO <sub>4</sub>	0.00023	0.00036

กระบวนการเกิดสารละลาย

สารละลายเกิดขึ้นเมื่ออนุภาคของตัวถูกละลายกระจายเข้าไปอยู่ระหว่างอนุภาคของตัวทำละลายได้อย่างทั่วถึง อย่างไรก็ตามอนุภาคของตัวถูกละลายจะสามารถเข้าไปแทนที่อนุภาคของตัวทำละลายได้หรือไม่ หรือมากน้อยเพียงใดขึ้นอยู่กับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของตัวถูกละลายและตัวทำละลาย เช่น แรงไดโพล-ไดโพล จะเกี่ยวข้องกับการละลายสารไอออนิกในน้ำ หรือแรงกระจายตัว (dispersion force) จะมีอิทธิพลต่อการละลายของตัวถูกละลายและตัวทำละลายที่ไม่มีขั้ว ดังนั้น ปัจจัยสำคัญของการละลาย คือความแรงของแรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลของตัวถูกละลายและตัวทำละลาย การที่ตัวถูกละลายจะละลายในตัวทำละลายได้นั้น จะต้องทำลายแรงดึงดูดระหว่างอนุภาคที่ยึดเหนี่ยวของโมเลกุลตัวถูกละลายเสียก่อน โดยตัวทำละลายกับอนุภาคของตัวถูกละลายอาจดึงดูดกันแรงมากพอที่จะเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างอนุภาคของตัวถูกละลาย และทำให้อนุภาคของตัวถูกละลายหลุดออกจากกัน

สารละลายจะสามารถเกิดขึ้นได้ดีเมื่อแรงดึงดูดระหว่างอนุภาคของตัวถูกละลายกับตัวทำละลายมีขนาดใกล้เคียงกับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลของอนุภาคตัวถูกละลาย หรืออนุภาคตัวทำละลาย จึงทำให้โมเลกุลของตัวถูกละลายเข้าไปแทนที่โมเลกุลของตัวทำละลายได้ดี เช่นเกลือ NaCl ละลายได้ดีในน้ำ เนื่องจากแรงดึงดูดระหว่างไอออน ( $\text{Na}^+$  และ  $\text{Cl}^-$ ) กับโมเลกุลมีขั้วของน้ำมีมากพอๆ กัน จึงทำให้สามารถเอาชนะพลังงานแลตทิซของโครงผลึก NaCl ได้

แรงกระทำที่เกิดระหว่างโมเลกุลตัวถูกละลายและโมเลกุลตัวทำละลาย โดยที่เกิดขึ้นเนื่องจากโมเลกุลตัวทำละลายล้อมรอบโมเลกุลตัวถูกละลาย เรียกว่า ไฮเดรชัน (solvation) ถ้าโมเลกุลตัวทำละลายเป็นน้ำจะเรียกว่า ไฮเดรชัน (hydration) ดังภาพที่ 5.55 แสดงการล้อมรอบสารไอออนิกโดยโมเลกุลของน้ำ



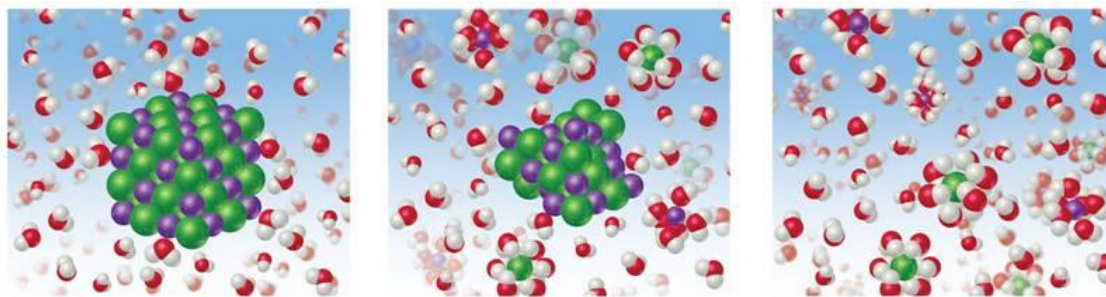
ภาพที่ 5.55 การล้อมรอบสารไอออนิกโดยโมเลกุลของน้ำ

ที่มา: <http://apchemcyhs.wikispaces.com/The+Solution+Process>

การละลายของเกลือไอออนิกในน้ำ เช่นเกลือ NaCl เมื่ออยู่ในน้ำ เนื่องจากสารประกอบไอออนิกประกอบด้วยไอออนประจุบวกและลบยึดเหนี่ยวกันอยู่ภายในแลตทิซผลึกด้วยแรงดึงดูดทางไฟฟ้าสถิต ดังนั้น เกลือไอออนิกจะสามารถละลายได้ต่อเมื่อไอออนบวกและไอออนลบต้องแตกออกจากกัน

ภาพที่ 5.56 เมื่อใส่ NaCl ลงไปในน้ำ โมเลกุลน้ำเป็นโมเลกุลมีขั้ว (สภาพขั้วมีทั้งบวกและลบ) จะเกิดแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุลน้ำกับไอออนของ NaCl โมเลกุลน้ำจะหันด้านที่เป็นสภาพขั้วบวก (ด้านไฮโดรเจน) เข้าหาไอออนลบ ( $\text{Cl}^-$ ) ที่อยู่ตามผิวของแข็ง และบางโมเลกุลน้ำจะหันด้านสภาพขั้วลบ (ด้านออกซิเจน) เข้าหาไอออนบวก ( $\text{Na}^+$ ) เมื่อแรงดึงดูดระหว่างขั้วของไอออนและโมเลกุลของน้ำแข็งแรง

พอที่จะดึงเอาไอออนนั้น ๆ หลุดออกจากตำแหน่งผิวของโครงผลึกได้แล้ว ไอออนบวกและไอออนลบจะถูกโมเลกุลน้ำเข้ามาห้อมล้อม เรียกว่า ไอออนที่ถูกไฮเดรต (hydrated ion) ไอออนที่ถูกไฮเดรตจะแพร่ออกไปในตัวทำละลาย ไอออนบวกและไอออนลบที่อยู่ผิวของแข็งถูกไฮเดรตหลุดออกไปเรื่อย ๆ จนของแข็งละลายหมดทั้งก้อน จำนวนโมเลกุลน้ำที่เข้าไปห้อมล้อมไอออนแต่ละชนิดมากน้อยไม่เท่ากัน ขึ้นอยู่กับประจุ รัศมีของไอออนและโครงสร้างอะตอมของไอออนนั้น ๆ



(ก)

(ข)

(ค)

ภาพที่ 5.56 กระบวนการละลายของเกลือไอออนิกในน้ำ (ก) ผลึกไอออนิกถูกห้อมล้อมโดยโมเลกุลของน้ำ (ข) ของแข็งเริ่มละลาย ไอออนถูกไฮเดรต และ (ค) ของแข็งละลายเป็นสารละลาย  
ที่มา: Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p529

การละลายของสารขึ้นกับแรงดึงดูดระหว่างโมเลกุล ถ้าแรงดึงดูดคล้ายคลึงกัน (มีความแรงใกล้เคียงกัน) จะละลายซึ่งกันและกัน เรียกว่า “like dissolves like” สารไม่มีขั้วจะละลายในตัวทำละลายชนิดไม่มีขั้วและสารมีขั้วหรือสารประกอบไอออนิกจะละลายในตัวทำละลายที่มีขั้ว

### ความเข้มข้นของสารละลาย

#### 1) ความหมายความเข้มข้นของสารละลาย

ความเข้มข้นของสารละลาย คือการบอกปริมาณตัวถูกละลายในตัวทำละลายในปริมาตรที่กำหนด หน่วยปริมาตรของสารละลายในระบบ SI คือ ลูกบาศก์เมตร ( $m^3$ ) แต่ในทางเคมีมักนิยมใช้หน่วยลิตร (liter, L) และมิลลิลิตร (milliliter, mL) และการวัดของเหลวในร่างกายมักใช้หน่วยลูกบาศก์เดซิเมตร ( $dm^3$ ) ดังนั้นในทางปฏิบัติถือว่า

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$$

และ 1 mL จะใกล้เคียงหรือเท่ากับ 1 ลูกบาศก์เซนติเมตร ( $cm^3$ ) ดังนั้น

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-3} \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ L} = 10^{-6} \text{ m}^3$$

หมายเหตุ ในการคำนวณเกี่ยวกับความเข้มข้นของสารละลายในหน่วยนี้ จะใช้หน่วย ดังนี้

ปริมาตร ใช้หน่วย mL หรือ L

น้ำหนัก ใช้หน่วย g

## 2) หน่วยความเข้มข้นของสารละลาย

2.1) หน่วยร้อยละ (percentage, %) ความเข้มข้นของสารละลายในหน่วยร้อยละแบ่งได้เป็น 3 ชนิด ได้แก่

(1) ร้อยละโดยน้ำหนักต่อน้ำหนัก (%w/w) หมายถึง การบอกน้ำหนักเป็นกรัมของตัวถูกละลายในสารละลาย 100 g เช่น 35%(w/w) NaCl มีความหมายว่า สารละลาย 100 g จะประกอบด้วย NaCl 35 g และน้ำ 65 g

(2) ร้อยละโดยน้ำหนักต่อปริมาตร (%w/v) หมายถึง น้ำหนักของตัวถูกละลายเป็นกรัมในสารละลาย 100 mL เช่น 5%(w/v) NaCl มีความหมายว่า ในสารละลาย 100 mL มี NaCl ละลายอยู่ 5 g

(3) ร้อยละโดยปริมาตรต่อปริมาตร (%v/v) หมายถึง การบอกปริมาตรของตัวถูกละลายในหน่วย mL ในสารละลาย 100 mL มักใช้กับสารละลายที่เป็นการละลายระหว่างของเหลวกับของเหลว เช่น 10(%v/v) HCl มีความหมายว่า สารละลาย HCl 100 mL มีเนื้อกรด HCl ละลายอยู่ 10 mL

2) หน่วยโมลาริตี (molar หรือ molarity, M) เป็นหน่วยที่นิยมใช้มากในทางเคมี เป็นการบอกหน่วยของสารละลายที่บอกเป็นโมลของตัวถูกละลายในสารละลาย 1 L เช่น 0.5 mol/L NaOH มีความหมายว่า ในสารละลาย 1 L มี NaOH ละลายอยู่ 0.5 mol

$$M = \frac{n}{1 \text{ L}} \quad \text{.....(5.67)}$$

เมื่อ  $M$  = โมลาริตี (mol/L)

$n$  = จำนวนโมลตัวถูกละลาย (mol)

หน่วยโมลาริตีมักเรียกสั้นๆ ว่าโมลาร์ มีหน่วยเป็น โมลต่อลิตร (mol/L) และในการเตรียมสารละลายในหน่วยโมลาร์ ที่ปริมาตรตัวทำละลายใด อาจใช้สูตร คือ

$$M = \left( \frac{g}{MM} \right) \left( \frac{1000}{V} \right) \quad \text{.....(5.68)}$$

เมื่อ  $M$  = โมลาริตี (mol/L)

$g$  = น้ำหนักสารที่ต้องการชั่ง (g)

$MM$  = มวลโมลาร์ (มวลอะตอมหรือมวลโมเลกุล) (g/mol)

$V$  = ปริมาตร (mL)

ตัวอย่าง 5.24 เมื่อละลาย NaOH 5.0 g ในน้ำปริมาตร 500 mL จงคำนวณความเข้มข้นเป็นโมลาร์ วิธีคิด จากสมการ (5.68)

มวลโมเลกุล NaOH = 40.0 g/mol

$$M = \left( \frac{5.0 \text{ g}}{40.0 \text{ g/mol}} \right) \left( \frac{1000 \text{ mL}}{500 \text{ mL}} \right)$$

$$= 0.25 \text{ mol/L}$$

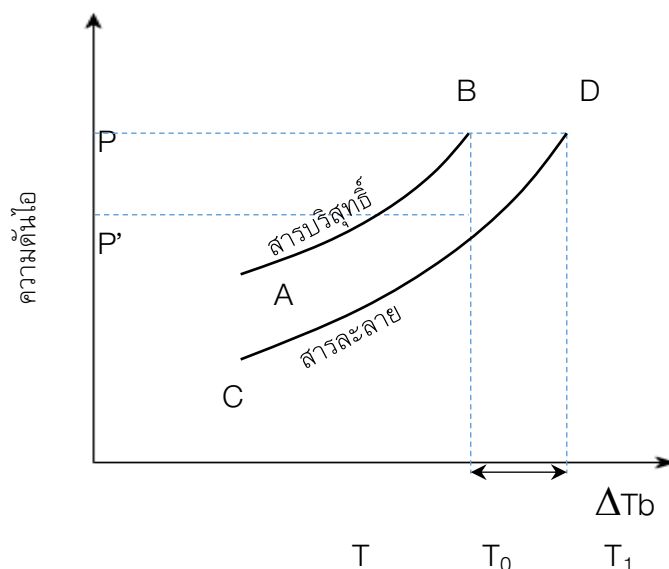
ดังนั้น ความเข้มข้นเท่ากับ 0.25 mol/L

### สมบัติคอลลิเกทีฟ

สมบัติคอลลิเกทีฟ (colligative properties) คือสมบัติทางกายภาพของสารละลายที่เปลี่ยนแปลงไปจากตัวทำละลายบริสุทธิ์ ซึ่งขึ้นอยู่กับความเข้มข้นของสารละลาย ได้แก่ การเพิ่มขึ้นของอุณหภูมิจุดเดือด (boiling point elevation) การลดลงของอุณหภูมิจุดเยือกแข็ง (freezing point depression) การลดลงของความดันไอ (vapor pressure depression) ความร้อนแฝงของการเป็นไอ (latent heat of vaporization) และความดันออสโมติก (osmotic pressure) โดยสมบัติคอลลิเกทีฟของสารละลายจะขึ้นกับปริมาณของตัวถูกละลายที่มีอยู่ในสารละลายเท่านั้น จะไม่ขึ้นอยู่กับชนิด ขนาดหรือธรรมชาติของตัวถูกละลาย สมบัติคอลลิเกทีฟของสารละลายมีพื้นฐานจากความดันไอที่แตกต่างกันระหว่างสารละลายและตัวทำละลายบริสุทธิ์

#### 1) การลดลงของความดันไอ

สารละลายมีความดันไอน้อยกว่าตัวทำละลายบริสุทธิ์ เนื่องจากเมื่อมีตัวถูกละลายที่ไม่ระเหยผสมอยู่ในสารละลาย จะทำให้ความดันไอของสารละลายลดต่ำกว่าความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์ เนื่องจากจำนวนโมเลกุลของตัวทำละลายที่บริเวณผิวหน้า ของสารละลายลดน้อยกว่าเดิมจากที่เคยเป็นตัวทำละลายบริสุทธิ์ เพราะมีโมเลกุลของตัวถูกละลายปนอยู่ เมื่อจำนวนโมเลกุลของตัวทำละลายที่บริเวณผิวหน้าลดลง การที่โมเลกุลหนึ่งๆ ของตัวทำละลายจะสามารถเกิดกระบวนการเปลี่ยนแปลงจากของเหลวกลายเป็นไอได้จะต้องเอาชนะแรงดึงดูดระหว่างตัวทำละลายอื่นๆ และแรงดึงดูดระหว่างตัวถูกละลายที่ล้อมรอบอยู่ สิ่งที่เกิดขึ้นคือ โมเลกุลของตัวทำละลายระเหยได้น้อยลง ส่งผลให้ความดันไอของสารละลายมีค่าน้อยกว่าความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์ ดังภาพที่ 5.57



ภาพที่ 5.57 ความดันไอของสารบริสุทธิ์และสารละลาย

ในปี ค.ศ.1881 ราอูลต์ (François-Marie Raoult) นักเคมีชาวฝรั่งเศสเสนอกฎทางอุณหพลศาสตร์ (thermodynamics) ที่เรียกว่า กฎของราอูลต์ (Raoult's law) กล่าวคือ “ความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์จะสูงกว่าสารละลาย” กฎของราอูลต์ใช้แสดงความสัมพันธ์ระหว่างความดันไอย่อยของตัวทำละลาย ( $P_A$ ) ซึ่งจะลดลงจากความดันไอของตัวทำละลายบริสุทธิ์ ( $P_A^0$ ) เมื่อมีตัวถูกละลายในระบบสารละลายนั้นเพิ่มมากขึ้น

โดยความสัมพันธ์จะขึ้นกับเศษส่วนโมล (mol fraction) ของตัวทำละลาย ( $X_A$ ) ความสัมพันธ์จะเป็นไปตามกฎของราอูลต์ต่อเมื่อสารละลายในอุดมคติ (ideal solution) เท่านั้น คือกระบวนการละลายไม่มีการดูดหรือคายความร้อน สมการของกฎของราอูลต์ เขียนได้เป็น

$$P_A = X_A P_A^0 \quad \text{.....(5.73)}$$

เมื่อ  $P_A$  = ความดันไอย่อยของตัวทำละลายเมื่อเป็นสารละลาย

$P_A^0$  = ความดันไอย่อยของตัวทำละลายบริสุทธิ์

$X_A$  = เศษส่วนโมลของตัวทำละลาย

เช่น ความดันไอของน้ำที่  $20^\circ\text{C}$  เท่ากับ 17.5 ทอร์ ณ อุณหภูมิคงที่ เมื่อเติมกลูโคสลงไปทำให้เศษส่วนโมลของน้ำ ( $X_{\text{water}}$ ) เท่ากับ 0.800 และกลูโคส ( $X_{\text{glucose}}$ ) เท่ากับ 0.200 จากสมการ (5.73) ความดันไอย่อยของน้ำ คือ

$$P_{\text{water}} = (0.800)(17.5 \text{ torr}) = 14.0 \text{ torr}$$

หมายความว่าความดันไอย่อยของน้ำเมื่อเป็นสารละลายจะลดลงจาก 17.5 ทอร์ เหลือ 14.0 ทอร์

ตัวอย่าง 5.29 กลีเซอริน ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ ) เป็นสารละลายที่ไม่ระเหยมีความหนาแน่น  $1.26 \text{ g/cm}^3$  ที่  $25^\circ\text{C}$  คำนวณความดันไอของสารละลายเมื่อเติมกลีเซอรินปริมาตร 50.0 mL ลงในน้ำ 500 mL (กำหนดความดันไอของน้ำที่  $25^\circ\text{C}$  เท่ากับ 23.8 ทอร์ และความหนาแน่นของน้ำเท่ากับ  $1.0 \text{ g/cm}^3$ )

วิธีคิด คำนวณโมลของ  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$

$$\text{molC}_3\text{H}_8\text{O}_3 = (50.0 \text{ mL C}_3\text{H}_8\text{O}_3) \left( \frac{1.26 \text{ gC}_3\text{H}_8\text{O}_3}{1 \text{ mL C}_3\text{H}_8\text{O}_3} \right) \left( \frac{1 \text{ molC}_3\text{H}_8\text{O}_3}{92.0 \text{ gC}_3\text{H}_8\text{O}_3} \right) = 0.684 \text{ mol}$$

คำนวณโมลของ  $\text{H}_2\text{O}$

$$\text{molH}_2\text{O} = (500 \text{ mL H}_2\text{O}) \left( \frac{1.0 \text{ gH}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} \right) \left( \frac{1 \text{ molH}_2\text{O}}{18.0 \text{ gH}_2\text{O}} \right) = 27.8 \text{ mol}$$

ดังนั้น เศษส่วนโมลของน้ำคือ

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{molH}_2\text{O}}{\text{molH}_2\text{O} + \text{molC}_3\text{H}_8\text{O}_3} = \frac{27.8}{27.8+0.684} = 0.976$$

จากสมการของกฎของราอูลต์ (5.73)

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = X_{\text{H}_2\text{O}} P_{\text{H}_2\text{O}}^0$$

$$= (0.976)(23.8 \text{ torr}) = 23.2 \text{ torr}$$

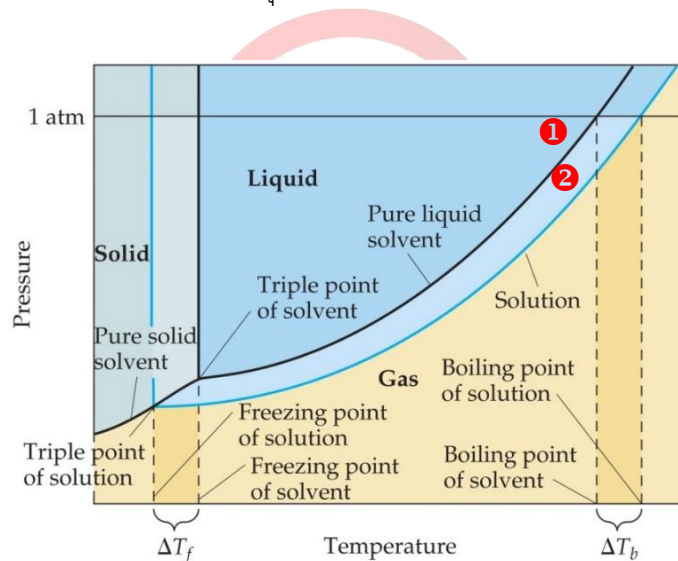
ดังนั้น ความดันไอของน้ำของสารละลายจะลดลงจาก 23.8 ทอร์ เป็น 23.2 ทอร์ แสดงว่าเมื่อเกิดเป็นสารละลายความดันไอลดลงไป 0.6 ทอร์

## 2) การเพิ่มขึ้นของอุณหภูมิจุดเดือดและการลดลงของอุณหภูมิจุดเยือกแข็ง

สมบัติของตัวทำละลายบริสุทธิ์ ณ ที่สภาวะหนึ่งๆ จะมีสมบัติจุดเดือดและจุดเยือกแข็งที่แน่นอน แต่เมื่อมีตัวถูกละลายที่ไม่ระเหยผสมอยู่ในสารละลาย โดยเฉพาะที่ความเข้มข้นต่ำๆ จะทำให้เกิดการลดต่ำลงของจุดเยือกแข็ง และการเพิ่มสูงขึ้นของจุดเดือดของสารละลาย การเปลี่ยนแปลงจุดเยือกแข็งและจุดเดือดของสารละลายเทียบกับตัวทำละลายสารบริสุทธิ์ ดังภาพที่ 5.58 โดยใช้แผนผังวัฏภาค เส้นสีดำ (1) แสดงวัฏภาคของสารบริสุทธิ์ และเส้นสีฟ้า (2) แสดงวัฏภาคของสารละลาย สรุปอุณหภูมิจุดเดือดและการลดลงของอุณหภูมิจุดเยือกแข็งได้ คือ

จุดเดือดของสารละลายจะสูงกว่าจุดเดือดปกติของตัวทำละลายบริสุทธิ์

จุดเยือกแข็งของสารละลายจะต่ำกว่าจุดเยือกแข็งปกติของตัวทำละลายบริสุทธิ์



ภาพที่ 5.58 วัฏภาคแสดงการเปลี่ยนแปลงของจุดเยือกแข็งและจุดเดือดของสารบริสุทธิ์และสารละลาย  
ที่มา: Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p549

การศึกษาสมบัติคอลลิเกทีฟของสารละลายนิยมใช้ความเข้มข้นในหน่วย โมลล (m) ซึ่งเป็นการบอกจำนวนโมลของตัวถูกละลายในตัวทำละลาย 1 กิโลกรัม จากกราฟภาพที่ 5.58 ถ้าให้  $\Delta T_b$  คือ อุณหภูมิจุดเดือดที่เพิ่มสูงขึ้น เมื่อเปรียบเทียบระหว่างสารละลายและตัวทำละลายบริสุทธิ์ ซึ่งพบว่า  $\Delta T_b$  เป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารละลาย

$$\Delta T_b = K_b m \quad \dots(5.74)$$



เมื่อ  $\Delta T_b =$  ผลต่างของอุณหภูมิจุดเดือดของสารละลายกับตัวทำละลายบริสุทธิ์ ( $T_b^0 - T_b$ )

$m =$  ความเข้มข้นของสารละลาย (โมลล)

$K_b =$  ค่าคงที่โมลลของการเพิ่มขึ้นของจุดเดือด

ถ้าให้  $\Delta T_f$  คืออุณหภูมิที่จุดเยือกแข็งที่ลดต่ำลง เมื่อเปรียบเทียบระหว่างสารละลายและตัวทำละลายบริสุทธิ์ ซึ่งพบว่า  $\Delta T_f$  เป็นสัดส่วนโดยตรงกับความเข้มข้นของสารละลาย

$$\Delta T_f = K_f m \quad \dots(5.75)$$

เมื่อ  $\Delta T_f =$  ผลต่างของอุณหภูมิที่จุดเยือกแข็งของสารละลายกับสารบริสุทธิ์ ( $T_f^0 - T_f$ )

$K_f =$  ค่าคงที่โมลลของการลดลงของจุดเยือกแข็ง

$\Delta T_b$  และ  $\Delta T_f$  ขึ้นอยู่กับจำนวนอนุภาคของตัวถูกละลายที่อยู่ในสารละลายและชนิดของตัวทำละลายเท่านั้น โดยไม่ขึ้นกับชนิดของตัวถูกละลาย นั่นคือ ปริมาณของตัวถูกละลายจะมีผลทำให้จุดเดือดของสารละลายสูงขึ้น และจุดเยือกแข็งจะลดลง ซึ่งขึ้นอยู่กับว่าจะมีปริมาณของตัวถูกละลายมากหรือน้อยหรือกล่าวง่าย ๆ คือ จุดเดือดและจุดเยือกแข็งจะแปรผันตรงกับโมลลของสารละลาย ถ้ามีปริมาณตัวถูกละลายอยู่น้อย จุดเดือดของสารละลายจะเพิ่มสูงขึ้นเล็กน้อยและจุดเยือกแข็งลดต่ำลงเล็กน้อย ในทางกลับกัน ถ้ามีปริมาณตัวถูกละลายอยู่มาก จุดเดือดของสารละลายจะสูงขึ้นและจุดเยือกแข็งจะต่ำลงมาก

ค่า  $K_b$  และ  $K_f$  เป็นค่าคงที่เฉพาะสำหรับตัวทำละลายแต่ละชนิด ซึ่งจะมีค่าแตกต่างกันไปตามชนิดของตัวทำละลาย ที่ความดัน 1 atm

ตารางที่ 5.13 ค่าคงที่โมลลของจุดเดือดที่เพิ่มสูงขึ้นและจุดเยือกแข็งที่ลดต่ำลงของตัวทำละลายสามัญ

ตัวทำละลาย	จุดเดือดปกติ (°C)	$K_b$ (°C/m)	จุดเยือกแข็งปกติ (°C)	$K_f$ (°C/m)
น้ำ (H <sub>2</sub> O)	100.0	0.51	0.0	1.86
เบนซีน (C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> )	80.1	2.53	5.5	5.12
เอทานอล (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH)	78.4	1.22	-114.6	1.99
คาร์บอนเตตระคลอไรด์ (CCl <sub>4</sub> )	76.8	5.02	-22.3	29.8
โคโรฟอรัม (CHCl <sub>3</sub> )	61.2	3.63	-63.5	4.68

ที่มา: Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p549

### คอลลอยด์

คอลลอยด์ (colloids) คือสถานะสารที่เกิดจากการฟุ้งกระจายของอนุภาค (โมเลกุล หรือไอออน) ซึ่งอาจอยู่ในสถานะแก๊ส ของเหลว หรือของแข็งในตัวกลางที่เป็นของเหลวหรือแก๊ส ในทำนองเดียวกับสารละลาย

สถานะคอลลอยด์ (colloidal state) หรือการกระจายอนุภาคแบบคอลลอยด์ (colloidal dispersion) เป็นการกระจายของอนุภาคขนาดเล็กประมาณ 5–1000 nm แขนงลอยอยู่ในตัวกลางในทุกส่วนของสารละลาย อนุภาคแขวนลอยอาจเป็นกลุ่มของโมเลกุลหรือไอออน คอลลอยด์ไม่จัดเป็นสารเนื้อเดียวหรือสารเนื้อผสมอย่างแท้จริง เพราะลักษณะขององค์ประกอบของคอลลอยด์บางชนิดสามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่าอย่างชัดเจน เช่น นม เบียร์ และเม็ดเลือด แต่บางชนิดไม่สามารถมองเห็นได้ด้วยตาเปล่าหรือกล้องจุลทรรศน์ธรรมดา

### 1) ประเภทของคอลลอยด์

สถานะคอลลอยด์อาจเป็นได้ทั้งของแข็ง ของเหลวและแก๊สที่มีการกระจายตัวอยู่ในตัวกลางที่อาจเป็นของแข็ง ของเหลวหรือแก๊สก็ได้ แต่คอลลอยด์ในระบบแก๊สกระจายตัวในตัวกลางที่เป็นแก๊ส เพราะแก๊สกระจายตัวเป็นเนื้อเดียวกันตามสมบัติของแก๊ส ดังนั้นคอลลอยด์จึงสามารถแบ่งตามสถานะของตัวกลางและอนุภาค ดังนี้

1.1) โซล (sols) เป็นคอลลอยด์ที่เกิดจากอนุภาคของแข็งฟุ้งกระจายในตัวกลางที่เป็นของเหลว ซึ่งเมื่อตั้งทิ้งไว้นานๆ อนุภาคและตัวกลางจะแยกออกจากกัน คอลลอยด์ประเภทนี้ได้แก่ แมกนีเซียมไฮดรอกไซด์ ( $Mg(OH)_2$ ) ในน้ำ น้ำแป้ง และโปรตีนในน้ำ

1.2) อิมัลชัน (emulsion) เป็นคอลลอยด์ที่เกิดจากอนุภาคที่เป็นของเหลวฟุ้งกระจายในตัวกลางที่เป็นของเหลวเช่น นมสด และครีม นวดนม อิมัลชันส่วนหนึ่งจะไม่ค่อยเสถียรจะต้องมีใส่สารที่เรียกว่า emulsifying agent เพื่อทำให้อิมัลชันเสถียร

1.3) เจล (gel) เป็นคอลลอยด์ที่เกิดจากอนุภาคที่เป็นของแข็งฟุ้งกระจายในตัวกลางที่เป็นของเหลว โดยอนุภาคที่ฟุ้งกระจายนั้น จะสานกันเป็นตาข่ายอย่างต่อเนื่องกับตัวกลาง เช่น วุ้น เจลลี่ และเจลลาติน

1.4) ละอองลอย (aerosol) เป็นคอลลอยด์ที่เกิดจากอนุภาคที่เป็นของแข็งหรือของเหลวฟุ้งกระจายอยู่ในตัวกลางที่เป็นแก๊ส เช่น หมอก และควัน

### ตารางที่ 5.14 ประเภทของคอลลอยด์

สถานะคอลลอยด์	อนุภาคฟุ้งกระจายในตัวกลาง	ตัวกลาง	ชนิดคอลลอยด์	ตัวอย่าง
แก๊ส	แก๊ส	แก๊ส	-	-
แก๊ส	แก๊ส	ของเหลว	ละอองลอย	หมอก (fog)
แก๊ส	แก๊ส	ของแข็ง	ละอองลอย	ควัน (smoke)
ของเหลว	ของเหลว	แก๊ส	โฟม	ครีม (whipped cream)
ของเหลว	ของเหลว	ของเหลว	อิมัลชัน	นม (milk)
ของเหลว	ของเหลว	ของแข็ง	โซล	สี (paint)
ของแข็ง	ของแข็ง	แก๊ส	โฟมของแข็ง	ขนมหวานละลายในปาก (marshmallow)
ของแข็ง	ของแข็ง	ของเหลว	อิมัลชันของแข็ง	เนย (butter)
ของแข็ง	ของแข็ง	ของแข็ง	โซลของแข็ง	แก้ว (ruby glass)

ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry: The Central Science. 2009. p557

## 2) สมบัติของคอลลอยด์

คอลลอยด์มีขนาดของอนุภาคที่อยู่ระหว่างสารแขวนลอยและสารละลาย ดังนั้นสมบัติคอลลอยด์บางประการจึงคล้ายกับสารละลาย ได้แก่

2.1) อนุภาคคอลลอยด์ที่ฟุ้งกระจายไปในตัวกลางที่มีทิศทางการเคลื่อนที่ไม่แน่นอน เมื่ออนุภาคของคอลลอยด์เคลื่อนที่มาชนกัน จะกระจัดกระจายไปทั่วตัวกลาง จึงมีผลทำให้คอลลอยด์ไม่ตกตะกอน ลักษณะการเคลื่อนที่แบบนี้เรียกว่า การเคลื่อนที่แบบบราวน์เนียน (Brownian motion)

2.2) ถ้าส่องแสงเข้าไปยังคอลลอยด์จะสามารถมองเห็นลำแสงในคอลลอยด์ได้ เรียกว่าปรากฏการณ์ทินดอลล์ (tyndoll effect) ทั้งนี้เพราะอนุภาคคอลลอยด์มีขนาดใหญ่พอที่ลำแสงสามารถตกกระทบแล้วเกิดการกระเจิงของแสง (scattering) ได้ ส่วนสารละลาย ขนาดของตัวถูกละลายจะเล็กมากจนแสงสามารถรอดผ่านไปได้ ปรากฏการณ์ทินดอลล์ พบโดย ทินดอลล์ (John Tyndall) นักวิทยาศาสตร์ชาวไอร์แลนด์ ตัวอย่างปรากฏการณ์ทินดอลล์ที่เกิดขึ้นในธรรมชาติ เช่นเมื่อนายไฟเข้าไปในหมอกหรือกลุ่มควัน จะเห็นลำแสงในหมอกหรือกลุ่มควัน ทั้งหมอกและกลุ่มควันเป็นคอลลอยด์ ที่มีการแขวนลอยของหยดเล็กๆ ของหยดน้ำและอนุภาคของควันในอากาศ หรือปรากฏการณ์รุ้งกินน้ำ ที่เกิดจากโมเลกุลของละอองน้ำเกิดการกระเจิงกับแสงอาทิตย์ หลังจากที่ถูกฝนตก หรือ การกระเจิงของฝุ่น (dust) ในอากาศกับแสงอาทิตย์

2.3) อนุภาคคอลลอยด์บางชนิดมีประจุไฟฟ้าที่ผิวของอนุภาค เมื่อนำไปละลายในตัวทำละลายในตัวกลางที่มีอนุภาคไฟฟ้าตรงกันข้ามจึงเกิดแรงดึงดูดต่อกัน มีผลทำให้อนุภาคฟุ้งกระจายอยู่ในตัวกลางได้

### แบบฝึกหัด

- อธิบายความหมายของแผนผังวิภาค (phase diagram)
- เมื่อสารละลายเนฟทาลีน ( $C_{10}H_8$ ) 10.6 กรัมในเบนซีน ( $C_6H_6$ ) 80.0 กรัม จะได้สารละลายที่มีความเข้มข้นร้อยละเท่าใดโดยน้ำหนัก
- สารละลายผสมระหว่างเมทานอล ( $CH_3OH$ ) 36.3 กรัม กับโพรพานอล ( $C_3H_7OH$ ) 54.8 กรัม จงคำนวณเศษส่วนโมลขององค์ประกอบทั้งสองในสารละลาย
- ถ้าต้องการเตรียมสารละลายต่างทับทิม ( $KMnO_4$ ) เข้มข้น 2.5 mol/L จำนวน 100 mL จะต้องใช้  $KMnO_4$  จำนวนกี่กรัม (กำหนดมวลโมเลกุลของ  $KMnO_4 = 158 \text{ g/mol}$ )
- จงคำนวณความเข้มข้นของกรดไนตริก ( $HNO_3$ ) ในขวด ที่ฉลากระบุข้างขวดดังนี้ มวลโมเลกุลเท่ากับ 63.01 g/mol ความถ่วงจำเพาะ (d) เท่ากับ 1.420 และร้อยละโดยน้ำหนักเท่ากับ 70% (w/w)
- คำนวณความเข้มข้นเป็นโมลาร์ของกรด  $H_2SO_4$  โดยฉลากข้างขวดระบุร้อยละโดยน้ำหนักเท่ากับ 96%(w/w) ความหนาแน่น 1.787 g/mL และมวลโมเลกุล = 98 g/mol
- จงยกตัวอย่างของสมบัติที่จัดว่าเป็นสมบัติคอลลิเกทีฟของสารละลายมา 4 สมบัติ