

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 3

หน่วยเรียนที่ 2 ปริมาณสัมพันธ์
บทเรียนที่ 2.1 พื้นฐานปริมาณสัมพันธ์

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจพื้นฐานปริมาณสัมพันธ์

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายอะตอม โมเลกุลไอออน และสูตรเคมี
2. อธิบายมวลอะตอม มวลโมเลกุล และน้ำหนักสูตร
3. คำนวณเกี่ยวกับโมล

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

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 2 ปริมาณสัมพันธ์

บทเรียนที่ 2.1 พื้นฐานปริมาณสัมพันธ์

ปฏิกิริยาเคมีเป็นการเปลี่ยนแปลงจากสารตั้งต้น (reactant) เปลี่ยนเป็นสารผลิตภัณฑ์ (product) ดังนั้น สารตั้งต้นจึงมีความสัมพันธ์โดยตรงกับสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น ความสัมพันธ์ดังกล่าวจะบอกให้ทราบถึงปริมาณที่เปลี่ยนแปลงไปของสารตั้งต้นและปริมาณที่เกิดขึ้นใหม่ของสารผลิตภัณฑ์ได้ นอกจากนี้ยังรวมถึงพลังงานที่เปลี่ยนแปลงในการเกิดปฏิกิริยาเคมี

ในปี ค.ศ. 1792 ริชชท์เทอร์ (Jeremias Benjamin Richter) นักเคมีชาวเยอรมันได้เสนอคำว่า ปริมาณสัมพันธ์ (stoichiometry) โดยให้ความหมายว่าเป็น “ศิลปะของการวัดทางเคมี” (art of chemical measurement) คำว่า stoichiometry เป็นคำผสมจากภาษากรีกคือ stoicheion แปลว่า “ธาตุ” และ metron แปลว่า “การวัด” ดังนั้น ปริมาณสัมพันธ์จึงมีความหมายคือ การศึกษาและการวัดปริมาณของสาร โดยอาศัยความสัมพันธ์ของสารต่างๆ ที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาเคมี

2.1.1 อะตอม โมเลกุล ไอออน และสูตรเคมี

อะตอม

อะตอม (atom) คืออนุภาคที่เล็กที่สุดของธาตุที่ยังคงรักษาสสมบัติของธาตุนั้นๆ ไว้ได้ อนุภาคมูลฐานของอะตอมมีนิวเคลียสเป็นแกนกลางและอิเล็กตรอนห่อหุ้มอะตอม นิวเคลียสประกอบด้วยอนุภาคโปรตอนและนิวตรอนอยู่รวมกันด้วยแรงยึดเหนี่ยวทางนิวเคลียร์ ส่วนอิเล็กตรอนโคจรรอบๆ นิวเคลียสเป็นส่วนที่กำหนดขอบเขตและขนาดของอะตอม โดยทั่วไปอะตอมของธาตุส่วนใหญ่จะไม่อยู่เป็นอิสระอะตอมเดี่ยว แต่จะรวมกับอะตอมชนิดเดียวกันหรืออะตอมต่างชนิดกันด้วยสัดส่วนที่เหมาะสมโดยยึดเหนี่ยวกันเป็นโมเลกุล

สัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ เช่น $^{12}_6\text{C}$ และ $^{16}_8\text{O}$ จะระบุถึงเลขอะตอม (atomic number, Z) ซึ่งคือจำนวนโปรตอนในนิวเคลียส และเลขมวล (mass number, A) หรือเรียกว่ามวลอะตอม (atomic mass) หรือน้ำหนักอะตอม (atomic weight) ซึ่งคือปริมาณรวมของโปรตอนและนิวตรอน

โมเลกุล

โมเลกุล (molecule) คือการรวมตัวของอะตอมอย่างน้อยสองอะตอมด้วยแรงดึงดูดทางเคมี โดยทั่วไปโมเลกุลอาจเป็นการรวมตัวของอะตอมของธาตุนั้นๆ เดียวกัน หรืออะตอมของธาตุต่างชนิดกันมารวมกันด้วยอัตราส่วนที่แน่นอนตามกฎสัดส่วนคงตัว โมเลกุลแบ่งออกเป็น 3 ประเภทตามการรวมตัวกันของอะตอม ดังนี้

1) โมเลกุลอะตอมเดี่ยว (monoatomic molecule) หมายถึง สารประกอบที่ 1 โมเลกุลประกอบด้วย 1 อะตอมเท่านั้น ซึ่งมีแต่แก๊สมีสกุล (noble gas) เท่านั้น เช่น He, Ne, Ar, Kr, Xe และ Rn

2) โมเลกุลอะตอมคู่ (diatomic molecule) หมายถึง โมเลกุลที่ประกอบด้วยสองอะตอม โมเลกุลอะตอมคู่แบ่งออกได้ 2 ชนิดคือ

2.1) โมเลกุลแบบโฮโมนิวเคลียร์ (homonuclear molecule) เป็นโมเลกุลอะตอมคู่ที่ทั้งสองอะตอมเป็นอะตอมของธาตุนั้นๆ เดียวกัน เช่น H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 และ Br_2

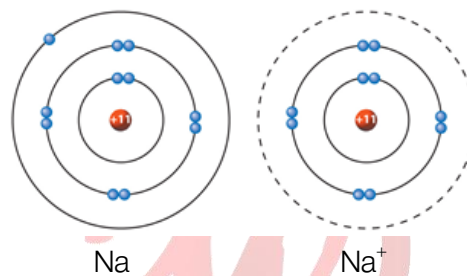
2.2) โมเลกุลแบบเฮเทอโรนิวเคลียร์ (heteronuclear molecule) เป็นโมเลกุลอะตอมคู่ที่ทั้งสองอะตอมเป็นอะตอมของธาตุต่างชนิดกัน เช่น HCl, HBr, HF และ CO

3) โมเลกุลหลายอะตอม (polyatomic molecule) หมายถึงโมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมตั้งแต่ 3 อะตอมขึ้นไป ซึ่งอาจเป็นอะตอมชนิดเดียวกันหรือต่างชนิดกัน เช่น O₃, H₂O, CH₄, CO₂ และ C₆H₁₂O₆

ไอออน

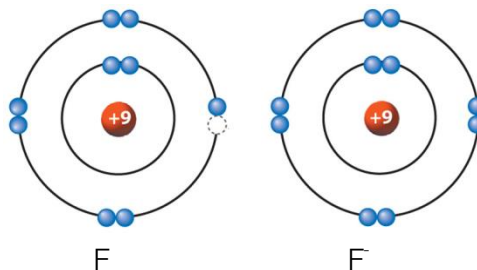
ไอออน (ion) คืออะตอมหรือกลุ่มของอะตอมที่มีประจุ ที่เกิดจากการเคลื่อนย้ายอิเล็กตรอน (electron transfer) โดยการให้ (electron donor) หรือการรับอิเล็กตรอน (electron acceptor) แบ่งไอออนเป็น 2 ชนิด คือ

1) ไอออนบวก (cation) เกิดจากอะตอมสูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนไป ทำให้จำนวนอิเล็กตรอนที่เหลืออยู่มีจำนวนน้อยกว่าจำนวนโปรตอน อะตอมจึงแสดงอำนาจไฟฟ้าบวกตามจำนวนของโปรตอนที่มากกว่า เช่น อะตอมโซเดียม (Na) เมื่อถูกดึงอิเล็กตรอนออกจากระดับพลังงานสุดท้าย 1 อิเล็กตรอนทำให้เกิดเป็นโซเดียมไอออน (Na⁺) ดังภาพที่ 2.1



ภาพที่ 2.1 เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมโซเดียมและโซเดียมไอออน

2) ไอออนลบ (anion) เกิดจากอะตอมรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่ม ทำให้มีจำนวนอิเล็กตรอนมากกว่าจำนวนโปรตอน อะตอมจึงแสดงอำนาจไฟฟ้านลบตามจำนวนของอิเล็กตรอนที่มีมากกว่า เช่น อะตอมฟลูออรีน (F) รับอิเล็กตรอนเข้ามา 1 อิเล็กตรอนทำให้เกิดเป็นฟลูออไรด์ไอออน (F⁻) ดังภาพที่ 2.2



ภาพที่ 2.2 เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมฟลูออรีนและฟลูออไรด์ไอออน

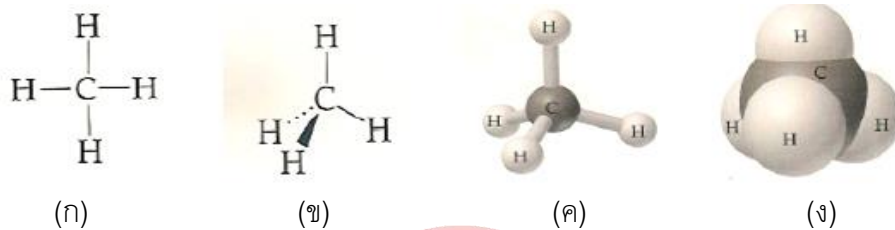
สูตรเคมี

สูตรเคมี (chemical formula) เป็นสัญลักษณ์แสดงองค์ประกอบของสารนั้น ๆ โดยจะระบุชนิดและจำนวนอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบเป็นตัวเลขที่อยู่มุมล่างด้านขวาไว้ที่ท้ายสัญลักษณ์ของธาตุที่เป็นองค์ประกอบนั้น เช่น

สูตรเคมีของน้ำ (H₂O) ประกอบด้วย H 2 อะตอม และ O 1 อะตอม

โมเลกุลประกอบด้วย H 2 อะตอม หรือไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์มีสูตรโมเลกุลเป็น H_2O_2 แสดงว่า 1 โมเลกุลประกอบด้วย H 2 อะตอม และ O 2 อะตอม

3) สูตรแบบโครงสร้าง (structural formula) เป็นสูตรเคมีที่แสดงการเกาะกันของอะตอมต่างๆ ในโมเลกุล สูตรโมเลกุลจะบอกข้อมูลเฉพาะองค์ประกอบของสารเท่านั้น แต่ไม่ได้บอกรูปร่างของโมเลกุล การเขียนสูตรเคมีแบบโครงสร้างจะใช้สัญลักษณ์ธาตุและใช้เครื่องหมายขีด (-) แทนพันธะที่ยึดอะตอมแต่ละคู่ไว้ด้วยกัน สูตรแบบโครงสร้างโดยทั่วไปจะไม่แสดงโครงสร้างของรูปโมเลกุลหรือมุมที่อะตอมจับกันจริง ตัวอย่างโมเลกุล CH_4 ดังภาพที่ 2.3(ก) อย่างไรก็ตาม มีสูตรโครงสร้างที่เขียนเพื่อแสดงให้เห็นรูปทรงของโมเลกุลใน 3 มิติ ดังภาพที่ 2.3(ข) และแบบจำลองโมเลกุลทรงกลมและก้าน (ball-stick model) ดังภาพที่ 2.3(ค) และแบบจำลองสเปซฟิลลิง (ball filling model) ภาพที่ 2.3(ง)



ภาพที่ 2.3 สูตรโครงสร้างเคมีของโมเลกุล CH_4 (ก) สูตรโครงสร้างแบบเส้น (ข) รูปทรงของโมเลกุลใน 3 มิติ และ (ค) แบบจำลองโมเลกุลทรงกลมและก้าน (ง) แบบจำลองสเปซฟิลลิง

2.1.2 มวลอะตอม มวลโมเลกุล และน้ำหนักสูตร

มวลอะตอม

เนื่องจากอะตอมของแต่ละธาตุมีน้ำหนักน้อยมาก เช่นอะตอม H มีน้ำหนักเบาที่สุดคือประมาณ 1.66×10^{-24} กรัม ทำให้ไม่สามารถชั่งน้ำหนักของธาตุหนึ่งอะตอมได้โดยตรง จึงไม่นิยมใช้มวลที่แท้จริง (absolute mass) แต่นิยมใช้มวลเปรียบเทียบ (relative mass) เริ่มแรกดอลตัน (John Dalton) เสนอให้ใช้อะตอม H เป็นธาตุมาตรฐานในการเปรียบเทียบเพื่อหามวลอะตอมของธาตุอื่นๆ เพราะ H เป็นธาตุที่มีน้ำหนักน้อยที่สุด

ในเวลาต่อมาพบว่ามวลอะตอมของธาตุต่างๆ ที่ใช้ H เป็นธาตุมาตรฐานเปรียบเทียบ มีค่าตัวเลขไม่ใกล้เคียงกับจำนวนเต็ม ธาตุบางชนิดต้องหามวลอะตอมโดยวิธีอ้อม เพราะธาตุเหล่านั้นไม่สามารถรวมตัวกับ H ได้โดยตรง

स्ताส (Jean Servais Stas) นักเคมีวิเคราะห์ชาวเบลเยียมได้เสนอให้ O เป็นมาตรฐานในการเปรียบเทียบ ด้วยเหตุผลที่ว่า O มีมากและมีอยู่เป็นอิสระในบรรยากาศ ทั้งยังเป็นธาตุที่ทำปฏิกิริยากับธาตุอื่นได้เกือบทั้งหมด แต่เนื่องจาก O ในธรรมชาติมี 3 ไอโซโทป คือ ^{16}O , ^{17}O และ ^{18}O จึงทำให้เกิดความสับสนในการเปรียบเทียบกันระหว่างนักฟิสิกส์และนักเคมี

ในปี ค.ศ. 1961 เป็นต้นมา นักวิทยาศาสตร์ได้ร่วมตกลงในที่ประชุมนานาชาติให้ใช้ ^{12}C ซึ่งเป็นไอโซโทปที่มีปริมาณมากที่สุดในธรรมชาติเป็นธาตุมาตรฐานในการเปรียบเทียบ

$$\text{มวลอะตอมของธาตุ} = \frac{\text{น้ำหนักของธาตุ 1 อะตอม}}{1/12 (\text{น้ำหนักของ } ^{12}C \text{ 1 อะตอม})}$$

มวลอะตอมจึงเป็นเพียงตัวเลข (ไม่มีหน่วย) ที่บอกให้ทราบว่าธาตุใดๆ 1 อะตอม มีน้ำหนักเป็นกี่เท่าของ $1/12$ เท่าของน้ำหนัก ^{12}C จำนวน 1 อะตอม

เนื่องจากพบว่า $1/12$ เท่าของน้ำหนัก ^{12}C จำนวน 1 อะตอม (1 amu) เท่ากับ 1.66×10^{-24} กรัม

$$\text{มวลอะตอมของธาตุ} = \frac{\text{น้ำหนักของธาตุ 1 อะตอม}}{1.66 \times 10^{-24}}$$

ดังนั้น น้ำหนักของธาตุ 1 อะตอม = มวลอะตอมของธาตุ $\times (1.66 \times 10^{-24})$

มวลอะตอมเฉลี่ย

มวลอะตอมของธาตุที่ปรากฏในตารางธาตุ เช่น มวลอะตอม Na เท่ากับ 23.00 จะเห็นได้ว่ามวลอะตอมของธาตุไม่เป็นเลขจำนวนเต็ม จะเป็นทศนิยม เนื่องจากธาตุในธรรมชาติส่วนมากมีหลายไอโซโทป มวลอะตอมของธาตุจึงเป็นมวลอะตอมเฉลี่ยของไอโซโทปทั้งหมดที่พบในธรรมชาติของธาตุนั้น ธาตุส่วนใหญ่ในธรรมชาติมีหลายไอโซโทปและแต่ละไอโซโทปมีปริมาณมากน้อยต่างกัน (ตารางที่ 2.1)

ปัจจุบันนักวิทยาศาสตร์หามวลอะตอมและปริมาณของไอโซโทปของแต่ละธาตุ โดยใช้เครื่องมือที่เรียกว่า แมสสเปกโตรมิเตอร์ (mass spectrometer) ทำให้ได้ค่าที่แน่นอนและมีความถูกต้องสูง มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุหาได้จากสมการ

$$A = \frac{(\%X_1)(A_{X_1}) + (\%X_2)(A_{X_2}) + (\%X_3)(A_{X_3})}{100} \quad \dots(2.1)$$

เมื่อ A = มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุแต่ละไอโซโทป

$\%X_1$, $\%X_2$ และ $\%X_3$, = ร้อยละของแต่ละไอโซโทปในธรรมชาติของธาตุ X_1 , X_2 และ X_3 ตามลำดับ

A_{X_1} , A_{X_2} และ A_{X_3} = มวลอะตอมของแต่ละไอโซโทปของธาตุ X_1 , X_2 และ X_3 ตามลำดับ

ตัวอย่าง 2.2 มวลอะตอมเฉลี่ยของ C ที่มีในธรรมชาติ 2 ไอโซโทปคือ ^{12}C และ ^{13}C

ไอโซโทป	ปริมาณที่มีในธรรมชาติ (%)	มวลอะตอม
^{12}C	98.89	12.000
^{13}C	1.11	13.003

วิธีคิด

$$\begin{aligned} \text{มวลอะตอมเฉลี่ย} &= \frac{(98.89)(12.00) + (1.11)(13.003)}{100} \\ &= 12.01113 \end{aligned}$$

ตารางที่ 2.1 มวลอะตอมเฉลี่ยและปริมาณไอโซโทปในธรรมชาติ

ธาตุ	ไอโซโทป	มวลอะตอมของ ไอโซโทป	ปริมาณ ไอโซโทป (%)	มวลอะตอมเฉลี่ย (amu)
คาร์บอน	^{12}C	12.000	98.9	12.001
	^{13}C	13.003	1.1	
ออกซิเจน	^{16}O	15.995	99.76	15.999
	^{17}O	16.999	0.04	
	^{18}O	17.999	0.20	
นีออน	^{20}Ne	19.992	90.92	20.183
	^{21}Ne	20.993	0.26	
	^{22}Ne	21.991	8.82	
คลอรีน	^{35}Cl	34.967	75.5	35.453
	^{37}Cl	36.966	24.5	
แมกนีเซียม	^{24}Mg	23.99	78.10	24.31
	^{25}Mg	24.99	10.13	
	^{26}Mg	25.98	11.17	
อาร์กอน	^{36}Ar	35.968	0.337	39.947
	^{38}Ar	37.963	0.063	
	^{40}Ar	39.962	99.600	
โบรอน	^{10}B	10.0130	19.9	10.811
	^{11}B	11.0093	80.1	
ไนโตรเจน	^{14}N	14.003	99.625	14.007
	^{15}N	15.000	0.375	

หมายเหตุ มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุบางชนิด แสดงในตารางที่ 2.1 ปรากฏเป็นเลขทศนิยม ไม่เป็นจำนวนเต็ม แต่เพื่อให้สะดวกในการคำนวณ มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุส่วนใหญ่จะใช้ตัวเลขจำนวนเต็ม ดังนั้นในเอกสารประกอบการสอนฉบับนี้ใช้มวลอะตอมตามตารางธาตุ ในภาคผนวก ข

มวลโมเลกุล

มวลโมเลกุล (molecular mass) หรือน้ำหนักโมเลกุล (molecular weight) คือมวลของธาตุองค์ประกอบของโมเลกุล มวลโมเลกุลของสารหาได้สองวิธี ดังนี้

- 1) ใช้การเปรียบเทียบกับ ^{12}C (เช่นเดียวกับการหามวลอะตอม)

$$\text{มวลโมเลกุลของสาร} = \frac{\text{น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล}}{\frac{1}{12} \text{ น้ำหนักของ } ^{12}\text{C 1 อะตอม}}$$

$$\text{มวลโมเลกุลของสาร} = \frac{\text{น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล}}{1.66 \times 10^{-24}}$$

ดังนั้น น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล = มวลโมเลกุลของสาร $\times (1.66 \times 10^{-24})$

2) จำนวนจากผลบวกของมวลอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบโมเลกุล มวลโมเลกุลของสารใดๆ จะเท่ากับผลบวกของมวลอะตอมคูณด้วยจำนวนอะตอมในสูตรเคมี ในการคำนวณมวลโมเลกุลของสารสามารถทำได้ง่ายโดยใช้มวลอะตอมของธาตุองค์ประกอบมารวมกัน แต่บางครั้งต้องมีความระมัดระวังเนื่องจากในบางโมเลกุลอาจมีน้ำรวมอยู่ด้วย เรียกว่าไฮเดรต เช่น $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ และ $\text{MnSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

ตัวอย่างการคำนวณมวลโมเลกุล (โดยมวลอะตอมจากตารางธาตุ)

$$\text{H}_2\text{O} = (1.00 \times 2) + (16.0 \times 1) = 18.0$$

$$\text{S}_8 = (32.0 \times 8) = 256$$

$$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = (63.5 \times 1) + (32.0 \times 1) + (16.0 \times 4) + (18.0 \times 5) = 249.5$$

$$\text{CH}_3\text{COOH} = (12.0 \times 2) + (1.00 \times 4) + (16.0 \times 2) = 60$$

$$\text{K}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6) = (39.1 \times 3) + (55.8 \times 1) + (12.0 \times 6) + (14.0 \times 6) = 329.1$$

น้ำหนักสูตร

น้ำหนักสูตร (formula weight) หรือมวลสูตร (formula mass) คือตัวเลขที่แสดงว่าอนุภาคตามสูตรเคมี 1 อนุภาค มีน้ำหนักเป็นกี่เท่าของ $1/12$ ของน้ำหนัก ^{12}C จำนวน 1 อะตอม

$$\text{น้ำหนักสูตรของสาร} = \frac{\text{น้ำหนักของสาร 1 อนุภาค}}{1/12 \text{ น้ำหนักของ } ^{12}\text{C} \text{ 1 อะตอม}}$$

ดังนั้น น้ำหนักสูตรจำนวน 1 อนุภาค (ตามสูตร) = น้ำหนักสูตร $\times 1.66 \times 10^{-24}$

เช่น NaCl มีน้ำหนักสูตรเท่ากับ 58.5 หมายความว่า 1 อนุภาคมีน้ำหนักเป็น 58.5 เท่าของ $1/12$ ของน้ำหนักของ ^{12}C จำนวน 1 อะตอม ดังนั้น

$$\text{น้ำหนัก NaCl 1 อนุภาค} = 58.5 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ กรัม}$$

เนื่องจากสารไอออนิกไม่มีสูตรโมเลกุล เพราะอนุภาคประจุบวกและลบเรียงตัวสลับกันทั้งสามมิติ ดังนั้น น้ำหนักสูตรจะเท่ากับผลรวมของมวลอะตอมในสูตรโมเลกุล เช่น

$$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 = (39.1 \times 4) + (55.8 \times 1) + (12.0 \times 6) + (14.0 \times 6) = 368.3$$

องค์ประกอบร้อยละของธาตุ

สูตรเคมีบอกให้ทราบถึงจำนวนอะตอมของแต่ละธาตุที่เป็นองค์ประกอบในโมเลกุลและสารประกอบอย่างแน่นอน การบอกองค์ประกอบของธาตุใดๆ ในโมเลกุลหนึ่งๆ นิยมบอกเป็นองค์ประกอบร้อยละ

มวลอะตอมของ A

$$\text{ร้อยละของธาตุ A ในสารประกอบ} = \frac{\text{มวลอะตอมของ A}}{\text{มวลโมเลกุลของสารประกอบ}} \times 100$$

ตัวอย่าง 2.4 การหาร้อยละโดยน้ำหนักของ N, C, H และ O ในยูเรีย (NH_2CONH_2)

วิธีคิด มวลโมเลกุลของ $\text{NH}_2\text{CONH}_2 = 60.0 \text{ g/mol}$

$$\text{ร้อยละของธาตุ N ใน } \text{NH}_2\text{CONH}_2 = \frac{2 \times 14.0 \text{ gN}}{60.0 \text{ gNH}_2\text{CONH}_2} \times 100 = 46.7\%$$

$$\text{ร้อยละของธาตุ C ใน } \text{NH}_2\text{CONH}_2 = \frac{1 \times 12.0 \text{ gC}}{60.0 \text{ gNH}_2\text{CONH}_2} \times 100 = 20.0\%$$

$$\text{ร้อยละของธาตุ H ใน } \text{NH}_2\text{CONH}_2 = \frac{4 \times 1.00 \text{ gH}}{60.0 \text{ gNH}_2\text{CONH}_2} \times 100 = 6.67\%$$

$$\text{ร้อยละของธาตุ O ใน } \text{NH}_2\text{CONH}_2 = \frac{1 \times 16.0 \text{ gO}}{60.0 \text{ gNH}_2\text{CONH}_2} \times 100 = 26.7\%$$

ตัวอย่าง 2.5 การหาน้ำหนักเป็นร้อยละของ Cu ใน $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ จำนวน 10.0 กรัม

วิธีคิด หามวลโมเลกุลของ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 187.5 \text{ g/mol}$

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 187.5 g มี Cu อยู่ 63.5 g

$$\text{ถ้ามี } \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ 10.0 g มี Cu} = \frac{(63.5 \text{ g/mol})(10.0 \text{ g})}{187.5 \text{ g/mol}} = 3.39 \text{ g}$$

ดังนั้น $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 10.0 g จะมี Cu อยู่ 3.39 g

ร้อยละของ Cu คำนวณได้จาก

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 10.0 g จะมี Cu อยู่ 3.39 g

$$\text{ดังนั้น } \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \text{ 100 g จะมี Cu} = \frac{3.39 \text{ gCu} \times 100}{10.0 \text{ gCu}(\text{NO}_3)_2} = 33.9\%$$

2.1.3 โมล

เนื่องจากอะตอมมีน้ำหนักเบามาก (1 amu เท่ากับ 1.66×10^{-24} กรัม) ซึ่งยากในทางปฏิบัติ ในปี ค.ศ.1896 ออสท์วาลด์ (Friedrich Wilhelm Ostwald) นักเคมีชาวเยอรมัน (ได้รับรางวัลโนเบล สาขาเคมี ในปี ค.ศ.1909) ได้เสนอคำว่า โมล (mole) ซึ่งมีรากศัพท์มาจากภาษาละตินแปลว่า “กอง” เพื่อใช้เป็นหน่วยในการบอกปริมาณสาร โดยให้คำจำกัดความว่า โมล คือ “ปริมาณสารที่มีจำนวนอนุภาคเท่ากับจำนวนอะตอม ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัม” จากคำจำกัดความดังกล่าวถ้ารู้ว่า ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัมมีจำนวนอะตอม ^{12}C เท่าใดแล้ว สารใดๆ ก็ตามที่มีจำนวนอะตอมเท่ากับ ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัม จะมีปริมาณเท่ากับ 1 โมล

เมื่อ ^{12}C 1 อะตอม มีน้ำหนักเท่ากับ $12.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$ กรัม ซึ่งสามารถคำนวณจำนวนอะตอมของ ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัมได้ โดยสมมติให้ ^{12}C หนัก 12.0 กรัม มีจำนวนอะตอมเท่ากับ y อะตอม เมื่อเขียนในรูปอัตราส่วนระหว่างจำนวนอะตอมกับน้ำหนักเป็นกรัม จะได้

$$\frac{\text{C } 1 \text{ atom}}{12.0 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}} = \frac{\text{C } y \text{ atoms}}{12.0 \text{ g}}$$

$$\text{C } y \text{ atoms} = \frac{\text{C } 1 \text{ atom} \times 12.0 \text{ g}}{12.0 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}$$

$$= 6.02 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

ดังนั้น ^{12}C หนัก 12.0 กรัมมีจำนวนอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม

หรือในทำนองเดียวกัน ^{16}O ที่หนักเท่ากับ 16.0 กรัม

$$\text{O } y \text{ atoms} = \frac{\text{O } 1 \text{ atom} \times 16.0 \text{ g}}{16.0 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}$$

$$= 6.02 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

ดังนั้น ^{16}O หนัก 16.0 กรัมมีจำนวนอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม

ดังนั้น แสดงว่า ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัม จะประกอบด้วยอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม หรือ ^{16}O ที่หนัก 16.0 กรัม จะประกอบด้วยอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอมเช่นกัน เมื่อพิจารณาอะตอมของธาตุชนิดอื่นๆ จะมีลักษณะเช่นเดียวกัน

สรุปได้ว่า ธาตุใดๆ ที่มีน้ำหนักเท่ากับมวลอะตอมของธาตุนั้น จะมีจำนวนอะตอมเท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม ดังนั้นจึงได้กำหนดนิยามของโมลที่เกี่ยวข้องกับจำนวนอะตอมคือ

“1 โมลของธาตุใดๆ ประกอบด้วยปริมาณของธาตุนั้นจำนวน 6.02×10^{23} อะตอม”

แต่เพื่อให้ใช้ได้อย่างกว้างขวางกับอนุภาคทั้งหมดของสาร จึงใช้จำนวนอนุภาคแทนจำนวนอะตอม ดังนั้น นิยามของโมลโดยรวมจะให้คำจำกัดความได้เป็น

“สารใดๆ 1 โมลประกอบด้วยปริมาณของสารที่มีจำนวนอนุภาคเท่ากับ 6.02×10^{23} อนุภาค”

ตัวเลข 6.02×10^{23} เรียกว่า “เลขอาโวกาโดร” (Avogadro’s number) เพื่อเป็นเกียรติแก่นักวิทยาศาสตร์ชาวอิตาลีที่ชื่อ อาโวกาโดร (Amedeo Avogadro, ค.ศ. 1776-1856) เลขอาโวกาโดรที่ถูกต้องและยอมรับกันในปัจจุบันคือ 6.0221367×10^{23} แต่อนุโลมให้ใช้ 6.02×10^{23} แทนได้

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักสาร

จากนิยามโมลจะพบว่า สารใดๆ 1 โมลประกอบด้วยปริมาณของสารที่มีจำนวนอนุภาคเท่ากับ 6.02×10^{23} อนุภาค (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) ดังนั้นในการบอกปริมาณของสารเป็นโมลจึงต้องระบุชนิดของอนุภาคด้วย เช่น

ถ้าอนุภาค คือ อะตอม เรียกว่า โมลอะตอม เช่น C 1 โมลอะตอม มีจำนวนอะตอม C เท่ากับ 6.02×10^{23} อะตอม

ถ้าอนุภาค คือ โมเลกุล เรียกว่า โมลโมเลกุล เช่น O_2 1 โมลโมเลกุล มีจำนวนโมเลกุล O_2 เท่ากับ 6.02×10^{23} โมเลกุล

ถ้าอนุภาค คือ ไอออน เรียกว่า โมลไอออน เช่น Ca^{2+} 1 โมลไอออน มีจำนวนไอออน Ca^{2+} เท่ากับ 6.02×10^{23} ไอออน

แต่โดยทั่วไปการบอกหน่วยปริมาณสารเป็นโมล มักไม่ได้บอกถึงชนิดอนุภาคสารนั้น ดังนั้นจำเป็นต้องรู้ว่าสารนั้นเป็นอะตอม โมเลกุล หรือไอออน เช่น ถ้าเป็นสารประกอบหรือโมเลกุลจะหมายถึงโมลโมเลกุล แต่ถ้าเป็นธาตุอิสระจะหมายถึงโมลอะตอม เป็นต้น อย่างไรก็ตาม การเรียกหน่วยปริมาณสารจะเรียก โมล เท่านั้น

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักของอนุภาคสารที่เป็นอะตอม โมเลกุล หรือไอออน แสดงในตารางที่ 2.2, 2.3 และ 2.4 ตามลำดับ ซึ่งพบว่าน้ำหนักของอนุภาคจำนวน 1 โมลจะเท่ากับมวลอะตอม มวลโมเลกุล หรือมวลไอออน แล้วแต่กรณี

ตารางที่ 2.2 น้ำหนักของธาตุจำนวน 1 โมล

ธาตุ	มวลอะตอม	น้ำหนักของธาตุ 1 อะตอม (กรัม)	น้ำหนักของธาตุ จำนวน 1 โมล (กรัม)
Na	23.0	$23.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (23.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 23.0$
He	4.00	$4.00 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (4.00 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 4.00$
N	14.0	$14.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (14.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 14.0$
Fe	55.8	$55.8 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (55.8 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 55.8$
S	32.0	$32.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (32.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 32.0$
P	31.0	$31.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (31.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 31.0$

ตารางที่ 2.3 น้ำหนักของสารประกอบหรือโมเลกุลจำนวน 1 โมล

โมเลกุล	มวลโมเลกุล	น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล (กรัม)	น้ำหนักของโมเลกุลสาร จำนวน 1 โมล (กรัม)
N ₂	28.0	$28.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (28.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 28.0$
CO ₂	44.0	$44.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (44.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 44.0$
SO ₂	64.0	$64.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (64.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 64.0$
H ₂ O	18.0	$18.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (18.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 18.0$
HNO ₃	63.0	$63.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (63.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 63.0$

ตารางที่ 2.4 น้ำหนักของไอออนจำนวน 1 โมล

ไอออน	มวลไอออน	น้ำหนักของไอออน 1 ไอออน (กรัม)	น้ำหนักของไอออน จำนวน 1 โมล (กรัม)
Na ⁺	23.0	$23.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (23.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 23.0$
Fe ³⁺	55.8	$55.8 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (55.8 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 55.8$
F ⁻	19.0	$19.0 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (19.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 19.0$
SO ₄ ²⁻	96.0	$96 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (96.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 96.0$
H ₂ PO ₄ ⁻	97.0	$97 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (97.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 97.0$

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักอนุภาคสาร (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) สรุปได้ดังนี้

1) ธาตุใดๆ จำนวน 1 โมล มีน้ำหนักเป็นกรัมเท่ากับมวลอะตอมของธาตุนั้น เช่น

- ธาตุแมกนีเซียม (Mg) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 24.3 กรัม
- ธาตุออกซิเจน (O) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 16.0 กรัม

2) สารประกอบใดๆ จำนวน 1 โมล มีน้ำหนักเป็นกรัมเท่ากับมวลโมเลกุลของสารประกอบนั้น เช่น

- แก๊สคลอรีน (Cl₂) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 71.0 กรัม
- แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO₂) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ

44.0 กรัม

- น้ำ (H₂O) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) จะมีน้ำหนักเท่ากับ 18.0 กรัม

3) ไอออนใดๆ จำนวน 1 โมล จะมีน้ำหนักเป็นกรัมเท่ากับมวลไอออนของไอออนนั้นๆ เช่น

- ซัลเฟตไอออน (SO₄²⁻) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 96.0 กรัม
- คลอไรด์ไอออน (Cl⁻) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 35.5 กรัม

การคำนวณหาจำนวนโมลของสารใดๆ จากน้ำหนักสาร หาได้โดยใช้สูตรทั่วไปดังนี้

$$n = \frac{g}{MM} \quad \dots(2.2)$$

เมื่อ n = จำนวนโมล (mol)

g = น้ำหนักของสาร (g)

MM = มวลโมลาร์ (g/mol)

ตัวอย่าง 2.6 การคำนวณจำนวนโมลของปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn) น้หนัก 22.5 กรัม

$$\text{mol Zn} = \frac{22.5 \text{ gZn}}{65.4 \text{ g/molZn}} = 0.344 \text{ mol}$$

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl) น้หนัก 10.0 กรัม

$$\text{mol HCl} = \frac{10.0 \text{ gHCl}}{36.5 \text{ g/molHCl}} = 0.274 \text{ mol}$$

ค) ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-}) น้หนัก 40.2 กรัม

$$\text{mol SO}_4^{2-} = \frac{40.2 \text{ gSO}_4^{2-}}{96.0 \text{ g/molSO}_4^{2-}} = 0.42 \text{ mol}$$

ตัวอย่าง 2.7 การคำนวณจำนวนอนุภาคของปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn) น้หนัก 22.5 กรัม

คำนวณจำนวนโมล = 0.344 โมล (จากตัวอย่าง 2.6 ก)

จาก Zn 1 โมล จะมี Zn = 6.02×10^{23} อะตอม

$$\text{ถ้า Zn } 0.344 \text{ โมล จะมี Zn} = \frac{(0.344)(6.02 \times 10^{23})}{1} = 2.07 \times 10^{23} \text{ อะตอม}$$

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl) น้หนัก 10.0 กรัม

คำนวณจำนวนโมล = 0.274 โมล (จากตัวอย่าง 2.6 ข)

จาก HCl 1 โมล จะมี HCl = 6.02×10^{23} โมเลกุล

$$\text{ถ้า HCl } 0.274 \text{ โมล จะมี HCl} = \frac{(0.274)(6.02 \times 10^{23})}{1} = 1.65 \times 10^{23} \text{ โมเลกุล}$$

ค) ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-}) น้หนัก 40.2 กรัม

คำนวณจำนวนโมล = 0.42 โมล (จากตัวอย่าง 2.6 ค)

จาก SO_4^{2-} 1 โมล จะมี SO_4^{2-} = 6.02×10^{23} ไอออน

$$\text{ถ้า } \text{SO}_4^{2-} \text{ } 0.42 \text{ โมล จะมี } \text{SO}_4^{2-} = \frac{(0.42)(6.02 \times 10^{23})}{1} = 2.53 \times 10^{23} \text{ ไอออน}$$

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับปริมาตรของแก๊ส

ความสัมพันธ์ระหว่างโมลกับปริมาตรจะคิดเฉพาะสารที่มีสถานะแก๊สเท่านั้น ปริมาตรของแก๊สจะเปลี่ยนแปลงตามอุณหภูมิและความดัน ดังนั้นเมื่อเปรียบเทียบปริมาตรของแก๊สต่างๆ จึงต้องมีการกำหนดอุณหภูมิและความดันเพื่อเป็นมาตรฐาน นักวิทยาศาสตร์ได้กำหนดอุณหภูมิที่ 0°C และความดัน 1 บรรยากาศ (atm) เป็นสภาวะมาตรฐาน (Standard Temperature and Pressure) เรียกว่า STP

จากสมมติฐานของอวอกาโดรที่ว่า “ภายใต้อุณหภูมิและความดันเดียวกัน แก๊สที่มีจำนวนโมเลกุลเท่ากันจะมีปริมาตรเท่ากัน” ซึ่งจากความสัมพันธ์ของโมลกับจำนวนโมเลกุลที่ว่า “สารประกอบใดๆ จำนวน 1 โมล จะประกอบด้วยจำนวนโมเลกุลของสารนั้นเท่ากับ 6.02×10^{23} โมเลกุล” ดังนั้น ปริมาตรของแก๊สจึงควรจะมีความสัมพันธ์กับจำนวนโมลด้วย นักวิทยาศาสตร์ได้ทดลองหาความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สกับจำนวนโมลของแก๊สที่ STP ได้ผลดังข้อมูลในตารางที่ 2.5

ตารางที่ 2.5 การทดลองหาปริมาตรของแก๊สต่อจำนวนโมลของแก๊สบางชนิดที่ STP

แก๊ส	น้ำหนักของแก๊สที่ใช้ (กรัม/ลิตร)	น้ำหนักของแก๊ส จำนวน 1 โมล (กรัม)	ปริมาตรต่อโมล ของแก๊ส (ลิตร)
O_2	1.43	32.0	22.4
N_2	1.25	28.0	22.4
CO	1.24	28.0	22.5
CO_2	1.97	44.0	22.3
		เฉลี่ย	22.4

จากผลการทดลองสรุปเป็นความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลและปริมาตรของแก๊ส คือ “แก๊สใดๆ จำนวน 1 โมล จะมีปริมาตร 22.4 ลิตร ที่ STP”

ดังนั้น สารใดๆ ในสถานะแก๊ส ไม่ว่าจะโมเลกุลขนาดใหญ่ (มวลโมเลกุลมาก) หรือขนาดเล็ก (มวลโมเลกุลน้อย) เมื่อมีจำนวนเท่ากับ 1 โมล จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP เสมอ เช่น

แก๊ส O_2 1 โมล (มีน้ำหนัก 32.0 กรัม) จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

แก๊ส CO_2 1 โมล (มีน้ำหนัก 44.0 กรัม) จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

ไอน้ำ (H_2O) 1 โมล (มีน้ำหนัก 18.0 กรัม) จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

การคำนวณหาจำนวนโมลของแก๊ส จากปริมาตรของแก๊สที่ STP โดยใช้สมการทั่วไปดังนี้

$$n = \frac{V}{22.4} \quad \dots(2.3)$$

เมื่อ n = จำนวนโมล (mol)

V = ปริมาตรของแก๊สที่ STP (L)

ตัวอย่าง 2.8 การคำนวณจำนวนโมลของแก๊สต่อไปนี้ที่ STP

ก) แก๊ส O_2 100 ลิตร

$$\text{mol } O_2 = \frac{100 \text{ L}}{22.4 \text{ L}} = 4.46 \text{ mol}$$

ดังนั้น แก๊ส O_2 ปริมาตร 100 ลิตร เท่ากับ 4.46 โมล

ข) แก๊ส NO_2 1 ลิตร

$$\text{mol } NO_2 = \frac{1 \text{ L}}{22.4 \text{ L}} = 0.045 \text{ mol}$$

ดังนั้น แก๊ส NO_2 ปริมาตร 1 ลิตร เท่ากับ 0.045 โมล

ตัวอย่าง 2.9 แก๊ส O_2 100 กรัม มีปริมาตรกี่ลิตรที่ STP

วิธีคิด คำนวณจำนวนโมลของ O_2 โดยอาศัยสมการ (2.2) แล้วจึงหาปริมาตรจากจำนวนโมลโดยอาศัยสมการ (2.3)

$$\text{mol } O_2 = \frac{100 \text{ g } O_2}{32.0 \text{ g/mol } O_2} = 3.12 \text{ mol}$$

ดังนั้น แก๊ส O_2 100 g คิดเป็น 3.12 mol

จาก O_2 1 mol มีปริมาตร = 22.4 L ที่ STP

$$\text{ถ้ามี } O_2 \text{ 3.125 mol จะมีปริมาตร} = \frac{(3.125 \text{ mol})(22.4 \text{ L})}{1 \text{ mol}} = 69.9 \text{ L}$$

จากความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก อนุภาคสาร (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) และปริมาตรของแก๊ส สรุปได้ว่า

1 โมลของสารใดๆ จะมีจำนวนอนุภาค เท่ากับ 6.02×10^{23} อนุภาค (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน)

1 โมลของสารใดๆ จะมีน้ำหนัก (เป็นกรัม) เท่ากับ มวลโมลาร์ (มวลอะตอม มวลโมเลกุล หรือมวลไอออน)

1 โมลของแก๊สใดๆ จะมีปริมาตรเท่ากับ 22.4 ลิตร ที่ STP

ตัวอย่างเช่น โมเลกุลของ H_2O 1 โมลในสถานะแก๊ส ที่ STP

$$\text{จำนวนอนุภาค (โมเลกุล) ของ } H_2O = 6.02 \times 10^{23} \text{ โมเลกุล}$$

$$\text{น้ำหนักของ } H_2O = 18.0 \text{ กรัม}$$

$$\text{ปริมาตรของไอน้ำ} = 22.4 \text{ ลิตร}$$

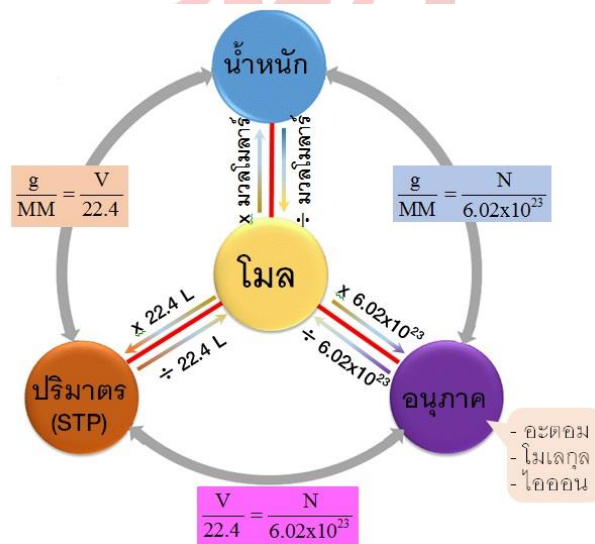
จากความสัมพันธ์ดังกล่าวนี้ จะพบว่า H_2O 6.02×10^{23} โมเลกุล จะหนัก 18.0 กรัม และถ้าวัดปริมาตรของไอน้ำจะได้ 22.4 ลิตร ที่ STP

ตารางที่ 2.6 จำนวนอนุภาค น้ำหนัก และปริมาตรของสารบางชนิดจำนวน 1 โมล

สาร	สถานะ	จำนวนอนุภาค	น้ำหนัก (กรัม)	ปริมาตร (ที่ STP)
O ₂	แก๊ส	6.02×10^{23}	32.0	22.4 L
CO	แก๊ส	6.02×10^{23}	28.0	22.4 L
C ₂ H ₂	แก๊ส	6.02×10^{23}	28.0	22.4 L
CH ₃ OH	ของเหลว	6.02×10^{23}	32.0	-
H ₂ O	ของเหลว	6.02×10^{23}	18.0	-
Hg	ของเหลว	6.02×10^{23}	200.6	-
C ₆ H ₁₂ O ₆	ของแข็ง	6.02×10^{23}	180.0	-
Na	ของแข็ง	6.02×10^{23}	23.0	-
C ₁₀ H ₈	ของแข็ง	6.02×10^{23}	128.0	-

จากตารางที่ 2.6 สรุปได้ว่าสารต่างชนิดกันเมื่อจำนวนโมลเท่ากันจะมีจำนวนอนุภาคเท่ากันและมีปริมาตรในกรณีแก๊ส แต่จะมีน้ำหนักไม่เท่ากัน (ยกเว้นกรณีที่สารเหล่านั้นมีมวลโมเลกุลเท่ากัน เช่น O₂ กับ CH₃OH หรือ CO กับ C₂H₂ จะมีน้ำหนักเท่ากันด้วย)

การคำนวณปริมาณสัมพันธ์ของสารโดยความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส สามารถเขียนเป็นความสัมพันธ์ที่เรียกว่า สามเหลี่ยมโมล (triangle mole) ดังภาพที่ 2.4



ภาพที่ 2.4 สามเหลี่ยมโมลแสดงความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส

แบบฝึกหัด

1. Al 1 อะตอม มีน้ำหนักเท่ากับ $27 \times 1.66 \times 10^{-24}$ กรัม จงหาว่า Al มีมวลอะตอมเท่าไร
2. จงคำนวณหาน้ำหนัก (กรัม) ของ Ag 1 อะตอม
3. H_2SO_4 10.0 กรัม ประกอบด้วย O กี่กรัม
4. จงคำนวณสูตรเอมพิริคัลของสารที่มีองค์ประกอบคือ C 60%, H 13.3% และ O 26.7%
5. ธาตุ Cl ที่พบในธรรมชาติมี 2 ไอโซโทป คือ ^{35}Cl และ ^{37}Cl โดยพบในปริมาณ 75.53% และ 24.47% และมีมวลอะตอม 34.969 และ 36.966 amu ตามลำดับ จงหามวลอะตอมเฉลี่ย
6. Cu มี 2 ไอโซโทป คือ ^{63}Cu และ ^{65}Cu ซึ่งมีมวลอะตอมเท่ากับ 63 และ 65 amu ตามลำดับ จะมี ^{63}Cu และ ^{65}Cu ในธรรมชาติร้อยละเท่าใด ถ้ามวลอะตอมเฉลี่ยของ Cu เท่ากับ 63.546
7. จงหามวลโมเลกุลของสารต่อไปนี้
 - 1) KMnO_4
 - 2) $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - 4) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 - 5) CaCO_3
8. จงคำนวณหาร้อยละโดยน้ำหนักของ Cu จากแร่ทองแดงต่อไปนี้
 - 1) Cu_2O
 - 2) Cu_5FeS_4
 - 3) $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4$
 - 4) CuSO_4
9. จงหาจำนวนโมลของแก๊ส CO_2 หนัก 12.0 กรัม
10. จงหาจำนวนโมลของแก๊ส CH_4 จำนวน 9.03×10^{25} อะตอม
11. Ag_2SO_4 หนัก 31.2 กรัม คิดเป็นกี่โมลและกี่โมเลกุล
12. แก๊ส NH_3 5.6 ลิตร ที่ STP มีจำนวนโมเลกุลเป็นเท่าใด
13. แก๊ส CO_2 หนัก 12.0 กรัม มีปริมาตรกี่ลิตรที่ STP
14. จากปฏิกิริยา $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
 - 1) ถ้าต้องการ H_2SO_4 16.8 กรัมจะต้องให้ SO_2 กี่โมล
 - 2) ถ้าใช้น้ำ 12.5 กรัมจะเกิด HCl กี่โมเลกุล
15. จงแปลความหมายของสมการเคมีเพื่อแสดงความสัมพันธ์ของจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของสารในปฏิกิริยา $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
16. จงบอกชนิดของปฏิกิริยาต่อไปนี้
 - 1) $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow 3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$
 - 2) $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{PbO}(\text{s}) + 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
 - 3) $\text{Zn}(\text{s}) + \text{CuSO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
 - 4) $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - 5) $\text{Mg}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{MgO}(\text{s})$