

2.1 พื้นฐานเกี่ยวกับปริมาณสารสัมพันธ์

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

ในปี ค.ศ. 1792 ริชท์เทอร์ (Jeremias Benjamin Richter) นักเคมีชาวเยอรมันได้เสนอคำว่า ปริมาณสารสัมพันธ์ (stoichiometry) โดยให้ความหมายว่าเป็น “ศิลปะของการวัดทางเคมี” (art of chemical measurement) คำว่า stoichiometry เป็นคำผสมจากภาษากรีกคือ stoicheion แปลว่า “ธาตุ” และ metron แปลว่า “การวัด” ดังนั้น ปริมาณสารสัมพันธ์จึงมีความหมายคือ การศึกษาและการวัดปริมาณของสารโดยอาศัยความสัมพันธ์ของสารต่างๆ 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 โมเลกุลแบ่งตามการรวมตัวกันของอะตอม 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) เป็นโมเลกุลอะตอมคู่ที่ทั้งสองอะตอมเป็นอะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน เช่น H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 และ Br_2

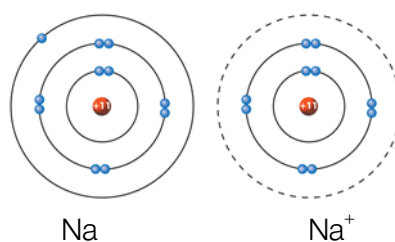
2.2) โมเลกุลแบบเฮเทอโรนิวเคลียร์ (heteronuclear molecule) เป็นโมเลกุลอะตอมคู่ที่ทั้งสองอะตอมเป็นอะตอมของธาตุต่างชนิดกัน เช่น HCl , HBr , HF และ CO

3) โมเลกุลหลายอะตอม (polyatomic molecule) หมายถึงโมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมตั้งแต่ 3 อะตอมขึ้นไป ซึ่งอาจเป็นอะตอมชนิดเดียวกันหรือต่างชนิดกัน เช่น O_3 , H_2O , CH_4 , CO_2 และ $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

ไอออน

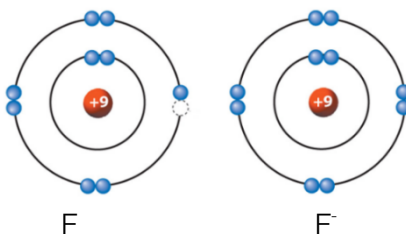
ไอออน (ion) คืออะตอมหรือกลุ่มของอะตอมที่มีประจุซึ่งเกิดจากการเคลื่อนย้ายอิเล็กตรอน (electron transfer) โดยการให้ (electron donor) หรือการรับอิเล็กตรอน (electron acceptor) แบ่งไอออนเป็น 2 ชนิด คือ

1) แคตไอออน (cation) เกิดจากอะตอมสูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนไป ทำให้จำนวนอิเล็กตรอนที่เหลืออยู่มีจำนวนน้อยกว่าจำนวนโปรตอน อะตอมจึงแสดงอำนาจไฟฟ้าประจุบวก (positive charge) ตามจำนวนของโปรตอนที่มากกว่า เช่น อะตอมโซเดียม (Na) เมื่อถูกดึงอิเล็กตรอนออกจากระดับพลังงานสุดท้าย 1 อิเล็กตรอนทำให้เกิดเป็นโซเดียมไอออน (Na^+) ดังภาพที่ 2.1



ภาพที่ 2.1 เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมโซเดียมและโซเดียมไอออน

2) แอนไอออน (anion) เกิดจากอะตอมรับอิเล็กตรอนเข้ามา ทำให้มีจำนวนอิเล็กตรอนมากกว่าจำนวนโปรตอน อะตอมจึงแสดงอำนาจไฟฟ้าประจุลบ (negative charge) ตามจำนวนของอิเล็กตรอนที่มีมากกว่า เช่นอะตอมฟลูออรีน (F) รับอิเล็กตรอนเข้ามา 1 อิเล็กตรอนทำให้เกิดเป็นฟลูออไรด์ไอออน (F^-) ดังภาพที่ 2.2



ภาพที่ 2.2 เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมฟลูออรีนและฟลูออไรด์ไอออน

สูตรเคมี

สูตรเคมี (chemical formula) เป็นสัญลักษณ์แสดงองค์ประกอบของสารนั้นๆ โดยจะระบุชนิดและจำนวนอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบเป็นตัวเลขที่อยู่มุมล่างด้านขวาไว้ที่ท้ายสัญลักษณ์ของธาตุที่เป็นองค์ประกอบนั้น เช่น

สูตรเคมีของน้ำ (H_2O) ประกอบด้วย H 2 อะตอม และ O 1 อะตอม

สูตรเคมีของคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2) ประกอบด้วย C 1 อะตอม และ O 2 อะตอม

สูตรเคมีของมีเทน (CH_4) ประกอบด้วย C 1 อะตอม และ H 4 อะตอม

สูตรเคมีที่ใช้แสดงจำนวนอะตอมของธาตุที่เป็นองค์ประกอบในโมเลกุลหรือสารประกอบ สามารถเขียนได้หลายแบบ ดังนี้

1) สูตรเอมพิริคัล (empirical formula) หรือ สูตรอย่างง่าย เป็นสูตรที่แสดงอัตราส่วนอย่างต่ำของธาตุที่เป็นองค์ประกอบ ถ้ารู้สูตรโมเลกุลจะสามารถเขียนสูตรเอมพิริคัล ได้โดยลดจำนวนตัวเลขลงตามสัดส่วน แต่ในทางตรงกันข้ามจะไม่สามารถเขียนสูตรโมเลกุลได้แม้ว่าจะรู้สูตรเอมพิริคัล เช่น

สูตรโมเลกุลของไฮโดรเจนเปอร์ออกไซด์ คือ H_2O_2 อัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนอะตอม H:O เท่ากับ 1:1 ดังนั้น สูตรเอมพิริคัลจึงเขียนได้เป็น HO

สูตรโมเลกุลกลูโคสคือ $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ อัตราส่วนอย่างต่ำของจำนวนอะตอม C:H:O เท่ากับ 1:2:1 ดังนั้น สูตรเอมพิริคัลจึงเขียนได้เป็น CH_2O

การคำนวณหาสูตรเอมพิริคัลของธาตุองค์ประกอบทำได้โดยเทียบจำนวนโมลของธาตุที่เป็นองค์ประกอบด้วยกัน แล้วทำให้เป็นอัตราส่วนอย่างต่ำ

$$\text{จำนวนโมลของธาตุ A} = \frac{\text{น้ำหนักของธาตุ A}}{\text{มวลอะตอมของธาตุ A}}$$

ตัวอย่าง 2.1 สูตรเอมพิริคัลของสารที่ประกอบด้วย Na 29.1%, S 40.5% และ O 30.4% โดยน้ำหนัก

วิธีคิด จำนวนโมลของ Na = $\frac{29.1}{23.0} = 1.26$

จำนวนโมลของ S = $\frac{40.5}{32.0} = 1.26$

จำนวนโมลของ O = $\frac{30.4}{16.0} = 1.99$

เทียบจำนวนโมลของธาตุที่เป็นองค์ประกอบด้วยกัน Na : S : O
1.26 : 1.26 : 1.99

ทำให้เป็นอัตราส่วนอย่างต่ำ (หารตลอดด้วย 1.26) 1 : 1 : 1.58

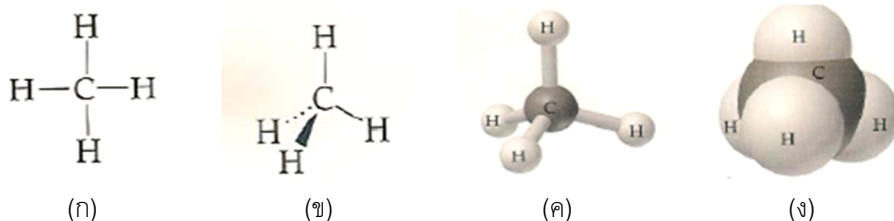
ทำให้เป็นเลขจำนวนเต็ม (คูณ 2 ตลอด) 2 : 2 : 3

อัตราส่วนจำนวนโมลของ Na : S : O เป็น 2 : 2 : 3

ดังนั้น สูตรเอมพิริคัลของสารประกอบนี้คือ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

2) สูตรโมเลกุล (molecular formula) เป็นสูตรเคมีที่แสดงจำนวนอะตอมที่แน่นอนของธาตุองค์ประกอบที่มีอยู่ใน 1 โมเลกุลของสารนั้น เช่น แก๊สไฮโดรเจนมีสูตรโมเลกุลเป็น H_2 แสดงว่าแก๊ส H_2 1 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 ธาตุบางชนิดต้องหามวลอะตอมโดยวิธีอื่น เพราะธาตุเหล่านั้นไม่สามารถรวมตัวกับ H ได้โดยตรง

สตาส (Jean Servais Stas) นักเคมีชาวเบลเยียมได้เสนอใช้ 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

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

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)

ปัจจุบันนักวิทยาศาสตร์หามวลอะตอมและปริมาณของไอโซโทปของแต่ละธาตุโดยใช้เครื่องมือแมสสเปกโตรมิเตอร์ (mass spectrometer) ทำให้ได้ค่าที่แน่นอนและมีความถูกต้องสูง มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุหาได้จากสมการ (2.1)

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

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 จงคำนวณมวลอะตอมเฉลี่ยของคาร์บอน (C) ที่มีในธรรมชาติ 2 ไอโซโทปคือ ^{12}C และ ^{13}C ดังตาราง

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

วิธีคิด

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

ตัวอย่าง 2.3 แก๊ส Ar ประกอบด้วย 3 ไอโซโทปคือ ^{36}Ar , ^{38}Ar และ ^{40}Ar ปริมาณของไอโซโทปมี 0.10%, 0.30% และ 99.6% ตามลำดับ จงหามวลอะตอมเฉลี่ย

วิธีคิด

$$\begin{aligned} \text{มวลอะตอมเฉลี่ย} &= \frac{(0.10\%)(36) + (0.30\%)(38) + (99.6\%)(40)}{100} \\ &= 39.99 \end{aligned}$$

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 มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุบางชนิดที่แสดงในตารางที่ 2.1 ปรากฏเป็นเลขทศนิยม ไม่เป็นจำนวนเต็ม แต่เพื่อให้สะดวกในการคำนวณ มวลอะตอมเฉลี่ยของธาตุบางธาตุนิยมใช้เป็นตัวเลขจำนวนเต็ม

มวลโมเลกุล

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

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

$$\begin{aligned} \text{มวลโมเลกุลของสาร} &= \frac{\text{น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล}}{\frac{1}{12} \text{ น้ำหนักของ } ^{12}\text{C} \text{ 1 อะตอม}} \\ \text{มวลโมเลกุลของสาร} &= \frac{\text{น้ำหนักของสาร 1 โมเลกุล}}{1.66 \times 10^{-24}} \end{aligned}$$

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

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

ตัวอย่างการคำนวณมวลโมเลกุล (โดยมวลอะตอมดูจากตารางธาตุ)

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

2.1.3 โมล

เนื่องจากอะตอมมีน้ำหนักเบามาก (1 amu เท่ากับ $1.66 \times 10^{-24} \text{ กรัม}$) ซึ่งยากในทางปฏิบัติ ในปี ค.ศ.1896 ออสท์วาลด์ (Friedrich Wilhelm Ostwald) นักเคมีชาวเยอรมัน (ได้รับรางวัลโนเบล สาขาเคมี ในปี ค.ศ.1909) ได้เสนอคำว่า โมล (mole) ซึ่งมีรากศัพท์มาจากภาษาละตินแปลว่า “กอง” หน่วยระบบ SI หน่วยโมล (mol) เป็นหน่วยการบอกปริมาณสาร โดยให้คำจำกัดความคือ “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 $12.0 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ กรัม}$ ซึ่งสามารถคำนวณจำนวนอะตอมของ ^{12}C ที่หนัก 12.0 กรัมได้ โดยสมมติให้ ^{12}C หนัก 12.0 กรัม มีจำนวนอะตอมเท่ากับ y อะตอม เมื่อเขียนในรูปอัตราส่วนระหว่างจำนวนอะตอมกับน้ำหนักเป็นกรัม จะได้

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

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

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

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

หรือในทำนองเดียวกัน ^{16}O ที่หนักเท่ากับ 16.0 กรัม

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

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

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 เมื่อพิจารณาอะตอมของธาตุชนิดอื่น ๆ จะมีลักษณะเช่นเดียวกัน

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

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

แต่เพื่อให้ใช้ได้อย่างกว้างขวางกับอนุภาคทั้งหมดของสสาร จึงใช้จำนวนอนุภาคแทนจำนวนอะตอม ดังนั้น นิยามของโมลโดยรวมจะให้คำจำกัดความได้เป็น

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

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

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักสาร

จากนิยามโมลจะพบว่า สารใด ๆ 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 ดังนั้น จำเป็นต้องรู้ว่าสารนั้นเป็นอะตอม โมเลกุล หรือไอออน เช่น ถ้าเป็นสารประกอบหรือโมเลกุลจะหมายถึง โมลโมเลกุล แต่ถ้าเป็นธาตุอิสระจะหมายถึงโมลอะตอม เป็นต้น อย่างไรก็ตาม การเรียกหน่วยปริมาณ สารจะเรียก โมล เท่านั้น

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักของอนุภาคสารที่เป็นอะตอม โมเลกุล หรือไอออน แสดงในตารางที่ 2.2, 2.3 และ 2.4 ตามลำดับ ซึ่งพบว่าน้ำหนักของอนุภาคจำนวน 1 โมลจะเท่ากับมวล อะตอม 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_2O	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_2PO_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 (Cl_2) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 71.0 กรัม
- แก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 44.0 กรัม

- น้ำ (H_2O) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) จะมีน้ำหนักเท่ากับ 18.0 กรัม

3) ไอออนใดๆ จำนวน 1 โมล จะมีน้ำหนักเป็นกรัมเท่ากับมวลไอออนของไอออนนั้นๆ เช่น

- ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-}) 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)

หมายเหตุ มวลโมลาร์ (molar mass) หมายถึง มวลอะตอม กรณีอนุภาคเป็น อะตอม
มวลโมเลกุล กรณีอนุภาคเป็น โมเลกุล
มวลไอออน กรณีอนุภาคเป็น ไอออน

ตัวอย่าง 2.6 จงคำนวณหาจำนวนโมลของปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn)หนัก 22.5 กรัม

$$n \text{ ของ Zn} = \frac{22.5 \text{ g Zn}}{65.4 \text{ g/mol Zn}} = 0.344 \text{ mol}$$

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl)หนัก 10.0 กรัม

$$n \text{ ของ HCl} = \frac{10.0 \text{ g HCl}}{36.5 \text{ g/mol HCl}} = 0.274 \text{ mol}$$

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

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

ตัวอย่าง 2.7 จงคำนวณจำนวนอนุภาคของปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn)หนัก 22.5 กรัม

คำนวณจำนวนโมล = 0.344 โมล (จากตัวอย่าง 2.6 ก)

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

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

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl)หนัก 10.0 กรัม

คำนวณจำนวนโมล = 0.274 โมล (จากตัวอย่าง 2.6 ข)

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

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

ค) ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-})หนัก 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

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

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับปริมาตรของแก๊ส

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

จากสมมติฐานของอาโวกาโดรที่ว่า “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 ไม่ว่าโมเลกุลขนาดใหญ่ (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 การคำนวณหาจำนวนโมลของแก๊สต่อไปนี้อยู่ที่ STP

ก) แก๊ส O_2 100 ลิตร

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

ดังนั้น แก๊ส O_2 ปริมาตร 100 ลิตร เท่ากับ 4.46 โมล

ข) แก๊ส NO_2 1 ลิตร

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

ดังนั้น แก๊ส NO_2 ปริมาตร 1 ลิตร เท่ากับ 0.045 โมล

ตัวอย่าง 2.9 แก๊ส O_2 100 กรัม มีปริมาตรกี่ลิตรที่ STP

วิธีคิด คำนวณหาจำนวนโมลของ O_2 โดยอาศัยสมการ (2.2) แล้วจึงหาปริมาตรจากจำนวนโมลโดยอาศัยสมการ (2.3)

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

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

จำนวนอนุภาค (โมเลกุล) ของ H_2O = 6.02×10^{23} โมเลกุล

น้ำหนักของ H_2O = 18.0 กรัม

ปริมาตรของไอน้ำ = 22.4 ลิตร

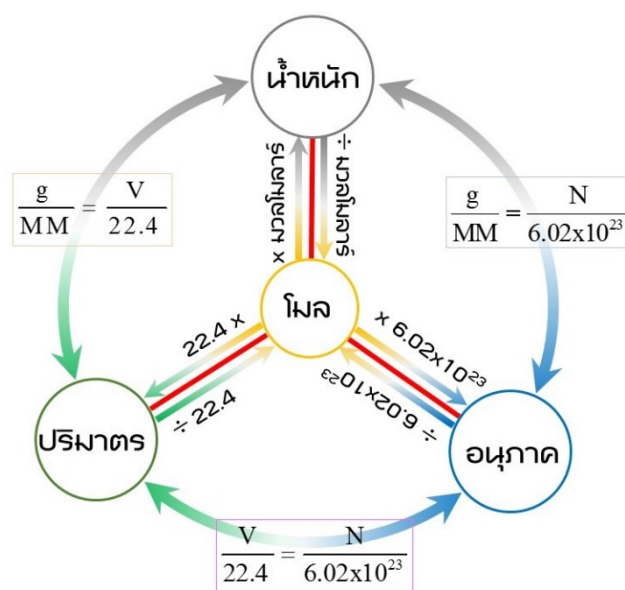
จากความสัมพันธ์ดังกล่าวนี้ จะพบว่า H_2O 6.02×10^{23} โมเลกุล จะหนัก 18.0 กรัม และถ้าวัดปริมาตรของไอน้ำจะได้ 22.4 ลิตร ที่ STP

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_2H_2	แก๊ส	6.02×10^{23}	28.0	22.4 L
CH_3OH	ของเหลว	6.02×10^{23}	32.0	-
H_2O	ของเหลว	6.02×10^{23}	18.0	-
Hg	ของเหลว	6.02×10^{23}	200.6	-
$C_6H_{12}O_6$	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 O_2 กับ CH_3OH หรือ CO กับ C_2H_2 จะมีน้ำหนักเท่ากันด้วย)

การคำนวณปริมาณสัมพันธ์ของสาร ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส สามารถเขียนเป็นความสัมพันธ์ที่เรียกว่า สามเหลี่ยมโมล (triangle mole) ดังภาพที่ 2.4



ภาพที่ 2.4 สามเหลี่ยมโมลแสดงความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส สามารถคำนวณการเปลี่ยนความสัมพันธ์จากความสัมพันธ์หนึ่งไปอีกความสัมพันธ์หนึ่ง ดังตารางที่ 2.7

ตารางที่ 2.7 การเปลี่ยนความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก อนุภาคและปริมาตรของแก๊ส

ความสัมพันธ์	การเปลี่ยนความสัมพันธ์	วิธีการเปลี่ยนความสัมพันธ์
โมลกับน้ำหนัก	โมล $\rightarrow$ น้ำหนัก	โมล $\times$ มวลโมลาร์
	น้ำหนัก $\rightarrow$ โมล	น้ำหนัก $\div$ มวลโมลาร์
โมลกับอนุภาค	โมล $\rightarrow$ อนุภาค	โมล $\times 6.02 \times 10^{23}$
	อนุภาค $\rightarrow$ โมล	อนุภาค $\div 6.02 \times 10^{23}$
โมลกับปริมาตร	โมล $\rightarrow$ ปริมาตร	โมล $\times 22.4$
	ปริมาตร $\rightarrow$ โมล	ปริมาตร $\div 22.4$

จากรูป 2.4 จะเห็นว่าจำนวนโมลเป็นศูนย์กลาง ดังนั้น การคำนวณหาน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส จะต้องคำนวณผ่านจำนวนโมลก่อน เพราะในปฏิกิริยาเคมีจำนวนโมลเป็นสัมประสิทธิ์ที่ใช้ในการเปรียบเทียบอัตราส่วนในการเกิดปฏิกิริยาของทั้งสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ เนื่องจากจำนวนโมลสัมพันธ์กับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส จึงเขียนเป็นสมการได้ดังนี้

$$n = \frac{g \text{ (g)}}{MM \text{ (g/mol)}} = \frac{V \text{ (L)}}{22.4 \text{ (L)}} = \frac{N}{6.02 \times 10^{23}} \quad \text{.....(2.4)}$$

เมื่อ n = จำนวนโมล (mol)

g = น้ำหนักของสาร (g)

MM = มวลโมลาร์ (g/mol)

V = ปริมาตรของแก๊สที่ STP (L)

N = จำนวนอนุภาค (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน)

สมการ (2.4) มีประโยชน์มากในการคำนวณ เพราะช่วยลดเวลาในการเทียบจำนวนโมลของการคำนวณแต่ละขั้น สามารถคำนวณโดยอาศัยความสัมพันธ์เป็นคู่ๆ จากสมการ เช่นถ้าต้องการคำนวณระหว่างโมลกับปริมาตร ให้ใช้ความสัมพันธ์ ① กับ ③ หรือคำนวณระหว่างน้ำหนักกับปริมาตรให้ใช้ความสัมพันธ์ ② กับ ③

$$n = \frac{\overset{\text{①}}{\text{โมล}} \quad \overset{\text{②}}{\text{น้ำหนัก}} \quad \overset{\text{③}}{\text{ปริมาตร}} \quad \overset{\text{④}}{\text{อนุภาค}}}{\text{MM (g/mol)} \quad 22.4 \text{ (L)} \quad 6.02 \times 10^{23}}$$

ตัวอย่าง 2.10 การคำนวณปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn)หนัก 22.5 กรัม มีจำนวนอะตอมเท่าไร

วิธีคิด สมการ (2.4) โดยใช้ความสัมพันธ์ระหว่างน้ำหนัก ② กับอนุภาค ④

$$\begin{aligned} \text{จะได้สมการ} \quad \frac{g}{\text{MM}} &= \frac{N}{6.02 \times 10^{23}} \\ N &= \frac{(22.5 \text{ g})(6.02 \times 10^{23} \text{ atoms})}{65.4 \text{ g/mol}} = 2.07 \times 10^{23} \text{ atoms} \end{aligned}$$

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl)หนัก 10 กรัม มีปริมาตรกี่ลิตร (ที่ STP)

วิธีคิด สมการ (2.4) โดยใช้ความสัมพันธ์ระหว่างน้ำหนัก ② กับปริมาตร ③

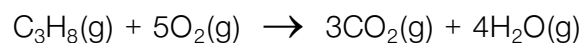
$$\begin{aligned} \text{จะได้สมการ} \quad \frac{g}{\text{MM}} &= \frac{V \text{ (L/mol)}}{22.4 \text{ (L)}} \\ V &= \frac{(10 \text{ g})(22.4 \text{ L/mol})}{36.5 \text{ g/mol}} = 6.14 \text{ L} \end{aligned}$$

ค) ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-}) จำนวน 4.26×10^{25} ไอออน มีน้ำหนักกี่กรัม

วิธีคิด สมการ (2.4) โดยใช้ความสัมพันธ์ระหว่างน้ำหนัก ② กับอนุภาค ④

$$\begin{aligned} \text{จะได้สมการ} \quad \frac{g}{\text{MM}} &= \frac{N}{6.02 \times 10^{23}} \\ g &= \frac{(96 \text{ g})(4.26 \times 10^{25} \text{ ions})}{6.02 \times 10^{23} \text{ ions}} = 6,793.3 \text{ g} \end{aligned}$$

ตัวอย่าง 2.11 จงคำนวณน้ำหนักเป็นกรัมของ O_2 ที่ใช้ทำปฏิกิริยาพอดีกับ C_3H_8 จำนวน 100 กรัม จากปฏิกิริยา



วิธีคิด การคำนวณไม่อาจใช้สมการ (2.4) ได้เหมือนตัวอย่างที่ผ่านมา เนื่องจากโจทย์ถามจำนวนกรัมของ O_2 เมื่อกำหนดจำนวนกรัมของ C_3H_8

ดังนั้น สมการ (2.4) ใช้คำนวณจำนวนโมลของ C_3H_8 ระหว่าง ① กับ ②

$$n = \frac{g}{MM}$$

$$n \text{ ของ } C_3H_8 = \frac{100 \text{ g}}{44.0 \text{ g/mol}} = 2.27 \text{ mol}$$

จากปฏิกิริยาพบว่า C_3H_8 1 mol ทำปฏิกิริยาพอดีกับ O_2 5 mol

ดังนั้นเมื่อมี C_3H_8 2.27 mol จะต้องใช้ O_2 เท่ากับ $(2.27 \text{ mol}) \times 5 = 11.3 \text{ mol}$

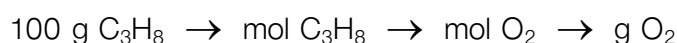
ขั้นตอนต่อไป คือคำนวณจำนวนโมลของ O_2 เป็นน้ำหนัก (กรัม) ของ O_2 โดยใช้ความสัมพันธ์ ① กับ ② (หรือสมการ 2.2)

$$n = \frac{g}{MM}$$

$$g O_2 = n \times MM$$

$$g O_2 = (11.3 \text{ mol})(32.0 \text{ g/mol}) = 361.6 \text{ g}$$

การคำนวณอาจแสดงเป็นความสัมพันธ์ระหว่าง O_2 กับ C_3H_8 ได้ดังนี้



$$g O_2 = 100 \text{ g } C_3H_8 \times \left(\frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44.0 \text{ g } C_3H_8} \right) \left(\frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} \right) \left(\frac{32.0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \right) = 361.6 \text{ g}$$

การคำนวณปริมาณสัมพันธ์

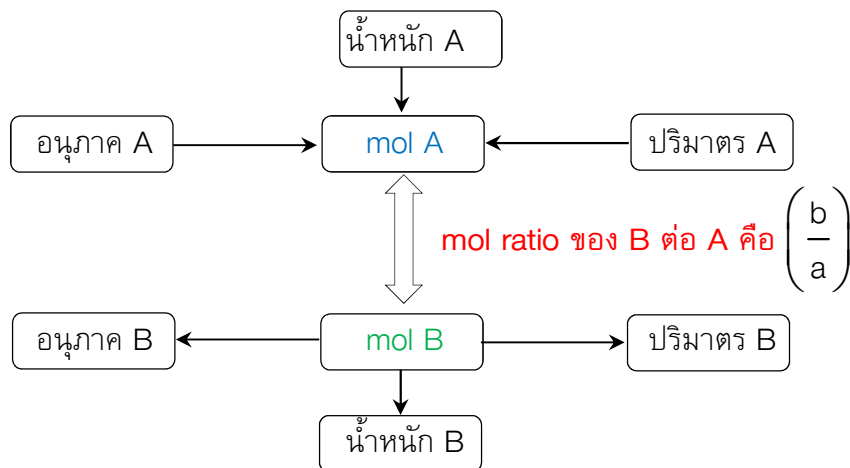
สมการเคมีที่ดุลแล้วแสดงให้เห็นความสัมพันธ์ระหว่างปริมาณของสารต่างๆ ในปฏิกิริยาเคมี โดยจะพิจารณาความสัมพันธ์ของจำนวนโมลของสารเป็นสำคัญ ส่วนจะมีน้ำหนักเป็นเท่าใด มีจำนวนโมเลกุลเป็นเท่าใด หรือมีปริมาตรกี่ลิตรที่ STP นั้น สามารถคำนวณโดยอาศัยจำนวนโมลของสารในสมการเคมีที่ดุลแล้วตามหลักสามเหลี่ยมโมล การคำนวณปริมาณสารสัมพันธ์ในสมการเคมีทำได้หลายวิธี ขึ้นอยู่กับความถนัดของแต่ละคน บางวิธีอาจมีหลายขั้นตอน บางวิธีทำได้โดยขั้นตอนเดียว อาจสรุปหลักในการคำนวณแต่ละวิธี ดังนี้

1) วิธีโมลสัมพันธ์

วิธีโมลสัมพันธ์ (mol correlation) เป็นวิธีพื้นฐานในการคำนวณปริมาณสัมพันธ์ในสมการเคมี ซึ่งเป็นการคำนวณทีละขั้น โดยอาศัยการเปรียบเทียบอัตราส่วนจำนวนโมลของสารที่เกี่ยวข้องกันเป็นสำคัญ โดยเริ่มต้นคำนวณหาจำนวนโมลของสารที่โจทย์กำหนดน้ำหนัก หรือปริมาตร หรืออนุภาค (แล้วแต่กรณี) ตามหลักความสัมพันธ์จำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาคและปริมาตร เมื่อสามารถหาจำนวนโมลของสารที่โจทย์กำหนดได้แล้ว จึงเทียบเป็นจำนวนโมลของสารที่ต้องการตามความสัมพันธ์ระหว่างอัตราส่วนจำนวนโมล (mol ratio) ของสารนั้นๆ เมื่อทราบจำนวนโมลของสารที่ต้องการ จึงคำนวณเป็นน้ำหนัก หรือเป็นอนุภาค หรือเป็นปริมาตร (แล้วแต่กรณี) โดยอาศัยสามเหลี่ยมโมล

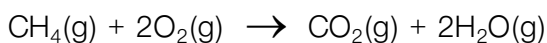
แนวความคิดการคำนวณวิธีโมลสัมพันธ์ แสดงในภาพที่ 2.5 โดยสมมติ โจทย์กำหนดน้ำหนักของ A มา จะต้องเปลี่ยนน้ำหนักให้เป็นจำนวนโมล A โดยอาศัยสามเหลี่ยมโมล และเมื่อได้จำนวนโมล A แล้วจะ

เห็นว่าจำนวนโมล A สัมพันธ์กับจำนวนโมล B ตามอัตราส่วนจำนวนโมล เมื่อทราบจำนวนโมล B สามารถคำนวณหาน้ำหนัก หรือเป็นอนุภาค หรือเป็นปริมาตร (แล้วแต่กรณี) ของสาร B โดยอาศัยสามเหลี่ยมโมล



ภาพที่ 2.5 แนวคิดการคำนวณวิธีโมลสัมพันธ์

ตัวอย่าง 2.12 ถ้าต้องการเผาไหม้แก๊ส CH_4 ปริมาตร 900 ลิตรให้สมบูรณ์ ที่ STP ปฏิกริยาที่เกิดขึ้น



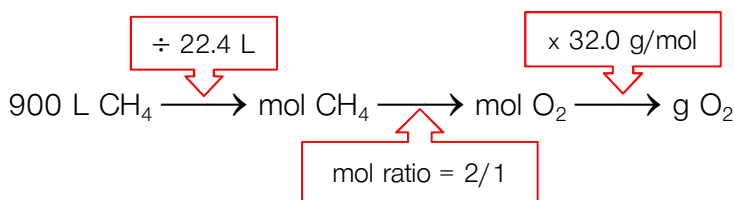
ก) จะต้องใช้แก๊ส O_2 อย่างน้อยกี่กรัม

ข) ถ้าใช้ O_2 มากเกินไปจะเกิดแก๊ส CO_2 กี่กรัมและกี่โมเลกุล

วิธีคิด การแก้ปัญหาโดยวิธีโมลสัมพันธ์ ซึ่งเป็นการคำนวณทีละขั้นโดยเริ่มที่หาจำนวนโมลของ CH_4

ก) คำนวณน้ำหนักของ O_2

แนวคิด



ขั้นที่ 1 คำนวณจำนวนโมลของ CH_4 ที่มีปริมาตร 900 L จากสมการ (2.3)

$$n \text{ ของ } \text{CH}_4 = \frac{900 \text{ L}}{22.4 \text{ L}} = 40.2 \text{ mol}$$

ขั้นที่ 2 เทียบจำนวนโมลในปฏิกริยา พบว่า CH_4 1 mol ทำปฏิกริยาพอดีกับ O_2 2 mol

$$\text{ดังนั้น จำนวนโมลของ } \text{O}_2 \text{ ที่ต้องใช้} = \left(\frac{2}{1}\right) \times 40.2 = 80.4 \text{ mol}$$

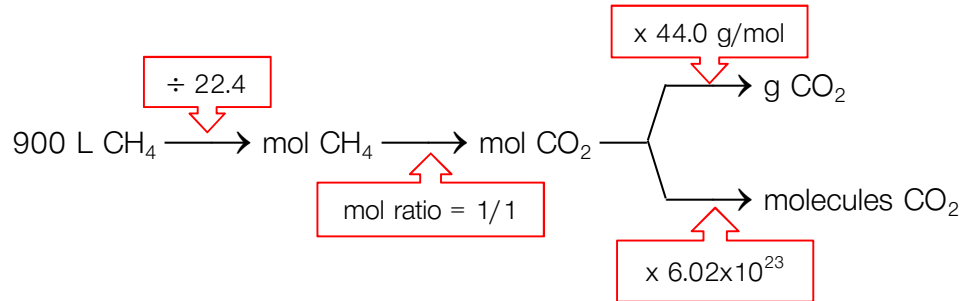
ขั้นที่ 3 คำนวณกรัมของ O_2 (มวลโมเลกุล $\text{O}_2=32.0 \text{ g/mol}$)

$$\text{กรัมของ } \text{O}_2 = (80.4 \text{ mol})(32.0 \text{ g/mol}) = 2,571.5 \text{ g}$$

ดังนั้น ต้องใช้ O_2 อย่างน้อย 2,571.5 กรัมจึงจะเผาไหม้ CH_4 ปริมาตร 900 ลิตร ได้อย่างสมบูรณ์

ข) ถ้าใช้ O_2 มากเกินไป จะเกิด CO_2 กี่กรัม

แนวคิด



จากปฏิกิริยา

ขั้นที่ 1 คำนวณจำนวนโมลของ CH_4 ที่มีปริมาตร 900 L จากสมการ (2.3)

$$n \text{ ของ } CH_4 = \frac{900 \text{ L}}{22.4 \text{ L}} = 40.2 \text{ mol}$$

ขั้นที่ 2 ถ้าใช้ CH_4 1 mol จะเกิด CO_2 1 mol (เนื่องจากอัตราส่วนจำนวนโมลระหว่าง CH_4 และ CO_2 เป็น 1:1) ดังนั้น เมื่อมี CH_4 40.2 mol จะเกิด $CO_2 = 40.2 \text{ mol}$

ขั้นที่ 3 คำนวณน้ำหนักของ CO_2 ที่เกิดขึ้น (มวลโมเลกุล $CO_2 = 44.0 \text{ g/mol}$)

$$g \text{ } CO_2 = (40.2 \text{ mol})(44 \text{ g/mol}) = 1,767.9 \text{ g}$$

ดังนั้น ถ้าเผา CH_4 ปริมาตร 900 L จะเกิด CO_2 เท่ากับ 1,767.9 g

ขั้นที่ 4 จำนวนโมเลกุลของ CO_2 ที่เกิดขึ้น คำนวณได้จาก

$$N = (40.2 \text{ mol})(6.02 \times 10^{23} \text{ molecules}) = 2.42 \times 10^{25} \text{ molecules}$$

ดังนั้น ถ้าเผา CH_4 ปริมาตร 900 L จะเกิด CO_2 เท่ากับ $2.42 \times 10^{25} \text{ molecules}$

2) วิธีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย

วิธีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย (conversion factor) ในการคำนวณปริมาณสารสัมพันธ์เป็นการคำนวณโดยอาศัยแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยของความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส ดังตารางที่ 2.8

ตารางที่ 2.8 แฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยเกี่ยวกับการคำนวณที่สัมพันธ์กับจำนวนโมล

ความสัมพันธ์	แฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย
โมลกับน้ำหนัก	$\frac{1 \text{ mol}}{\text{MM}}$ หรือ $\frac{\text{MM}}{1 \text{ mol}}$
โมลกับจำนวนอนุภาค	$\frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23}}$ หรือ $\frac{6.02 \times 10^{23}}{1 \text{ mol}}$

โมลกับปริมาตรของแก๊ส (ที่ STP)	$\frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}}$ หรือ $\frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}}$
--------------------------------	--

วิธีการเทียบหน่วยจะอาศัยแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยของแต่ละความสัมพันธ์เทียบหน่วยที่ต้องการหา เช่น ถ้าต้องการทราบว่า เหล็ก (Fe) 10 กรัมมีกี่โมล แฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยคือ โมลกับน้ำหนัก จากตารางที่ 2.8 จะมีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยอยู่ 2 ตัวคือ $\frac{1 \text{ mol}}{\text{MM}}$ และ $\frac{\text{MM}}{1 \text{ mol}}$ ดังนั้น การเลือกแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยในการคำนวณจะต้องเลือกแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยที่มีตัวส่วนเหมือนกับหน่วยของตัวแปรที่โจทย์ให้มา กรณีนี้การคำนวณจะได้

$$n \text{ ของ Fe} = 10 \text{ g Fe} \times \left(\frac{1 \text{ mol Fe}}{55.8 \text{ g Fe}} \right) = 0.18 \text{ mol}$$

แต่ถ้าต้องการทราบว่า เหล็ก (Fe) 10 กรัมมีกี่อะตอม จากตารางที่ 2.8 จะไม่มีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยระหว่างน้ำหนักกับอนุภาค (อะตอม) โดยตรง ดังนั้นจึงต้องใช้แฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย 2 ส่วนคือแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วยโมลกับน้ำหนักและโมลกับจำนวนอนุภาคต่อเนื่องกัน คือ

$$\text{atom Fe} = 10 \text{ g Fe} \times \left(\frac{1 \text{ mol Fe}}{55.8 \text{ g Fe}} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ atoms Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \right) = 3.34 \times 10^{24} \text{ atoms}$$

ตัวอย่าง 2.12 (คำนวณโดยวิธีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย)

วิธีคิด

ก) คำนวณน้ำหนักของ O_2

$$\text{g O}_2 = 900 \text{ L CH}_4 \times \left(\frac{1 \text{ mol CH}_4}{22.4 \text{ L CH}_4} \right) \left(\frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \right) \left(\frac{32.0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right) = 2,571.5 \text{ g O}_2$$

ข) คำนวณน้ำหนักของ CO_2

$$\text{g CO}_2 = 900 \text{ L CH}_4 \times \left(\frac{1 \text{ mol CH}_4}{22.4 \text{ L CH}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \right) \left(\frac{44.0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \right) = 1,767.9 \text{ g CO}_2$$

คำนวณจำนวนโมเลกุลของ CO_2

$$\begin{aligned} \text{molecule CO}_2 &= 900 \text{ L CH}_4 \times \left(\frac{1 \text{ mol CH}_4}{22.4 \text{ L CH}_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \right) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ molecules CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \right) \\ &= 2.42 \times 10^{25} \text{ molecules} \end{aligned}$$

3) วิธีเทียบบัญญัติไตรยางค์

วิธีเทียบบัญญัติไตรยางค์ (rule of three) เป็นการจับคู่ความสัมพันธ์สามตัวแปรแล้วหาตัวแปรที่สี่โดยการเทียบบัญญัติไตรยางค์ โดยวิธีนี้ต้องเขียนความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักจำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส เป็นตัวเลข 4 บรรทัด ตัวเลขในแต่ละบรรทัดของสารทั้งหมดมีความสัมพันธ์กัน ดังนี้

	A	B	C	D
สมการที่ดุลแล้ว	Zn(s)	$+ 2\text{HCl(aq)}$	$\rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)}$	$+ \text{H}_2\text{(g)}$
❶ จำนวนโมล (mol)	1	2	1	1
❷ น้ำหนัก (g)	65.4	2×36.5	136.0	2.00
❸ จำนวนอนุภาค	6.02×10^{23}	$2 \times 6.02 \times 10^{23}$	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}
❹ ปริมาตรที่ STP (L)	-	-	-	22.4

หลักการเขียนตัวเลข 4 บรรทัดประกอบด้วย

จำนวนโมล (❶) เขียนตามเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล

น้ำหนัก (❷) คำนวณจากความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก โดยอาศัยสามเหลี่ยมโมล

จำนวนอนุภาค (❸) คำนวณจากความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับจำนวนอนุภาค

ปริมาตรที่ STP (❹) คำนวณจากความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับปริมาตรของแก๊ส

ในการคำนวณปริมาณสารในสมการเคมีจะอาศัยความสัมพันธ์ทั้ง 4 บรรทัด มาเทียบบัญญัติไตรยางค์ โดยจะพิจารณาจับเป็นคู่ตามตัวแปรที่โจทย์กำหนดและที่ต้องการถาม

ตัวอย่าง ถ้าใช้ Zn 10.0 กรัม จะเกิดแก๊ส H_2 กี่ลิตร

แนวคิด ให้จับคู่ระหว่าง ❷A ——— ❹D

จะได้ความสัมพันธ์คือ Zn 65.4 g จะเกิด H_2 22.4 L

$$\text{ถ้าใช้ Zn 10.0 g จะเกิด H}_2 = \frac{(22.4 \text{ L})(10 \text{ g})}{65.4 \text{ g/mol}} = 3.42 \text{ L}$$

ตัวอย่าง 2.12 (คำนวณโดยวิธีเทียบบัญญัติไตรยางค์)

วิธีคิด เขียนความสัมพันธ์ทั้ง 4 บรรทัด ดังนี้

	A	B	C	D
ปฏิกิริยาที่ดุลแล้ว	$\text{CH}_4\text{(g)}$	$+ 2\text{O}_2\text{(g)}$	$\rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$	$+ 2\text{H}_2\text{O(g)}$
❶ จำนวนโมล	1	2	1	2
❷ น้ำหนัก (g)	16.0	2×32.0	44.0	2×18.0
❸ จำนวนอนุภาค	6.02×10^{23}	$2 \times 6.02 \times 10^{23}$	6.02×10^{23}	$2 \times 6.02 \times 10^{23}$
❹ ปริมาตรที่ STP (L)	22.4	2×22.4	22.4	2×22.4

ก) คำนวณน้ำหนัก O_2 เมื่อโจทย์กำหนดปริมาตรของ CH_4 ดังนั้นให้จับคู่ระหว่าง ❹A กับ ❷B โดยจากความสัมพันธ์ในตาราง

$$\text{CH}_4 \text{ ปริมาตร 22.4 L จะต้องใช้ O}_2 = 64.0 \text{ g}$$

$$\text{ถ้ามี CH}_4 \text{ 900 L จะต้องใช้ O}_2 = \frac{(900 \text{ L})(64.0 \text{ g})}{22.4 \text{ L}} = 2,571.5 \text{ g}$$

ข) คำนวณน้ำหนัก CO₂ เมื่อโจทย์กำหนดปริมาตรของ CH₄ ดังนั้นให้จับคู่ระหว่าง **4A** กับ **2C** โดยจากความสัมพันธ์ในตาราง

$$\text{CH}_4 \text{ ปริมาตร 22.4 L จะเกิด CO}_2 = 44.0 \text{ g}$$

$$\text{ถ้ามี CH}_4 \text{ 900 L จะเกิด CO}_2 = \frac{(900 \text{ L})(44.0 \text{ g})}{22.4 \text{ L}} = 1,767.9 \text{ g}$$

คำนวณจำนวนโมเลกุล CO₂ เมื่อโจทย์กำหนดปริมาตรของ CH₄ ให้จับคู่ระหว่าง **4A** กับ **3C** โดยจากความสัมพันธ์ในตาราง

$$\text{CH}_4 \text{ ปริมาตร 22.4 L จะเกิด CO}_2 = 6.02 \times 10^{23} \text{ molecules}$$

$$\text{ถ้ามี CH}_4 \text{ 900 L จะเกิด CO}_2 = \frac{(900 \text{ L})(6.02 \times 10^{23})}{22.4 \text{ L}} = 2.42 \times 10^{25} \text{ molecules}$$

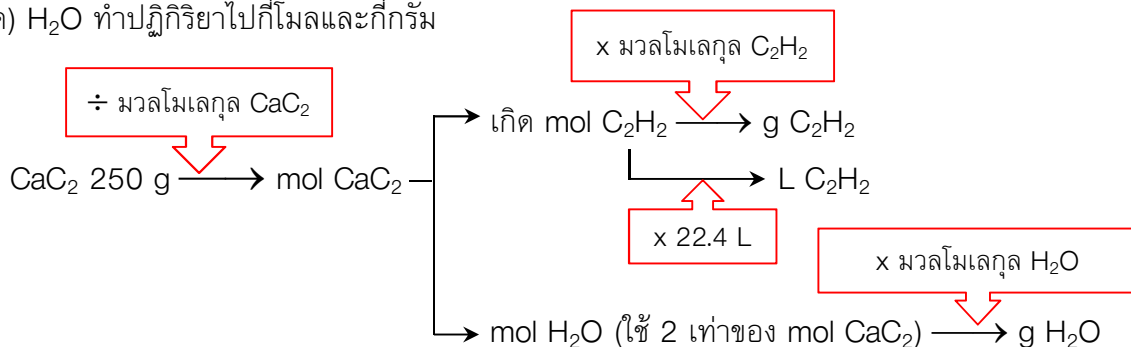
ตัวอย่าง 2.13 ปฏิกิริยา $\text{CaC}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ ถ้าใช้ CaC₂ 250 กรัม ทำปฏิกิริยากับน้ำที่มีปริมาณมากเกินพอ จงคำนวณหา

ก) C₂H₂ เกิดขึ้นกี่โมลและคิดเป็นกี่กรัม

ข) C₂H₂ เกิดขึ้นกี่ลิตรที่ STP

ค) H₂O ทำปฏิกิริยาไปกี่โมลและกี่กรัม

วิธีคิด



การคำนวณวิธีที่ 1 วิธีโมลสัมพันธ์

คำนวณจำนวนโมลของ CaC₂ จากสมการ (2.2)

$$n \text{ ของ CaC}_2 = \frac{250 \text{ g}}{64.1 \text{ g/mol}} = 3.90 \text{ mol}$$

ก) จากสมการจำนวนโมลระหว่าง CaC₂ และ C₂H₂ เป็น 1:1

ดังนั้น เมื่อใช้ CaC₂ 3.90 mol จะเกิด C₂H₂ 3.90 mol เช่นกัน

$$\text{คิดเป็นกรัม C}_2\text{H}_2 = (3.90 \text{ mol})(26.0 \text{ g/mol}) = 101.4 \text{ g}$$

ข) ปริมาตร C₂H₂ ที่เกิดขึ้น คำนวณจากจำนวนโมล

$$\text{คิดเป็นปริมาตร C}_2\text{H}_2 = (3.90 \text{ mol})(22.4 \text{ L}) = 87.4 \text{ L}$$

ค) จากสมการจำนวนโมลระหว่าง CaC₂ และ H₂O เป็น 1:2

$$\text{ดังนั้น ถ้ามี CaC}_2 \text{ 3.90 mol จะต้องทำปฏิกิริยาพอดีกับ H}_2\text{O} = 3.90 \times 2 = 7.80 \text{ mol}$$

$$\text{คิดเป็นกรัม H}_2\text{O} = (7.80 \text{ mol})(18.0 \text{ g/mol}) = 140.4 \text{ g}$$

การคำนวณวิธีที่ 2 วิธีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย

ก) คำนวณจำนวนโมล C_2H_2

$$n \text{ ของ } C_2H_2 = 250 \text{ g } CaC_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol } CaC_2}{64.1 \text{ g } CaC_2} \right) = 3.90 \text{ mol}$$

คำนวณกรัม C_2H_2

$$g \text{ } C_2H_2 = 250 \text{ g } CaC_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol } CaC_2}{64.1 \text{ g } CaC_2} \right) \left(\frac{26.0 \text{ g } C_2H_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \right) = 101.4 \text{ g}$$

ข) คำนวณปริมาตร C_2H_2

$$L \text{ } C_2H_2 = 250 \text{ g } CaC_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol } CaC_2}{64.1 \text{ g } CaC_2} \right) \left(\frac{22.4 \text{ L } C_2H_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} \right) = 87.4 \text{ L}$$

ค) คำนวณจำนวนโมล H_2O

$$n \text{ ของ } H_2O = 250 \text{ g } CaC_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol } CaC_2}{64.1 \text{ g } CaC_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CaC_2} \right) = 7.80 \text{ mol}$$

คำนวณจำนวนกรัม H_2O

$$g \text{ } H_2O = 250 \text{ g } CaC_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol } CaC_2}{64.1 \text{ g } CaC_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } CaC_2} \right) \left(\frac{18.0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \right) = 140.4 \text{ g}$$

การคำนวณวิธีที่ 3 วิธีเทียบบัญญัติไตรยางค์

จากสมการเคมีที่ดุลแล้ว สรุปความสัมพันธ์ได้ดังนี้

	A	B	C	D
ปฏิกิริยาที่ดุลแล้ว	$CaC_2(s)$	$+ 2H_2O(l)$	$\rightarrow$	$Ca(OH)_2(aq) + C_2H_2(g)$
❶ จำนวนโมล (mol)	1	2	1	1
❷ น้ำหนัก (g)	64.1	2×18.0	74.1	26.0
❸ จำนวนอนุภาค	6.02×10^{23}	$2 \times 6.02 \times 10^{23}$	6.02×10^{23}	6.02×10^{23}
❹ ปริมาตรที่ STP (L)	-	-	-	22.4

โจทย์กำหนด น้ำหนักของ CaC_2 ที่ใช้ในการเกิดปฏิกิริยาเท่ากับ 250 กรัมก) C_2H_2 เกิดขึ้นกี่โมลและคิดเป็นกี่กรัมคำนวณจำนวนโมลของ CaC_2 จากสมการ (2.2)

$$n \text{ ของ } CaC_2 = \frac{250 \text{ g } CaC_2}{64.1 \text{ g}} = 3.90 \text{ mol}$$

โมล C_2H_2 เกิดขึ้นเท่ากับโมล CaC_2 ที่ใช้ เนื่องจากอัตราจำนวนโมลระหว่าง CaC_2 กับ C_2H_2 เป็น 1:1 ดังนั้นจำนวนโมลของ C_2H_2 ที่เกิดขึ้น = 3.90 mol

น้ำหนักเป็นกรัมของ C_2H_2 ที่เกิดขึ้น คิดจับคู่เทียบบัญญัติไตรยางค์ระหว่างบรรทัด ②A กับ ②D จะได้ดังนี้

จากปฏิกิริยาใช้ CaC_2 64.1 g จะเกิด C_2H_2 26.0 g

$$\text{ถ้าใช้ } CaC_2 \text{ 250 g จะเกิด } C_2H_2 = \frac{(250 \text{ g})(26.0 \text{ g})}{64.1 \text{ g}} = 101.4 \text{ g}$$

ข) C_2H_2 เกิดขึ้นกี่ลิตรที่ STP

ปริมาตร C_2H_2 เกิดขึ้น คิดโดยเทียบระหว่าง CaC_2 บรรทัดที่ ②A กับ ④D ได้ดังนี้

จากปฏิกิริยาใช้ CaC_2 64.1 g เกิด C_2H_2 22.4 L

$$\text{ถ้าใช้ } CaC_2 \text{ 250 g เกิด } C_2H_2 = \frac{(250 \text{ g})(22.4 \text{ L})}{64.1 \text{ g}} = 87.4 \text{ L}$$

ค) H_2O ทำปฏิกิริยาไปกี่โมลและกี่กรัม

คำนวณเทียบจากจำนวนโมลของ H_2O ในบรรทัดที่ ①B

ดังนั้น ถ้ามี CaC_2 3.90 mol จะต้องทำปฏิกิริยาพอดีกับ H_2O $3.90 \times 2 = 7.80 \text{ mol}$

คำนวณน้ำหนักเป็นกรัมของ H_2O $= (7.80 \text{ mol})(18.0 \text{ g/mol}) = 140.4 \text{ g}$

ตัวอย่าง 2.14 ฟอสฟอรัส Al ทำปฏิกิริยากับ O_2 เกิดโลหะออกไซด์ป้องกันการผุกร่อน ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ $4Al(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Al_2O_3(s)$

ก) จงหาว่าต้องใช้ O_2 กี่กรัมในการทำปฏิกิริยากับ Al 0.30 โมล

ข) เกิด Al_2O_3 ขึ้นกี่กรัม ถ้าใช้ O_2 12.5 กรัม

วิธีคิด การคำนวณวิธีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย

$$\text{ก) } g \text{ } O_2 = 0.30 \text{ mol } Al \times \left(\frac{3 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } Al} \right) \left(\frac{32.0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \right) = 7.2 \text{ g}$$

$$\text{ข) } g \text{ } Al_2O_3 = 12.5 \text{ g } O_2 \times \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{32.0 \text{ g } O_2} \right) \left(\frac{2 \text{ mol } Al_2O_3}{3 \text{ mol } O_2} \right) \left(\frac{102.0 \text{ g } Al_2O_3}{1 \text{ mol } Al_2O_3} \right) = 26.6 \text{ g}$$

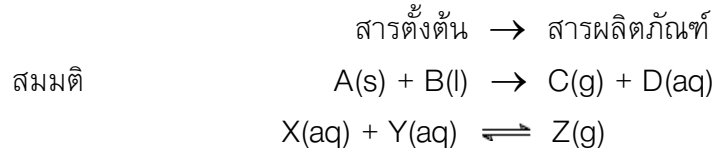
2.2 สมการเคมี

สมการเคมี (chemical equation) คือกลุ่มสัญลักษณ์ที่เขียนแทนการเกิดปฏิกิริยาเคมี ซึ่งบอกให้ทราบชนิดของสารที่เข้าทำปฏิกิริยากัน เรียกว่า สารตั้งต้น และชนิดของสารที่เกิดขึ้นเรียกว่า สารผลิตภัณฑ์ สมการเคมีเขียนสารตั้งต้นไว้ทางซ้ายมือและสารผลิตภัณฑ์ไว้ทางขวามือของลูกศรที่แสดงทิศทางของการเกิดปฏิกิริยา

สมการเคมีที่สมบูรณ์จะต้องมีจำนวนอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันทั้งสองข้างสมการเท่ากัน โดยผ่านขั้นตอนที่เรียกว่า การดุลสมการเคมี สมการเคมีโดยทั่วไปมีส่วนประกอบคือ

- สารตั้งต้น (reactant) คือสารที่เข้าทำปฏิกิริยาเคมีกัน ซึ่งอาจมีหนึ่งสารหรือมากกว่าก็ได้
- สารผลิตภัณฑ์ (product) คือสารที่เกิดจากปฏิกิริยาเคมีของสารตั้งต้น ซึ่งอาจเกิดขึ้นหนึ่งสารหรือมากกว่าก็ได้

- เงื่อนไข (condition) ซึ่งเป็นสภาวะต่างๆ ที่กำหนดในปฏิกิริยาเคมีใดปฏิกิริยาหนึ่ง เช่น ตัวเร่งปฏิกิริยา อุณหภูมิ ความดัน โดยเงื่อนไขเหล่านี้ เขียนบอกไว้ข้างบนหรือข้างล่างลูกศร โดยทั่วไปการเขียนสมการเคมี คือ

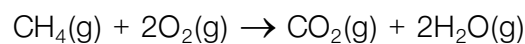


การเขียนสมการแสดงปฏิกิริยาเคมีที่สมบูรณ์อาจจะมีสัญลักษณ์อื่นๆ ที่เกี่ยวข้องที่อธิบายสมการเคมี ดังต่อไปนี้

- แสดงทิศทางการเกิดปฏิกิริยาไปข้างหน้า
 - ⇌ แสดงปฏิกิริยาผันกลับได้ (ปฏิกิริยาดำเนินไปข้างหน้าและย้อนกลับ)
 - +
 - ทำปฏิกิริยากัน
 - (s) สถานะของสารเป็นของแข็ง (solid)
 - (l) สถานะของสารเป็นของเหลว (liquid)
 - (g) สถานะของสารเป็นแก๊ส (gases)
 - (aq) สถานะของสารเป็นละลาย (aqueous)
- } เขียนทำยสูตรเคมีเพื่อบอกสถานะของสาร
ก่อนและหลังทำปฏิกิริยา

การแปลความหมายของสมการเคมีจะบอกถึงความสัมพันธ์ที่เรียกว่า ปริมาณสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลของสารตั้งต้นที่เข้าทำปฏิกิริยาและสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นได้ นำไปสู่การคำนวณหาปริมาณของสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้น หรือปริมาณสารตั้งต้นที่ใช้ไปหรือที่เหลือหลังจากทำปฏิกิริยา

ตัวอย่างปฏิกิริยาการเผาไหม้เชื้อเพลิง



จากปฏิกิริยานี้แปลความหมายได้ดังนี้ “แก๊สมีเทน (CH_4) 1 โมลทำปฏิกิริยาพอดีกับแก๊สออกซิเจน (O_2) 2 โมล เกิดผลิตภัณฑ์เป็นแก๊สคาร์บอนไดออกไซด์ (CO_2) จำนวน 1 โมล และเกิดเป็นไอน้ำจำนวน 2 โมล”

การแปลความหมายนอกจากจะดูความสัมพันธ์จำนวนโมลของสารในสมการเคมีแล้ว ยังสามารถแปลเป็นปริมาณสาร คือน้ำหนัก อนุภาค หรือปริมาตรของแก๊ส ที่สัมพันธ์กับจำนวนโมลได้ด้วย

ตัวอย่าง 2.15 การแปลความหมายของสมการเคมีของความสัมพันธ์เชิงโมลและแสดงความสัมพันธ์ของจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของสาร

วิธีคิด อาศัยการเขียนความสัมพันธ์ 4 บรรทัด ดังนี้

	Al(s)	+	6HCl(aq)	→	2AlCl ₃ (aq)	+	3H ₂ (g)
จำนวนโมล (mol)	1		6		2		3
น้ำหนัก(g)	27		6x36.5		2x62.5		3x2
จำนวนอนุภาค	6.02x10 ²³		6x6.02x10 ²³		2x6.02x10 ²³		3x6.02x10 ²³
ปริมาตร (L) ที่ STP	-		-		-		3x22.4

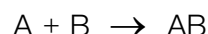
Al จำนวน 1 โมลทำปฏิกิริยาพอดีกับ HCl จำนวน 2 โมล เกิดผลิตภัณฑ์เป็น AlCl₃ จำนวน 1 โมล และเกิดเป็นแก๊ส H₂ จำนวน 3 โมล

2.2.1 ประเภทสมการเคมี

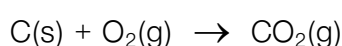
ปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นโดยการเปลี่ยนแปลงสารตั้งต้นเป็นสารผลิตภัณฑ์ ซึ่งอาจเกิดกลไกที่ต่างกันอย่างสิ้นเชิง โดยส่วนใหญ่การแบ่งชนิดของปฏิกิริยาเคมี โดยอาศัยหลัก 2 ประการคือ

1) ปฏิกิริยาเคมีที่มีการเปลี่ยนแปลงสูตรเคมีของสารตั้งต้นหรือสารผลิตภัณฑ์ แบ่งออกเป็น

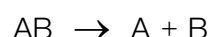
1.1) ปฏิกิริยาการรวมตัว (combination reaction) เป็นปฏิกิริยาเคมีที่เกิดจากสารตั้งต้นสองชนิดมารวมตัวกันได้เป็นสารผลิตภัณฑ์ชนิดเดียว รูปแบบทั่วไปของสมการเคมี คือ



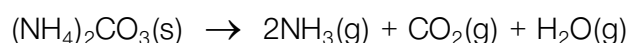
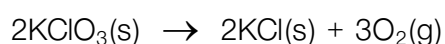
ตัวอย่างเช่น $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$



1.2) ปฏิกิริยาการสลายตัว (decomposition reaction) เป็นปฏิกิริยาที่สารตั้งต้นชนิดเดียวสลายตัวเป็นสารผลิตภัณฑ์สองชนิดขึ้นไป รูปแบบทั่วไปของสมการเคมี คือ

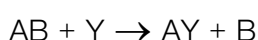


ตัวอย่างเช่น $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

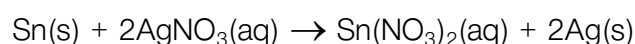
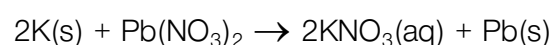


1.3) ปฏิกิริยาการแทนที่ (substitution reaction หรือ replacement reaction) เป็นปฏิกิริยาที่ธาตุชนิดหนึ่งเข้าไปแทนที่ธาตุหนึ่งในสารประกอบ ทำให้เปลี่ยนเป็นสารประกอบใหม่ขึ้น แบ่งออกเป็น 2 ประเภท คือ

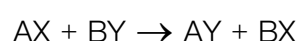
1.3.1) ปฏิกิริยาการแทนที่ครั้งเดียว (single replacement reaction) รูปแบบทั่วไปของสมการเคมี คือ



ตัวอย่างเช่น $Zn(s) + 2HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$

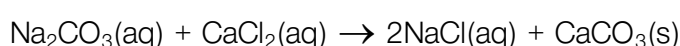


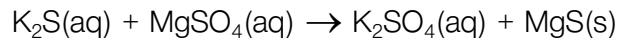
1.3.2) ปฏิกิริยาการแทนที่สองครั้ง (double replacement reaction) หรือปฏิกิริยาแลกเปลี่ยน (exchange reaction) เป็นปฏิกิริยาที่เกิดจากสารประกอบสองชนิดมาทำปฏิกิริยากัน แล้วเกิดการแลกเปลี่ยนอะตอมหรือกลุ่มอะตอมซึ่งกันและกัน ได้เป็นสารประกอบใหม่เกิดขึ้น รูปทั่วไปแบบของสมการเคมีคือ



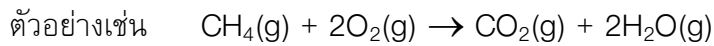
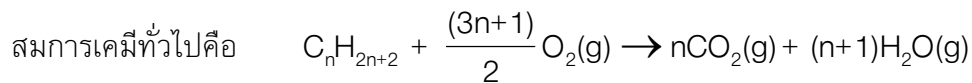
ปฏิกิริยาการแทนที่สองครั้งที่เกิดตะกอน เรียกว่า ปฏิกิริยาการตกตะกอน (precipitation reaction) เมื่อเกิดการแทนที่แล้วทำให้เกิดสารที่ไม่ละลายน้ำ

ตัวอย่างเช่น $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$

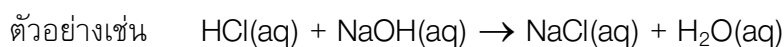
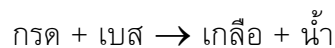




1.4) ปฏิกิริยาสันดาปหรือการเผาไหม้ (combustion reaction) เป็นปฏิกิริยาการเผาไหม้ระหว่างสารประกอบกับออกซิเจน (O_2) โดยจะคายความร้อนหรือให้แสงสว่าง รูปแบบทั่วไปของ



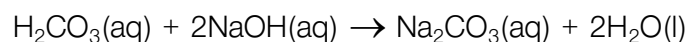
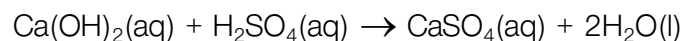
1.5) ปฏิกิริยาสะเทิน (neutralization reaction) เป็นปฏิกิริยาที่เกิดจากที่กรดทำปฏิกิริยากับเบสแล้วได้เป็นเกลือกับน้ำ เช่น กรด HCl ทำปฏิกิริยากับ NaOH ได้เกลือ NaCl กับ H_2O รูปแบบทั่วไปของสมการเคมี คือ



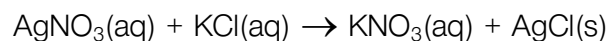
2) ปฏิกิริยาเคมีที่พิจารณาจากเลขออกซิเดชันของสาร แบ่งออกเป็น 2 ประเภทใหญ่ ๆ

2.1) ปฏิกิริยาเคมีที่ไม่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน (non-redox reaction) คือปฏิกิริยาเคมีที่มีการสลับเปลี่ยนไอออนแต่ไม่มีการเปลี่ยนแปลงเลขออกซิเดชันของธาตุ ได้แก่

2.1.1) ปฏิกิริยาของสารละลายกรดกับเบส เกิดเป็นเกลือกับน้ำ ดังสมการ

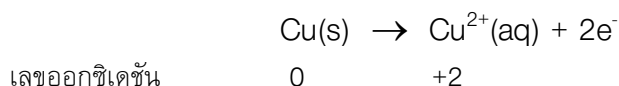


2.1.2) ปฏิกิริยาการเกิดตะกอน เช่น

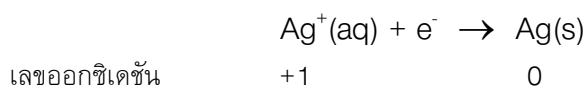


2.2) ปฏิกิริยาเคมีที่มีการถ่ายโอนอิเล็กตรอน หรือเรียกว่า ปฏิกิริยารีดอกซ์ (redox reaction) คือปฏิกิริยาเคมีที่เกิดขึ้นโดยมีอิเล็กตรอนจากสารหนึ่งถ่ายโอนไปยังอีกสารหนึ่ง มีผลทำให้เลขออกซิเดชันของอะตอมในสารเหล่านั้นมีค่าเปลี่ยนไป ปฏิกิริยารีดอกซ์ ประกอบด้วย 2 ปฏิกิริยาย่อยคือ

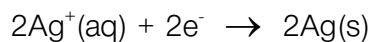
ปฏิกิริยาออกซิเดชัน (oxidation reaction) คือปฏิกิริยาที่มีการให้อิเล็กตรอน สารที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันจะมีเลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น เรียกสารที่เกิดปฏิกิริยาออกซิเดชันว่า สารถูกออกซิไดซ์ (oxidized agent) เช่น



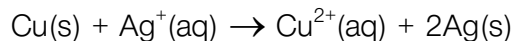
ปฏิกิริยารีดักชัน (reduction reaction) คือปฏิกิริยาที่มีการรับอิเล็กตรอน สารที่เกิดปฏิกิริยารีดักชัน จะมีเลขออกซิเดชันลดลง เรียกสารที่เกิดปฏิกิริยารีดักชันว่า สารถูกรีดิวซ์ (reduced agent) เช่น



สมการเคมีที่เขียนในปฏิกิริยาออกซิเดชันหรือปฏิกิริยารีดักชัน เรียกว่าครึ่งปฏิกิริยา ซึ่งปฏิกิริยาถ่ายเทอิเล็กตรอนจะเกิดขึ้นได้สมบูรณ์ต่อเมื่อต้องนำครึ่งปฏิกิริยาทั้งสองมารวมกัน โดยจำนวนอิเล็กตรอนที่เกิดการถ่ายเทของทั้งสองปฏิกิริยาต้องเท่ากัน ดังนั้น



เมื่อเขียนเป็นปฏิกิริยารีดอกซ์ ได้ดังสมการ



สรุปได้ดังนี้

Cu เป็นสารถูกออกซิไดซ์ เนื่องจากการปฏิกิริยาออกซิเดชัน (เลขออกซิเดชันเพิ่มขึ้น)

Ag^+ เป็นตัวออกซิไดซ์ (oxidizing agent) คือสารที่ให้อิเล็กตรอนอีกฝ่ายหนึ่ง (จะเป็นตัวเพิ่มเลขออกซิเดชันให้กับอีกฝ่ายหนึ่ง)

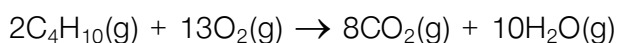
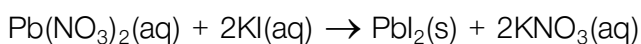
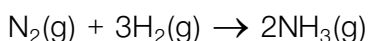
Ag^+ เป็นสารถูกรีดิวซ์ เนื่องจากการปฏิกิริยารีดักชัน (เลขออกซิเดชันลดลง)

Cu เป็นตัวรีดิวซ์ (reducing agent) คือสารรับอิเล็กตรอนจากอีกฝ่ายหนึ่ง (จะเป็นตัวลดเลขออกซิเดชันของอีกฝ่ายหนึ่ง)

การเขียนสมการเคมี

การเขียนสมการเคมีสามารถเขียนได้ 2 แบบ คือ

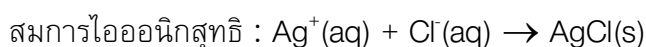
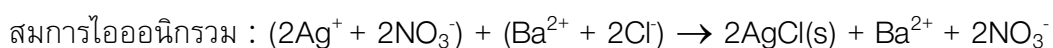
1) สมการแบบโมเลกุล (molecular equation) คือสมการเคมีที่แสดงสูตรเคมีของสารที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาเคมีเป็นสูตรโมเลกุล โดยต้องเขียนทุกธาตุที่อยู่ในสูตรเคมีไว้ในสมการเคมี เช่น



สมการแบบโมเลกุลที่สมบูรณ์จะต้องดุลให้จำนวนอะตอมทางซ้ายและทางขวาเท่ากัน

2) สมการแบบไอออนิก (ionic equation) คือสมการเคมีที่แสดงเป็นไอออน (แคตไอออนและแอนไอออน) เฉพาะที่เกี่ยวข้องหรือที่เกิดปฏิกิริยาเคมีเท่านั้น แต่ถ้าเขียนไอออนทั้งหมดที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาเคมี เรียกว่า สมการไอออนิกรวม (total ionic equation) แต่ถ้าเขียนเฉพาะไอออนที่เกิดการเปลี่ยนแปลง เรียกว่า สมการไอออนิกสุทธิ (net ionic equation) เช่น

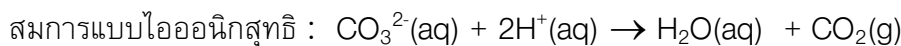
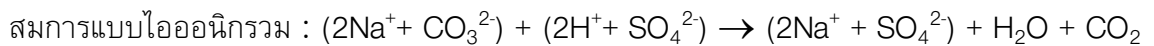
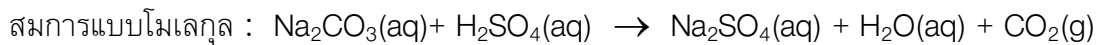
ปฏิกิริยาระหว่าง AgNO_3 และ BaCl_2 จะได้ AgCl กับ $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ เขียนสมการแบบไอออนิก ดังนี้



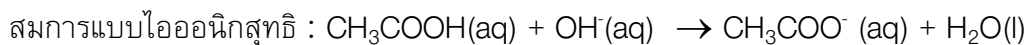
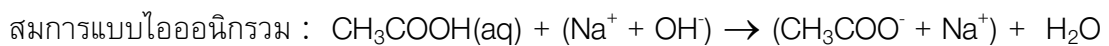
การเขียนสมการแบบไอออนิกที่สมบูรณ์จะต้องดุลทั้งจำนวนอะตอมและประจุไอออนให้เท่ากันทั้งสองข้างด้วย หลักในการเขียนสมการแบบไอออนิกที่พอสรุปเป็นแนวทางพื้นฐานได้คือ

- สารที่เป็นอิเล็กโทรไลต์แก่ (strong electrolyte) แตกตัวได้มาก ให้เขียนเป็นไอออน (แคตไอออนและแอนไอออน) เช่น NaOH เขียนได้เป็น Na^+ และ OH^-
- สารที่เป็นอิเล็กโทรไลต์อ่อน (weak electrolyte) แตกตัวได้น้อย ให้เขียนเป็นโมเลกุล เช่น CH_3COOH
- สารที่ไม่เป็นสารอิเล็กโทรไลต์ (non-electrolyte) ให้เขียนเป็นโมเลกุล
- สารที่ไม่ละลายน้ำ (สถานะของแข็ง) และสารในสถานะแก๊ส ให้เขียนเป็นโมเลกุล
- สมการไอออนิกสุทธิ ให้เขียนเฉพาะสารที่เกี่ยวข้องกับการเปลี่ยนแปลงทางเคมีเท่านั้น โดยละเว้นไอออนที่อยู่ในรูปเดียวกันทั้งทางซ้ายและทางขวาของสมการ
- สมการที่สมบูรณ์จะต้องดุลทั้งจำนวนอะตอมและประจุไฟฟ้า

ตัวอย่างสมการแบบไอออนิก เปรียบเทียบกับสมการแบบโมเลกุล

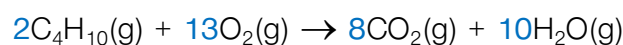
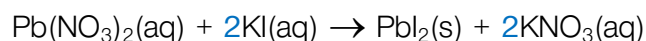
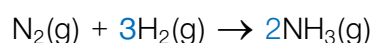


หรือ



2.2.2 การดุลสมการเคมี

สมการเคมีนอกจากจะบอกชนิดของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์แล้ว ส่วนที่สำคัญของสมการเคมีคือเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล (mole coefficient) ที่แสดงหน้าสูตรเคมีเพื่อบอกความสัมพันธ์เชิงโมลระหว่างสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ เช่น



เลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของแต่ละปฏิกิริยาจะเป็นตัวเลขจำนวนเต็มที่ได้มาจากการดุลสมการเคมี มีความหมายเป็นจำนวนเท่าของสารนั้น

การดุลสมการเคมี (chemical balance) คือการเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลหน้าสูตรเคมีเพื่อทำให้จำนวนอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันทั้งสองข้างสมการเท่ากัน

ขั้นตอนการดุลสมการเคมีไม่มีกฎเกณฑ์ที่แน่นอนตายตัว ส่วนใหญ่ต้องอาศัยการสังเกตและทดลองเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล อย่างไรก็ดีตาม แนวทางในการดุลสมการเคมี พอสรุปดังนี้

1) เขียนปฏิกิริยา (เขียนสูตรเคมีที่ถูกต้อง) โดยระบุสารตั้งต้นทั้งหมดไว้ด้านซ้ายและสารผลิตภัณฑ์ทั้งหมดไว้ทางขวาของลูกศร

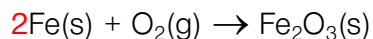
2) ดุลสมการเคมีโดยลองเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์หน้าสูตรเคมีที่จะทำให้จำนวนอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน โดยเริ่มจาก

- ดุลอะตอมที่ไม่ใช่ H หรือ O ก่อน
- ดุลอะตอมธาตุที่เป็นโลหะแล้วตามด้วยอะตอมธาตุที่เป็นอโลหะ
- ดุลอะตอมธาตุ H หรือ O

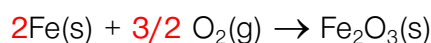
3) ตรวจสอบการเคมีที่ได้ดุลแล้ว จำนวนของอะตอมชนิดเดียวกันเท่ากันทั้งสองข้างของสมการ

ตัวอย่าง 2.16 การดุลสมการเคมี $\text{Fe(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$

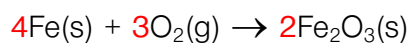
วิธีคิด ดุลที่อะตอมที่ไม่ใช่ H และ O ก่อน คือ Fe ซึ่งด้านซ้ายมี 1 อะตอม ด้านขวามี 2 อะตอม ดังนั้น ต้องใส่เลขสัมประสิทธิ์ด้านซ้ายเป็น 2



ดุล O ซึ่งด้านซ้ายมี 2 ส่วนด้านขวามี 3 ให้เติม $3/2$ หน้า O_2

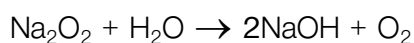


คูณตลอดสมการด้วย 2 เพื่อกำจัดเลขสัมประสิทธิ์ที่เป็นเศษส่วน

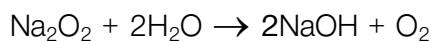


ตัวอย่าง 2.17 การดุลสมการเคมี $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{O}_2$

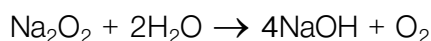
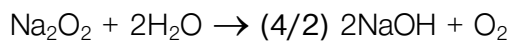
วิธีคิด ดุลที่อะตอมที่ไม่ใช่ H และ O ก่อน นั่นคือ Na โดยการเติม 2 หน้า NaOH



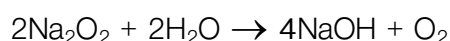
ดุลอะตอม O ซึ่งด้านซ้ายมี 3 อะตอม ส่วนด้านขวามี 4 อะตอม ให้เติม 2 หน้า H_2O



ดุลอะตอม H ซึ่งด้านซ้ายมี 4 อะตอม ส่วนด้านขวามี 2 อะตอม ให้เติม $4/2$ หน้า 2NaOH

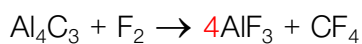


อะตอม Na ไม่เท่ากัน ต้องทำการดุลใหม่ โดยการเติม 2 หน้า Na_2O_2

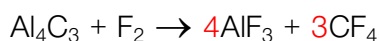


ตัวอย่าง 2.18 การดุลสมการ $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{F}_2 \rightarrow \text{AlF}_3 + \text{CF}_4$

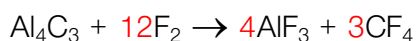
วิธีคิด ดุลที่อะตอม Al ซึ่งด้านซ้ายมี 4 อะตอม ส่วนด้านขวามี 1 อะตอม ให้เติม 4 หน้า Al_4C_3



ดุลที่อะตอม C ซึ่งด้านซ้ายมี 3 อะตอม ส่วนด้านขวามี 1 อะตอม ให้เติม 3 หน้า CF_4



ดุลที่อะตอม F ซึ่งด้านซ้ายมี 2 อะตอม ส่วนด้านขวามี 24 อะตอม ให้เติม 12 หน้า F_2

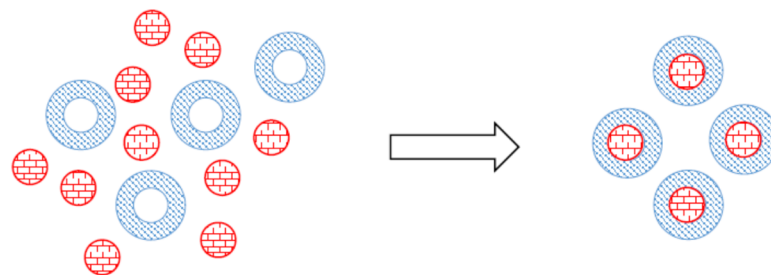


2.2.3 สารกำหนดปริมาณ

การเกิดปฏิกิริยาเคมีที่มีสารตั้งต้นตั้งแต่ 2 ชนิดขึ้นไป ถ้าสารตั้งต้นแต่ละชนิดมีปริมาณเท่ากันจะทำปฏิกิริยากันหมดพอดี การคำนวณหาปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นจะสามารถคำนวณจากสารตั้งต้นตัวใดก็ได้ แต่ถ้าสารตั้งต้นที่ใช้ทำปฏิกิริยากันมีปริมาณไม่เท่ากัน สารที่มีปริมาณน้อยกว่าจะถูกใช้หมดก่อนในการทำปฏิกิริยา สารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นได้มากที่สุดเท่ากับปริมาณสารตั้งต้นที่ถูกใช้หมดก่อน เรียกสารตั้งต้นที่ถูกใช้หมดก่อน ซึ่งจะเป็นตัวกำหนดปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นตามสมการเคมีว่า สารกำหนดปริมาณ (limiting agent)

แนวคิดเกี่ยวกับสารกำหนดปริมาณแสดงดังภาพที่ 2.5 เมื่อสัญลักษณ์รูปวงกลมกลวง และ วงกลมทึบ เป็นสารตั้งต้นที่มีปริมาณไม่เท่ากัน โดยให้เกิดผลิตภัณฑ์ (อัตราส่วนโดยโมลเป็น 1:1) จะเห็นว่าในระบบมีวงกลมกลวงน้อยกว่า และผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นมากที่สุดเท่ากับปริมาณวงกลมกลวงที่อยู่ในระบบ ส่วนวงกลมทึบจะเหลือในระบบหลังเกิดปฏิกิริยา

ปริมาณสารของสารตั้งต้นที่ใช้ในการเปรียบเทียบหาสารกำหนดปริมาณจะต้องพิจารณาจากจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่านั้น



ภาพที่ 2.6 แสดงแนวคิดของสารกำหนดปริมาณ

ในการพิจารณาว่าสารตั้งต้นใดเป็นสารกำหนดปริมาณในสมการเคมี อาจจำแนกเป็น 2 แบบคือ

1) อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากัน

ในกรณีที่อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากัน เช่น 1:1, 2:2 หรือ 3:3 เป็นต้น เมื่อคำนวณหาจำนวนโมลของสารตั้งต้นแต่ละตัวได้แล้ว (คำนวณจำนวนโมลจากน้ำหนัก จำนวนอนุภาค หรือปริมาตรของแก๊สที่กำหนดมาให้ตามหลักสามเหลี่ยมโมล) แล้วเทียบจากจำนวนโมลระหว่างสารตั้งต้นด้วยกันทั้งหมด สารตั้งต้นตัวใดมีจำนวนโมลน้อยกว่า สารนั้นเป็นสารกำหนดปริมาณ

ตัวอย่าง 2.19 สังกะสี (Zn) และกำมะถัน (S) ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นสังกะสีซัลไฟด์ (ZnS) ซึ่งเป็นสารเรืองแสงในการเคลือบผิวด้านในของหลอดโทรทัศน์ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ



ถ้าใช้ Zn 20.0 กรัมและ S 10.0 กรัม จงหาว่า

- ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ
- ข) สารใดเหลือ เหลือเท่าใดกี่กรัม
- ค) เกิด ZnS นกักรัม

วิธีคิด คำนวณจำนวนโมลของ Zn 20.0 กรัม $n \text{ ของ Zn} = \frac{20.0 \text{ g}}{65.4 \text{ g/mol}} = 0.306 \text{ mol}$

คำนวณจำนวนโมลของ S 10.0 กรัม $n \text{ ของ S} = \frac{10.0 \text{ g}}{32.0 \text{ g/mol}} = 0.311 \text{ mol}$

ก) จากสมการ Zn 1 โมล ทำปฏิกิริยากับ S 1 โมล (อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากัน คือ 1:1)

ดังนั้น Zn มีจำนวนโมลน้อยกว่า จึงเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) สารที่เหลือคือ S เนื่องจากมีปริมาณจำนวนโมลมากกว่า

จำนวนโมลของ S ที่เหลือ = $0.311 - 0.306 = 0.005 \text{ mol}$

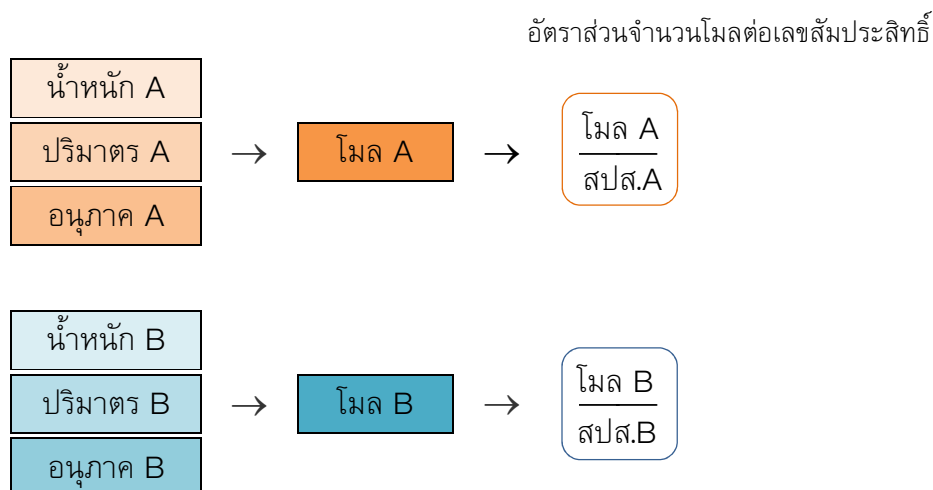
คำนวณน้ำหนักเป็นกรัมของ S ที่เหลือ = $(0.005 \text{ mol})(32.0 \text{ g/mol}) = 0.160 \text{ g}$

ค) เกิดผลิตภัณฑ์ ZnS = 0.306 mol เนื่องจากอัตราส่วนจำนวนโมลระหว่าง Zn กับ ZnS เป็น 1:1

คำนวณน้ำหนักเป็นกรัมของ ZnS = $(0.306 \text{ mol})(97.4 \text{ g/mol}) = 29.8 \text{ g}$

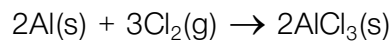
2) อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นไม่เท่ากัน

กรณีที่อัตราส่วนจำนวนโมลระหว่างสารตั้งต้นไม่เท่ากัน การคำนวณหาจำนวนโมลอย่างเดียว ไม่สามารถบอกสารกำหนดปริมาณได้ วิธีการอย่างง่าย เมื่อคำนวณจำนวนโมลแล้วให้หาอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของสารตั้งต้นแต่ละตัว คำนวณโดยนำจำนวนโมลหารด้วยตัวเลขสัมประสิทธิ์ (ตัวเลขหน้าสูตรเคมีในสมการที่ดุลแล้ว) สารตั้งต้นที่มีอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์น้อยกว่า สารนั้นเป็นสารกำหนดปริมาณ แนวคิดดังภาพที่ 2.7



ภาพที่ 2.7 แนวคิดการหาสารกำหนดปริมาณในกรณีที่สารตั้งต้นมีสัมประสิทธิ์จำนวนโมลไม่เท่ากัน

ตัวอย่าง 2.20 ปฏิกิริยาระหว่าง Al 6.0 mol กับแก๊ส Cl₂ 6.0 mol ดังสมการ



จงหา ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) เกิด AlCl₃ ขึ้นกี่กรัมเมื่อปฏิกิริยาสมบูรณ์

วิธีคิด ก) หาสารกำหนดปริมาณ

ขั้นที่ 1 ไม่ต้องหาจำนวนโมลของ Al และ Cl₂ เนื่องจากโจทย์กำหนดเป็นจำนวนโมลมาให้แล้ว

ขั้นที่ 2 คำนวณอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ เนื่องจากอัตราส่วนจำนวนโมลระหว่าง Al กับ Cl₂ ไม่เป็น 1:1

$$\text{Al} = \frac{6.0 \text{ mol}}{2} = 3.0 \text{ mol} \quad \text{และ} \quad \text{Cl}_2 = \frac{6.0 \text{ mol}}{3} = 2.0 \text{ mol}$$

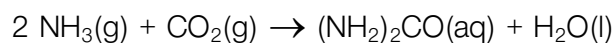
ดังนั้น Cl₂ เป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) จำนวนโมลของ AlCl₃ ที่เกิดขึ้น พิจารณาจากสมการเคมี คือ อัตราส่วนจำนวนโมลของ Cl₂ กับ AlCl₃ เป็น 3:2 หมายความว่า Cl₂ 3 mol เกิดผลิตภัณฑ์ AlCl₃ 2 mol

$$\text{ดังนั้น ถ้าใช้ Cl}_2 \text{ 6 mol จะเกิด AlCl}_3 = \frac{(2 \text{ mol} \times 6 \text{ mol})}{3 \text{ mol}} = 4 \text{ mol}$$

$$\text{คำนวณน้ำหนักเป็นกรัมของ AlCl}_3 = (4 \text{ mol})(133.5 \text{ g/mol}) = 534 \text{ g}$$

ตัวอย่าง 2.21 ปุ๋ยยูเรีย [(NH₂)₂CO] สามารถเตรียมได้จากปฏิกิริยาระหว่างแก๊ส NH₃ กับแก๊ส CO₂ ดังสมการ



ถ้าในกระบวนการผลิตยูเรียใช้ NH₃ 700 กรัมผสมกับ CO₂ 1,000 กรัม จงหา

ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) (NH₂)₂CO เกิดขึ้นมากที่สุดกี่กรัม

ค) หลังจากปฏิกิริยาลิ้นสุดลง สารที่เหลือจะเหลือกี่กรัม

วิธีคิด ขั้นที่ 1 คำนวณจำนวนโมลของ NH₃ และ CO₂

$$n \text{ ของ NH}_3 = \frac{700 \text{ g}}{17.0 \text{ g/mol}} = 41.2$$

$$n \text{ ของ CO}_2 = \frac{1,000 \text{ g}}{44.0 \text{ g/mol}} = 22.7$$

ขั้นที่ 2 พิจารณาสารกำหนดปริมาณ ซึ่งจะเห็นว่าสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของแต่ละสารไม่เท่ากัน ดังนั้นต้องเทียบจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ จะได้

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ NH}_3 = \frac{41.18}{2} = 20.6$$

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ CO}_2 = \frac{22.73}{1} = 22.7$$

ก) ดังนั้น NH₃ เป็นสารกำหนดปริมาณ เนื่องจากมีจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์น้อยกว่า

ขั้นที่ 3 จากปฏิกิริยา NH_3 2 mol เกิด $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ 1 mol

$$\text{NH}_3 \text{ 41.18 mol เกิด } (\text{NH}_2)_2\text{CO} = \frac{1 \times 41.18}{2} = 20.6 \text{ mol}$$

คำนวณ mol $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ให้เป็นกรัม เมื่อมวลโมเลกุลของ $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ เท่ากับ 60.0 g/mol

$$g(\text{NH}_2)_2\text{CO} = (20.6 \text{ mol})(60.0 \text{ g/mol}) = 1,235.4 \text{ g}$$

ข) ดังนั้น น้ำหนักของ $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ ที่เกิดขึ้นเท่ากับ 1,235.4 กรัม

ค) สารที่เหลือคือ CO_2

$$\text{จำนวนโมลของ } \text{CO}_2 \text{ ที่เหลือ} = 22.7 - 20.6 = 2.1 \text{ mol}$$

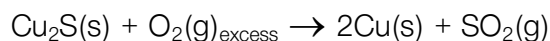
$$\text{คำนวณน้ำหนักเป็นกรัมของ } \text{CO}_2 \text{ ที่เหลือ} = (2.1 \text{ mol})(44.0 \text{ g/mol}) = 92.4 \text{ g}$$

2.2.4 ผลผลิตร้อยละ

การคำนวณหาผลผลิตที่เกิดขึ้นตามสมการเคมีโดยกำหนดให้ปฏิกิริยาเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์ ไม่มีการสูญหายใดๆ เกิดขึ้น เรียกว่า ผลผลิตตามทฤษฎี (theoretical yield) ส่วนผลผลิตที่ได้จากการทดลอง เรียกว่า ผลผลิตจริง (actual yield) โดยทั่วไปการรายงานผลผลิตจริงจะเปรียบเทียบกับค่าที่ได้ตามทฤษฎีในรูปร้อยละ เรียกว่า ผลผลิตร้อยละ (%yield) ดังนี้

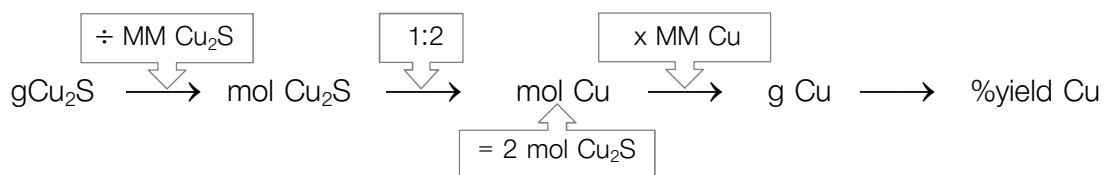
$$\text{ผลผลิตร้อยละ} = \frac{\text{ผลผลิตจริง}}{\text{ผลผลิตตามทฤษฎี}} \times 100 \quad \text{.....(2.5)}$$

ตัวอย่าง 2.22 จงหาปริมาณผลผลิตตามทฤษฎีของ Cu ที่ได้จากการแยก Cu_2S จำนวน 1,000 กรัม ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น คือ



ถ้าผลการทดลองได้ทองแดง (Cu) 712.5 กรัม จงคำนวณหาผลผลิตร้อยละ

วิธีคิด แนวคิดการคำนวณหาผลผลิตตามทฤษฎี



คำนวณผลผลิตตามทฤษฎี

$$n \text{ ของ } \text{Cu}_2\text{S} = \frac{1,000 \text{ g}}{159 \text{ g/mol}} = 6.29 \text{ mol}$$

อัตราส่วนจำนวนโมลระหว่าง Cu กับ Cu_2S เป็น 2:1

$$\text{ดังนั้น จำนวนโมลของ Cu ที่เกิดขึ้น} = 2 \times 6.29 = 12.6 \text{ mol}$$

$$\text{คำนวณน้ำหนักเป็นกรัมของ Cu} = (12.6 \text{ mol})(63.5 \text{ g/mol}) = 800.1 \text{ g}$$

ดังนั้น ผลผลิตตามทฤษฎีที่ควรเตรียม Cu ได้เท่ากับ 800.1 กรัม แต่ผลผลิตจริงได้ 712.5 กรัม
คำนวณผลผลิตร้อยละ ได้ดังนี้

$$\text{ผลผลิตร้อยละ} = \left(\frac{712.5 \text{ g}}{800.1 \text{ g}} \right) \times 100 = 89.1\%$$

ตัวอย่าง 2.23 จากสมการ $4\text{NH}_3(\text{aq}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ เมื่อ NH_3 80 กรัม ทำปฏิกิริยากับ O_2 200 กรัม ได้ NO เกิดขึ้น 84 กรัม จงคำนวณหาผลผลิตร้อยละ

วิธีคิด หาสารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ โดยคำนวณจำนวนโมลของ NH_3 และ O_2

$$n \text{ ของ } \text{NH}_3 = \frac{80 \text{ g}}{17.0 \text{ g/mol}} = 4.7$$

$$n \text{ ของ } \text{O}_2 = \frac{200 \text{ g}}{32.0 \text{ g/mol}} = 6.25$$

เนื่องจากสัมประสิทธิ์สารตั้งต้นไม่เท่ากัน ต้องหาอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ จะได้

$$\text{NH}_3 = \frac{4.7}{4} = 1.18 \quad \text{และ} \quad \text{O}_2 = \frac{6.25}{5} = 1.25$$

ดังนั้น NH_3 มีอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์น้อยกว่า จึงเป็นสารกำหนดปริมาณ

ในปฏิกิริยานี้มีผลิตภัณฑ์ 2 ชนิด แต่โจทย์บอกผลผลิตจริงของ NO มาเท่ากับ 84 กรัม ดังนั้นต้องหาผลผลิตทางทฤษฎีของ NO

จากปฏิกิริยาพบว่าอัตราส่วนจำนวนโมลของ NH_3 และ NO เป็น 4:4 (คือ 1:1)

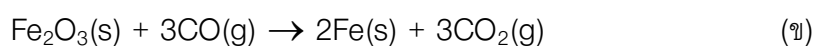
ดังนั้นจะเกิด NO เท่ากับ NH_3 ที่ใช้ไป = 4.7 mol

คำนวณน้ำหนักเป็นกรัม $\text{NO} = (4.7 \text{ mol})(30 \text{ g/mol}) = 141 \text{ g}$ ซึ่งคือ ผลผลิตตามทฤษฎี

$$\text{ดังนั้น} \quad \text{ผลผลิตร้อยละของ } \text{NO} = \left(\frac{84}{141} \right) \times 100 = 59.6\%$$

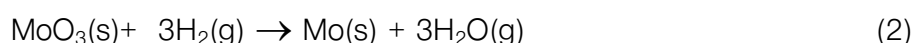
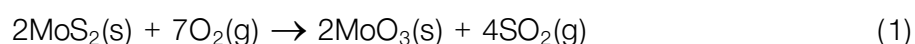
การคำนวณสมการเคมีที่เกี่ยวข้องมากกว่าหนึ่งสมการ

สมการเคมีหลายสมการอาจมีความเกี่ยวข้องกัน ตัวอย่างเช่น



จะเห็นว่าสมการ (ก) และ (ข) มีความเกี่ยวข้องกันจากความสัมพันธ์ของสองสมการดังกล่าว ถ้าทราบปริมาณของสารใดสารหนึ่งในสมการหนึ่งจะสามารถหาปริมาณของสารในอีกสมการหนึ่งได้ แต่การคำนวณที่เกี่ยวข้องกับสมการที่มากกว่าหนึ่งสมการจะต้องทำให้สารที่พิจารณามีความสัมพันธ์ต่อเนื่องกัน วิธีการอย่างง่ายคือการทำให้จำนวนโมลของสารนั้นเท่ากันในสมการต่อเนื่องกัน

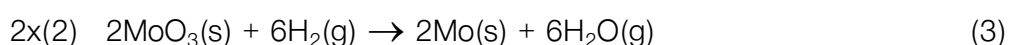
ตัวอย่าง 2.24 ธาตุโมลิบดีนัม (Mo) เตรียมได้จากแร่โมลิบดีไนต์ (MoS_2) โดยการเผาเพื่อให้เกิดเป็นออกไซด์แล้วรีดิวซ์ออกไซด์ที่ได้ด้วยแก๊สไฮโดรเจนดังสมการ



ถ้ามีแก๊สออกซิเจนอยู่ 560 g แก๊สไฮโดรเจน 120 g และ MoS_2 1,600 g

จงคำนวณหาน้ำหนัก Mo ที่จะเตรียมได้ ($\text{Mo}=96$, $\text{S}=32$, $\text{O}=16$, $\text{H}=1$)

วิธีคิด ทำสมการให้มีความสัมพันธ์ของ MoO_3 ต่อเนื่องกัน โดยการคูณ 2 ตลอดสมการ (2) จะได้ดังนี้



จากปฏิกิริยาต่อเนื่องจะเห็นได้ว่า Mo เกิดขึ้น 2 mol และ H_2 6 mol (สมการ 3) เมื่อใช้ MoS_2 2 mol ทำปฏิกิริยากับ O_2 7 mol (สมการ 1)

ขั้นที่ 1 คำนวณจำนวนโมลของ O_2 , H_2 และ MoS_2 จากน้ำหนักที่โจทย์ให้มา

$$n \text{ ของ } O_2 = \frac{560 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 17.5 \text{ mol}$$

$$n \text{ ของ } H_2 = \frac{120 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 60 \text{ mol}$$

$$n \text{ ของ } MoS_2 = \frac{1600 \text{ g}}{160 \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol}$$

ขั้นที่ 2 พิจารณาสารกำหนดปริมาณ ซึ่งจะเห็นว่าสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของแต่ละสารไม่เท่ากัน ดังนั้นต้องเทียบจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ จะได้

$$O_2 = \frac{17.5 \text{ mol}}{7} = 2.5 \text{ mol}$$

$$H_2 = \frac{60 \text{ mol}}{6} = 10 \text{ mol}$$

$$MoS_2 = \frac{10 \text{ mol}}{2} = 5 \text{ mol}$$

ดังนั้น O_2 เป็นสารกำหนดปริมาณ

ขั้นที่ 3 จากปฏิกิริยา O_2 7 mol เตรียม Mo ได้ 2 mol = $2 \times 96 \text{ g}$

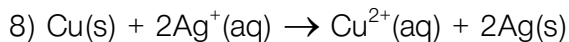
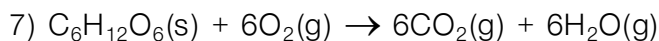
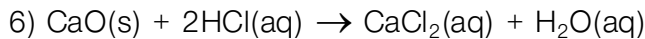
$$O_2 17.5 \text{ mol เตรียม Mo} = \frac{2 \times 17.5}{7} = 5 \text{ mol}$$

คำนวณน้ำหนักเป็นกรัมของ Mo จากจำนวนโมล 5 mol

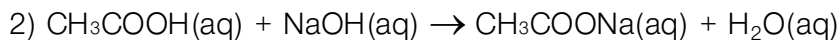
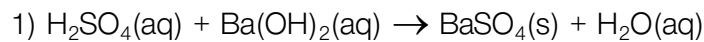
$$gMo = 5 \text{ mol} \times 96 \text{ g/mol} = 480 \text{ g}$$

แบบฝึกหัด

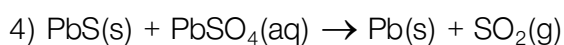
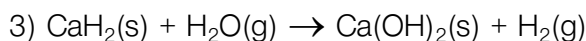
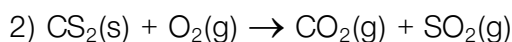
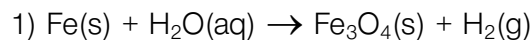
- Al 1 อะตอม มีน้ำหนักเท่ากับ $27 \times 1.66 \times 10^{-24}$ กรัม จงหาว่า Al มีมวลอะตอมเท่าไร
- จงคำนวณหาน้ำหนัก (กรัม) ของ Ag 1 อะตอม
- H_2SO_4 10.0 กรัม ประกอบด้วย O กี่กรัม
- จงคำนวณสูตรเอมพิริคัลของสารที่มีองค์ประกอบคือ C 60%, H 13.3% และ O 26.7%
- ธาตุ Cl ที่พบในธรรมชาติมี 2 ไอโซโทป คือ ^{35}Cl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



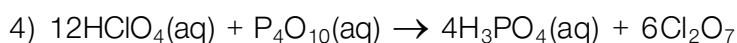
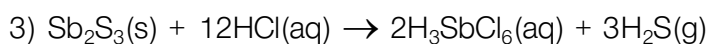
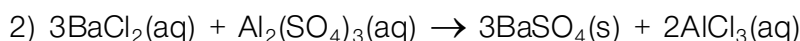
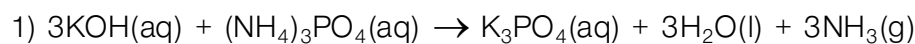
17. จงเขียนสมการแบบไอออนิกรวมและไอออนสุทธิจากสมการต่อไปนี้



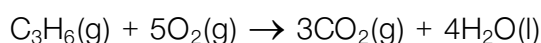
18. จงดุลสมการเคมี



19. จากปฏิกิริยาที่กำหนดให้ สมมติสารตั้งต้นทุกตัวมีปริมาณ 20 กรัมเท่ากันและปฏิกิริยาเกิดได้อย่างสมบูรณ์จงแสดงว่าสารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

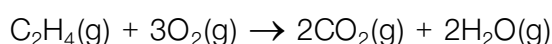


20. ปฏิกิริยาการเผาไหม้ของโพรเพน (C_3H_6) ในแก๊สออกซิเจนเป็นดังนี้



ถ้าทำการเผา C_3H_6 25.0 กรัม ในออกซิเจน 20.0 กรัม สารใดจะเป็นสารกำหนดปริมาณและจงคำนวณปริมาณมากที่สุดของ CO_2 เป็นกรัม

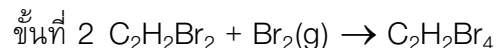
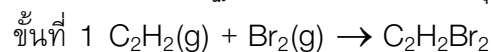
21. อะซีทิลีน (C_2H_2) หนัก 1.90 กรัมเผาไหม้กับแก๊ส O_2 หนัก 5.90 กรัม ดังสมการ



1) เกิด CO_2 มากที่สุดกี่กรัม

2) ถ้าเกิด CO_2 3.48 กรัม จงคำนวณผลผลิตร้อยละของ CO_2

22. เอทิลีน (C_2H_2) ทำปฏิกิริยากับ Br_2 2 โมเลกุลเกิด $\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_4$ โดยเกิดปฏิกิริยา 2 ขั้นตอนดังนี้



ถ้าผสม C_2H_2 5.00 g เข้ากับ Br_2 40.0 กรัม จะเกิด $\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_2$ และ $\text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_4$ กี่กรัม เมื่อปฏิกิริยาเกิดอย่างสมบูรณ์