แผนการสอนสัปดาห์ที่ 1

หน่วยที่ 1 ปริมาณสัมพันธ์
บทเรียนที่ 1.1 เคมีพื้นฐาน **จำนวนชั่วโมง 3**

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจเกี่ยวกับเคมีพื้นฐาน

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. บอกความรู้ทั่วไปเกี่ยวกับเคมี
2. บอกตารางธาตุและการประยุกต์ใช้
3. อธิบายสมบัติพีริออดิก
4. อธิบายพันธะเคมีเบื้องต้น

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย และอภิปราย
2. กิจกรรมกลุ่มในชั้นเรียน (Work@class)

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

1. เอกสารประกอบการสอน วิชาเคมีสำหรับสุขภาพ เครื่องสำอางและการชะลอวัย
2. เอกสาร powerpoint
3. https://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=12659
4. https://www.facebook.com/chemographics
5. https://www.slideshare.net/woravith

การวัดผล

1. ประเมินจากกิจกรรมในชั้นเรียน
2. ประเมินจากกิจกรรมแบบฝึกหัด หรืองานที่มอบหมาย
3. ประเมินจากการสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย
4. ประเมินจากการสอบย่อยรายหน่วยเรียน

หน่วยที่ 1 ปริมาณสัมพันธ์

บทเรียนที่ 1.1 เคมีพื้นฐาน

1.1.1 ความรู้ทั่วไปเกี่ยวกับเคมี

1) อะตอม

อะตอมประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิดประกอบด้วย อิเล็กตรอน (e) โปรตอน (p) และนิวตรอน (n) โดยอะตอมมีมวลน้อยมาก เนื่องจากอนุภาคมูลฐานที่อยู่ในอะตอมมีขนาดเล็กและมีมวลน้อยมาก ดังแสดงในตารางที่ 1.1 โดยบริเวณใจกลางเป็นนิวเคลียสที่มีความหนาแน่นสูง เนื่องจากภายในมีโปรตอนและนิวตรอนมีมวลเกือบเท่ามวลของอะตอม ส่วนรอบ ๆ นิวเคลียส จะมีอิเล็กตรอนโคจรอยู่รอบ ๆ โดยนิวเคลียสมีขนาดเส้นผ่านศูนย์กลางประมาณ 10^{-13} เซนติเมตร ขณะที่อะตอมมีเส้นผ่านศูนย์กลางมีขนาด 10^{-8} เซนติเมตร ในเวลาต่อมาได้มีการกำหนดหน่วยมวลอะตอม (atomic mass unit, amu) ขึ้นมาใช้ โดยกำหนดให้ 1.66054×10^{-24} กรัม เท่ากับ 1 amu หรือ 1 Dalton (D) เพื่อเป็นเกียรติแก่ดอลตัน

ตารางที่ 1.1 มวลและประจุของอนุภาคมูลฐานในอะตอม

อนุภาค	มวล (กรัม)	มวล (amu)	ประจุ (คูลอมบ์)	ประจุ
อิเล็กตรอน	9.10×10^{-28}	0.0005486	1.60×10^{-19}	-1
โปรตอน	1.67×10^{-24}	1.007276	1.60×10^{-19}	+1
นิวตรอน	1.67×10^{-24}	1.008665	0	0

อะตอมของธาตุต่าง ๆ ประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิด คืออิเล็กตรอน (ประจุลบ) โปรตอน (ประจุบวก) และนิวตรอน (ประจุเป็นกลาง) จำนวนของอนุภาคมูลฐานของอะตอมสามารถบอกถึงสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ (nuclear symbol) ดังนี้

$$_{Z}^{A}\mathrm{X}$$

เมื่อ X = สัญลักษณ์ของธาตุ
A = มวลอะตอม
Z = เลขอะตอม

เลขเชิงอะตอม (atomic number, Z) คือตัวเลขที่แสดงจำนวนโปรตอนในนิวเคลียส เลขอะตอมจึงเป็นค่าเฉพาะของธาตุใดธาตุหนึ่งเท่านั้น สภาวะที่อะตอมเป็นกลางทางไฟฟ้าจะมีจำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน ดังนั้นเลขอะตอมจึงสามารถบอกจำนวนของอิเล็กตรอนของธาตุได้ ธาตุชนิดเดียวกันจะมีเลขอะตอมเท่ากันเสมอ เลขอะตอมจึงเป็นสมบัติเบื้องต้นของอะตอมและเป็นสิ่งกำหนดสมบัติทางเคมีและสมบัติทางกายภาพอีกหลายประการของอะตอมนั้น ๆ

มวลเชิงอะตอม (atomic mass, A) หรือ เลขมวล (mass number) คือตัวเลขที่แสดงจำนวนผลรวมระหว่างจำนวนโปรตอนและจำนวนนิวตรอน โดยทั่วไปแล้วมวลอะตอมหาได้ดังนี้

มวลอะตอม (A) = จำนวนโปรตอน (p) + จำนวนนิวตรอน (n)

จำนวนนิวตรอนในอะตอมจึงเท่ากับผลต่างระหว่างมวลอะตอมกับเลขอะตอม

สัญลักษณ์นิวเคลียร์บอกจำนวนอนุภาคมูลฐานของอะตอมได้ และสามารถบอกจำนวนเลขอะตอมและมวลอะตอม ดังแสดงในตารางที่ 1.2

ตารางที่ 1.2 เลขอะตอมและมวลอะตอมของธาตุบางชนิด

สัญลักษณ์ธาตุ	ชื่อธาตุ	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
$^{12}_{6}C$	คาร์บอน	6	12	6	6
$^{16}_{8}O$	ออกซิเจน	8	16	8	8
$^{14}_{7}N$	ไนโตรเจน	7	14	7	7
$^{35}_{17}Cl$	คลอรีน	17	35	18	17
$^{59}_{27}Co$	โคบอลต์	27	59	32	27
$^{60}_{27}Co$	โคบอลต์	27	60	33	27

แต่การเขียนสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ เลขอะตอมและมวลอะตอมอาจสลับกันตำแหน่ง ดังภาพที่ 1.1 ดังนั้นการพิจารณาว่าเลขใดเป็นเลขอะตอมและมวลอะตอม ให้ดูจากตารางธาตุว่า เลขอะตอมจะมีค่าน้อยกว่ามวลอะตอมเสมอ

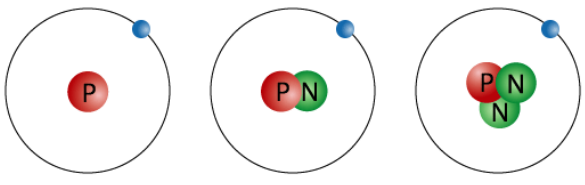
ภาพที่ 1.1 สัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุคาร์บอน

ไอโซโทป (isotope) คือธาตุชนิดเดียวกัน แต่มีมวลอะตอมไม่เท่ากัน เช่นอะตอม H มี 3 ไอโซโทป (ภาพที่ 1.2) คือ

$^{1}_{1}H$ มีโปรตอน 1 ตัวและไม่มีนิวตรอน เรียกว่า ไฮโดรเจน (hydrogen) หรือโปรตอน (proton)

$^{2}_{1}H$ มีโปรตอน 1 ตัวและมีนิวตรอน 1 ตัว เรียกว่า ดิวเทอเรียม (deuterium)

$^{3}_{1}H$ มีโปรตอน 1 และมีนิวตรอน 2 ตัว เรียกว่า ทริเทียม (tritium)



ภาพที่ 1.2 ชนิดของไอโซโทปอะตอมไฮโดรเจน

สมบัติทางเคมีของธาตุถูกกำหนดด้วยจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนในอะตอม ส่วนนิวตรอนไม่มีส่วนเกี่ยวข้องในการเปลี่ยนแปลงทางเคมี ดังนั้น ไอโซโทปของธาตุเดียวกันจึงมีสมบัติทางเคมีเหมือนกันเกิดสารประกอบประเภทเดียวกันและมีความไวต่อปฏิกิริยาเคมีทำนองเดียวกัน ไอโซโทปของธาตุแต่ละชนิดปรากฏในธรรมชาติที่ไม่เท่ากัน ดังแสดงในตารางที่ 1.3

ตารางที่ 1.3 ไอโซโทปของธาตุบางชนิดและร้อยละที่มีอยู่ในธรรมชาติ

ธาตุ	ไอโซโทป	ร้อยละที่มีอยู่ในธรรมชาติ
คาร์บอน	^{12}C	98.892
	^{13}C	1.108
	^{14}C	น้อยมาก
ไฮโดรเจน	^{1}H	99.985
	^{2}H	0.015
	^{3}H	$< 10^{-16}$
ออกซิเจน	^{16}O	99.763
	^{17}O	0.037
	^{18}O	0.02

ไอโซโทน (isotone) คือธาตุต่างชนิดกันที่มีจำนวนนิวตรอนเท่ากันแต่มีมวลอะตอมไม่เท่ากัน เช่น ^{18}O กับ ^{19}F เป็นไอโซโทนกัน มีนิวตรอนเท่ากันคือ 10 จะเห็นได้ว่าเฉพาะนิวตรอนเท่านั้นที่เท่ากันแต่มวลอะตอมไม่เท่ากัน

ไอโซบาร์ (isobar) คือธาตุต่างชนิดกันที่มีมวลอะตอมเท่ากันแต่มีจำนวนนิวตรอนไม่เท่ากัน เช่น ^{30}P กับ ^{30}S มีเลขมวลเท่ากันคือ 30 จะเห็นได้ว่าเฉพาะมวลอะตอมเท่านั้นที่เท่ากัน แต่นิวตรอนไม่เท่ากัน

2) โมเลกุล

โมเลกุล (molecule) คือการรวมตัวของอะตอมอย่างน้อยสองอะตอมด้วยแรงดึงดูดทางเคมี โดยทั่วไปโมเลกุลอาจเป็นการรวมตัวของอะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน 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) เป็นโมเลกุลอะตอมคู่ที่ทั้งสองอะตอมเป็นอะตอมของธาตุชนิดเดียวกัน เช่น H_2, O_2, N_2, Cl_2 และ Br_2

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

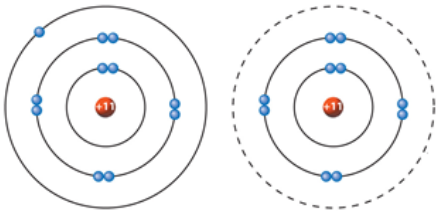
3) โมเลกุลหลายอะตอม (polyatomic molecule) หมายถึงโมเลกุลที่ประกอบด้วยอะตอมตั้งแต่ 3 อะตอมขึ้นไป ซึ่งอาจเป็นอะตอมชนิดเดียวกันหรือต่างชนิดกัน เช่น O_3, H_2O, CH_4, CO_2 และ $C_6H_{12}O_6$

3) ไอออน

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

3.1) แคตไอออน (cation) เกิดจากอะตอมสูญเสียเวเลนซ์อิเล็กตรอนไป ทำให้จำนวนอิเล็กตรอนที่เหลืออยู่มีจำนวนน้อยกว่าจำนวนโปรตอน อะตอมจึงแสดงอำนาจไฟฟ้าบวกตามจำนวนของโปรตอนที่มีมากกว่า จะเขียนโดยใช้เครื่องหมายบวกอยู่บนขวาของอะตอม เช่น Na^+, Mg^{2+} และ Al^{3+} เช่น อะตอมโซเดียม (Na) เมื่อถูกดึงอิเล็กตรอนออกจากระดับพลังงานสุดท้าย 1 อิเล็กตรอนทำให้เกิดเป็นโซเดียมไอออน (Na^+) ดังภาพที่ 1.3 สมมติ M คืออะตอมที่เกิดจากสูญเสียอิเล็กตรอน

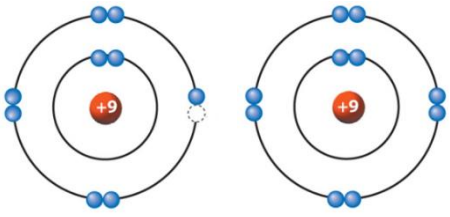
ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^+
ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^{2+}
ถ้าอะตอม M สูญเสียอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น M^{3+}



ภาพที่ 1.3 เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมโซเดียมและโซเดียมไอออน

3.2) แอนไอออน (anion) เกิดจากอะตอมรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่ม ทำให้มีจำนวนอิเล็กตรอนมากกว่าจำนวนโปรตอน อะตอมจึงแสดงอำนาจไฟฟ้าลบตามจำนวนของอิเล็กตรอนที่มีมากกว่า จะเขียนโดยใช้เครื่องหมายลบอยู่บนขวาของอะตอม เช่น Cl^-, O^{2-} และ N^{3-} เช่นอะตอมฟลูออรีน (F) รับอิเล็กตรอนเข้ามา 1 อิเล็กตรอนทำให้เกิดเป็นฟลูออไรด์ไอออน (F^-) ดังภาพที่ 1.4 สมมติ X คืออะตอมที่รับอิเล็กตรอน

ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^-
ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^{2-}
ถ้าอะตอม X รับอิเล็กตรอน 3 อิเล็กตรอน จะเขียนได้เป็น X^{3-}



ภาพที่ 1.4 เวเลนซ์อิเล็กตรอนของอะตอมฟลูออรีนและฟลูออไรด์ไอออน

การเขียนสัญลักษณ์ไอออนแตกต่างสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุตรงที่ต้องระบุประจุไฟฟ้าบวกหรือลบ ประจุไฟฟ้าสุทธิของไอออนจะสามารถบอกจำนวนอิเล็กตรอน ส่วนเลขอะตอมและมวลอะตอมพิจารณาเช่นเดียวกับสัญลักษณ์นิวเคลียร์ของธาตุ ดังแสดงในตารางที่ 1.4

ตารางที่ 1.4 จำนวนเลขอะตอมและมวลอะตอมของไอออนบางชนิด

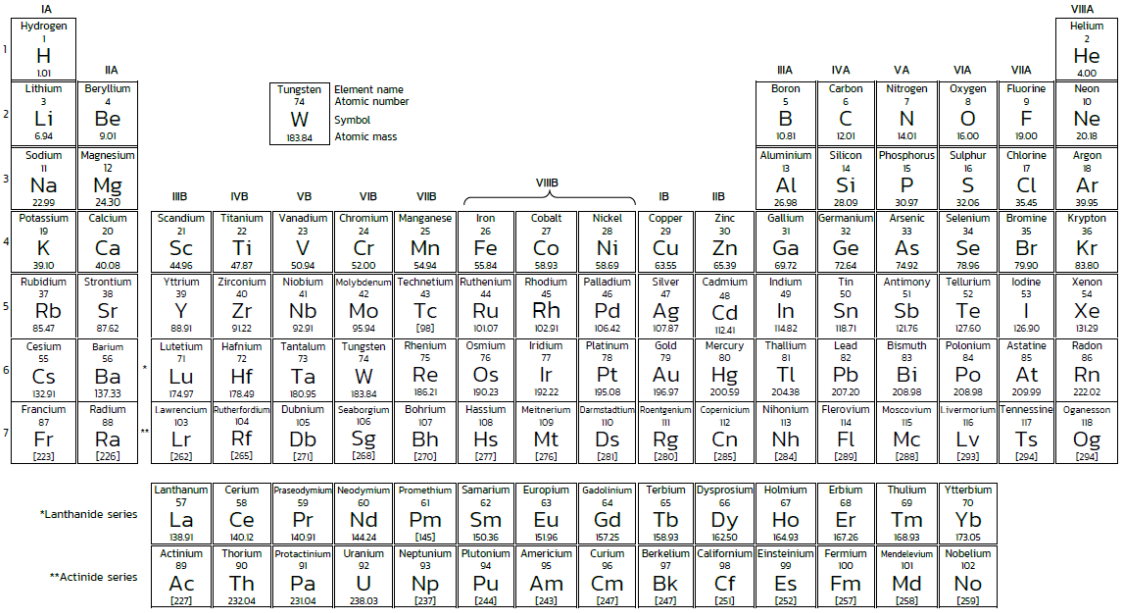
สัญลักษณ์ไอออน	ชื่อไอออน	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
$^{6}_{3}Li^{+}$	ลิเทียมไอออน	3	3	3	2
$^{24}_{12}Mg^{2+}$	แมกนีเซียมไอออน	12	24	12	10
$^{52}_{24}Cr^{3+}$	โครเมียมไอออน	24	52	28	21
$^{16}_{8}O^{2-}$	ออกไซด์ไอออน	8	16	8	10
$^{35}_{17}Cl^{-}$	คลอไรด์ไอออน	17	35	18	18
$^{14}_{7}N^{3-}$	ไนไตรด์ไอออน	7	14	7	10

ตัวอย่าง 1.1 จำนวนเลขอะตอม มวลอะตอม และอนุภาคของธาตุและไอออนบางชนิด

สัญลักษณ์ธาตุ/ไอออน	ชื่อธาตุ/ไอออน	เลขอะตอม	มวลอะตอม	นิวตรอน	อิเล็กตรอน
$^{40}_{20}Ca$	แคลเซียม	20	40	20	20
$^{32}_{16}S^{2-}$	ซัลไฟด์ไอออน	16	32	16	18
$^{137}_{56}Ba$	แบเรียม	56	137	81	56
$^{137}_{56}Ba^{2+}$	แบเรียมไอออน	56	137	81	54
$^{35}_{17}Cl^{-}$	คลอไรด์ไอออน	17	35	18	18

1.1.2 ตารางธาตุและการประยุกต์ใช้

ตารางธาตุปัจจุบันดังภาพที่ 1.5 แบ่งธาตุออกเป็นแถวแนวตั้ง (column) 18 แถว เรียกว่า หมู่ (group) และแถวแนวนอน (horizontal row) 7 แถว เรียกว่า คาบ (period) ธาตุที่อยู่ใน 2 หมู่ทางซ้ายมือและธาตุที่อยู่ใน 6 หมู่ทางขวามือของตารางธาตุจะเป็นธาตุหมู่หลัก (main group) เรียกว่าธาตุหมู่ A ส่วนธาตุที่อยู่ใน 10 หมู่ตรงกลางตารางจะเป็นหมู่ธาตุแทรนซิชัน (transition) เรียกว่าธาตุหมู่ B และธาตุที่อยู่ตอนล่าง 2 แถวเป็นพวกโลหะแทรนซิชันแทรก หรือเรียกว่า อินเนอร์แทรนซิชัน (inner transition)



ภาพที่ 1.5 รูปแบบตารางธาตุปัจจุบัน

1) ธาตุหมู่หลัก

หมู่ของธาตุในแนวตั้งทั้ง 18 หมู่ นิยมเขียนเลขโรมันและมีตัวอักษร A และ B กำกับอยู่ เรียกว่าธาตุหมู่ A และหมู่ B ตามลำดับ ถ้าเป็นธาตุในหมู่ A เริ่มตั้งแต่ 1A ถึง 8A (IA-VIIIA) จะเป็นธาตุหมู่หลัก เรียกว่าธาตุเรพรีเซนเททีฟ (representative) ธาตุเหล่านี้แต่ละหมู่มีสมบัติเปลี่ยนแปลงอย่างสม่ำเสมอจากข้างล่างขึ้นข้างบนหรือจากข้างบนลงล่าง ปฏิกิริยาของธาตุใดธาตุหนึ่งในแต่ละหมู่สามารถใช้เป็นตัวแทนธาตุอื่นในหมู่เดียวกันได้

แต่ถ้าเป็นธาตุในหมู่ B เริ่มตั้งแต่ 3B ถึง 2B (IIIB-IIB) เรียกว่าธาตุแทรนซิชัน ซึ่งจะมีสมบัติคล้ายกันในคาบเดียวกันมากกว่าในหมู่เดียวกัน

การกำหนดเลขหมู่อาจใช้เลขอารบิก 1–8 แทนเลขโรมันก็ได้ ธาตุเรพรีเซนเททีฟ (ธาตุหมู่ A) ที่อยู่ในหมู่เดียวกันบางหมู่มีชื่อเรียกเฉพาะดังนี้

- ธาตุในหมู่ 1A เรียก โลหะแอลคาไล (alkaline metal) ประกอบด้วย Li, Na, K, Rb, Cs และ Fr
- ธาตุในหมู่ 2A เรียก โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (alkaline earth metal) ประกอบด้วย Be, Mg, Ca, Sr, Ba และ Ra
- ธาตุในหมู่ 6A เรียก ชาลโคเจน (charcogen) มีสมบัติเป็นอโลหะ ประกอบด้วย O, S, Se, Te และ Po
- ธาตุในหมู่ 7A เรียก แฮโลเจน (halogen) มีสมบัติเป็นอโลหะ ประกอบด้วย F, Cl, Br, I และ At
- ธาตุในหมู่ 8A เรียก แก๊สมีสกุล (noble gas) ธาตุในหมู่นี้ประกอบด้วย He, Ne, Ar, Kr, Xe และ Rn เดิมเรียกธาตุในหมู่นี้ว่าแก๊สเฉื่อย (inert gas) เพราะไม่ทำปฏิกิริยากับธาตุใดๆ เนื่องจากโครงแบบอิเล็กตรอนเป็นแบบเต็ม แต่ในปัจจุบันพบว่าธาตุหมู่นี้บางธาตุเกิดปฏิกิริยาได้บ้าง

ธาตุแต่ละหมู่จะมีการจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนเหมือนกันแต่จะต่างกันที่ระดับพลังงานหลัก ดังนั้นธาตุในหมู่เดียวกันจะมีสมบัติทางเคมีคล้ายคลึงกัน อย่างไรก็ตาม ธาตุในแถวแนวตั้งหนึ่งอาจมีสมบัติบางประการคล้ายคลึงกับธาตุในอีกแถวหนึ่งก็ได้ ซึ่งมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากันแต่การจัดเรียงตัวของเวเลนซ์อิเล็กตรอนแตกต่าง เช่น ธาตุในแถวแนวตั้งที่ 3 (หมู่ 3B) เรียกว่า กลุ่มสแกนเดียม มีการจัดเรียงตัวอิเล็กตรอนเป็น $(n-1)d^1ns^2$ จะมีสมบัติบางอย่างคล้ายกับธาตุในแถวแนวตั้งที่ 13 (หมู่ 3A) ที่มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น ns^2np^1 จึงนิยมเรียกธาตุกลุ่มสแกนเดียมว่าเป็นธาตุหมู่ย่อยของหมู่ 3A จึงเรียกว่าหมู่ 3B ดังนั้นจะเห็นเลขหมู่กำกับธาตุกลุ่มสแกนเดียมเป็น 3B

ตามแนวนอนของตารางธาตุแบ่งออกเป็น 7 คาบ โดยแต่ละคาบมีตัวเลขอารบิกกำกับข้างหน้าคาบ และยังมีอีก 2 คาบที่เขียนแยกไว้ด้านล่าง เรียกว่าอนุกรมแลนทาไนด์ (lantanide series) และอนุกรมแอกทิไนด์ (actinide series) เมื่อพิจารณาแต่ละคาบเป็นดังนี้

คาบที่ 1 มี H และ He เท่านั้น
คาบที่ 2 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 3 คือ Li ถึง 10 คือ Ne
คาบที่ 3 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 11 คือ Na ถึง 18 คือ Ar
(คาบที่ 2 และที่ 3 นี้มีเฉพาะธาตุในหมู่ A เท่านั้น ไม่มีธาตุในหมู่ B)
คาบที่ 4 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 19 คือ K ถึง 36 คือ Kr
คาบที่ 5 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 37 คือ Rb ถึง 54 คือ Xe
คาบที่ 6 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 55 คือ Cs ถึง 86 คือ Rn
คาบที่ 7 ประกอบด้วยธาตุที่มีเลขอะตอมตั้งแต่ 87 คือ Fr ถึง 116 คือ Lv

2) โครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอมกับตำแหน่งในตารางธาตุ

ธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันในตารางธาตุจะมีจำนวนระดับพลังงานหลัก (n) สูงที่สุดเท่ากัน คือ คาบที่ 1 มีระดับพลังงานเท่ากับ 1 (n=1) คาบที่ 2 มีระดับพลังงานเท่ากับ 2 (n=2) และจะเพิ่มขึ้นตามลำดับคาบละหนึ่งระดับพลังงาน จนถึงคาบที่ 7 ซึ่งจะมีระดับพลังงานสูงสุดเท่ากับ 7 (n=7)

จำนวนอิเล็กตรอนของธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละหนึ่งหน่วยอิเล็กตรอนจากซ้ายไปขวาของตารางธาตุ ซึ่งทำให้ธาตุที่อยู่ในคาบเดียวกันมีสมบัติทางเคมีและทางกายภาพที่แตกต่างกัน ในแต่ละคาบจะเริ่มด้วยธาตุที่มีเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากับ 1 ที่บรรจุในออร์บิทัล-s ในคาบที่ 1 ซึ่งตรงกับระดับพลังงานที่ 1 จึงมีธาตุเพียง 2 ธาตุเท่านั้นคือ H (Z=1) และ He (Z=2) เพราะออร์บิทัล-1s บรรจุอิเล็กตรอนได้เพียง 2 อิเล็กตรอน ดังแสดงในตารางที่ 1.5

คาบที่ 2 มี 8 ธาตุ เริ่มจาก Li (Z=3) ถึง Ne (Z=10) การจัดเรียงอิเล็กตรอนแสดงในตารางที่ 1.5 โดย Li มี 3 อิเล็กตรอนซึ่งบรรจุในระดับพลังงานที่ 1 (ออร์บิทัล-1s) แล้ว 2 อิเล็กตรอน ส่วนอีก 1 อิเล็กตรอนต้องเข้าไปอยู่ในระดับพลังงานที่ 2 คือออร์บิทัล-2s ในคาบที่ 2 มีระดับพลังงานสองระดับพลังงานย่อย (ออร์บิทัล-2s หนึ่งออร์บิทัล และออร์บิทัล-2p อีกสามออร์บิทัล) ซึ่งในระดับพลังงานที่ 2 นี้จะบรรจุอิเล็กตรอนได้รวมไม่เกิน 8 อิเล็กตรอนเท่านั้น

คาบที่ 3 มีทั้งหมด 8 ธาตุ เริ่มจาก Na (Z=11) ถึง Ar (Z=18) การจัดเรียงอิเล็กตรอนแสดงในตารางที่ 1.5 ในคาบที่ 3 มีระดับพลังงานสามระดับพลังงานย่อย (ออร์บิทัล-3s หนึ่งออร์บิทัล ออร์บิทัล-3p อีกสามออร์บิทัล และออร์บิทัล-3d อีกห้าออร์บิทัล)

คาบที่ 4 เริ่มจาก K (Z=19) การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานนี้จะเริ่มที่ออร์บิทัล-4s เนื่องจากออร์บิทัล-4s มีระดับพลังงานต่ำกว่าออร์บิทัล-3d ดังนั้น และเมื่อออร์บิทัล-4s บรรจุเต็มหมด

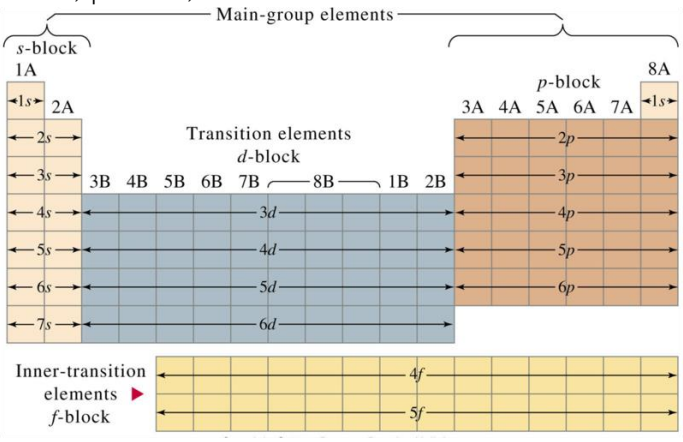
แล้วจึงบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-3d โดยออร์บิทัล-3d มีทั้งหมด 5 ออร์บิทัลย่อย จึงมีธาตุแทรกมาในคาบที่ 4 จำนวน 10 ธาตุ (Sc ถึง Zn) เมื่อออร์บิทัล-3d เต็มแล้วจึงตามด้วยการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4p อีก 6 ธาตุ (Ga ถึง Kr)

คาบที่ 5 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5s, ออร์บิทัล-4d และออร์บิทัล-5p ตามลำดับทำนองเดียวกันคาบที่ 4 จึงมีธาตุ 18 ธาตุเช่นเดียวกับธาตุคาบที่ 4 เมื่อถึงคาบที่ 6 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-4f หลังจากที่บรรจุออร์บิทัล-6s จนเต็ม และออร์บิทัล-5d อีก 1 อิเล็กตรอนอีกต่อไป และไปสิ้นสุดเมื่อออร์บิทัล-6p บรรจุเต็มคาบที่ 7 จะมีการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-5f

ตารางที่ 1.5 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุคาบที่ 1, 2 และ 3

คาบ	สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
1	$_{1}H$	$1s^1$
	$_{2}He$	$1s^2$
2	$_{3}Li$	$1s^2\ 2s^1$
	$_{4}Be$	$1s^2\ 2s^2$
	$_{5}B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
	$_{6}C$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
	$_{7}N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
	$_{8}O$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
	$_{9}F$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
	$_{10}Ne$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
3	$_{11}Na$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
	$_{12}Mg$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
	$_{13}Al$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
	$_{14}Si$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
	$_{15}P$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
	$_{16}S$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
	$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
	$_{18}Ar$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

เมื่อพิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมในตารางธาตุ แบ่งธาตุออกเป็นกลุ่มตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอม คือ ออร์บิทัล-s, ออร์บิทัล-p, ออร์บิทัล-d และออร์บิทัล-f ได้เป็นกลุ่มที่เรียกว่า s-block, p-block, d-block และ f-block ตามลำดับ ดังภาพที่ 1.6



ภาพที่ 1.6 กลุ่มธาตุตามการจัดเรียงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล

ธาตุที่อยู่ในหมู่เดียวกันจะมีจำนวนเวเลนซ์อิเล็กตรอนเท่ากัน ดังตารางที่ 1.6 มีสมบัติเคมีและทางกายภาพคล้ายคลึงกัน เช่น ธาตุในหมู่ 1A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอน (ns^1) มีสมบัติเป็นโลหะทั้งหมดและเมื่อสูญเสียอิเล็กตรอนไป 1 อิเล็กตรอน ธาตุทุกตัวในหมู่ 1A จะเป็นไอออนบวกที่มีประจุเป็น +1 หรือธาตุในหมู่ 2A จะมีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน (ns^2) และเมื่อสูญเสียอิเล็กตรอนไป 2 อิเล็กตรอน ธาตุทุกตัวในหมู่ 2A จะเป็นไอออนบวกที่มีประจุเป็น +2

ตารางที่ 1.6 แสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนของธาตุหมู่ 1A, 2A, 7A และ 8A

หมู่	สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
1A	$_{3}Li$	$1s^2\ 2s^1$
	$_{11}Na$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
	$_{19}K$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^1$
	$_{37}Rb$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^1$
	$_{55}Cs$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6\ 6s^1$
2A	$_{4}Be$	$1s^2\ 2s^2$
	$_{12}Mg$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
	$_{20}Ca$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2$
	$_{38}Sr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2$
	$_{56}Ba$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6\ 6s^2$
7A	$_{9}F$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
	$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
	$_{35}Br$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$
	$_{53}I$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$
8A	$_{2}He$	$1s^2$
	$_{10}Ne$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
	$_{18}Ar$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
	$_{36}Kr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$
	$_{54}Xe$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$

3) การจัดตำแหน่งอะตอมไฮโดรเจนในตารางธาตุ

การจัดธาตุให้อยู่ในหมู่ใดของตารางธาตุจะใช้สมบัติที่คล้ายคลึงกันเป็นเกณฑ์ ในตารางธาตุปัจจุบันได้จัดให้ H อยู่ในคาบที่ 1 ระหว่างหมู่ 1A กับหมู่ 7A สมบัติบางประการของ H เปรียบเทียบกับสมบัติธาตุหมู่ 1A และหมู่ 7A แสดงในตารางที่ 1.7

ตารางที่ 1.7 สมบัติบางประการของ H เทียบกับธาตุหมู่ 1A กับหมู่ 7A

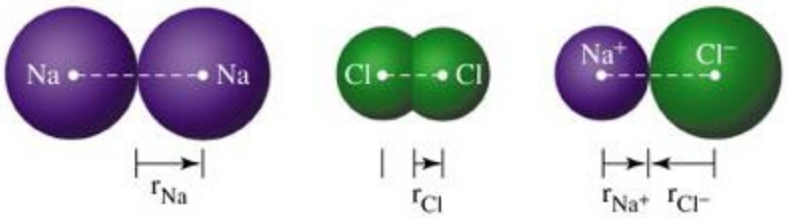
สมบัติ	ธาตุหมู่ 1A	H	ธาตุหมู่ 7A
เวเลนซ์อิเล็กตรอน	1	1	7
เลขออกซิเดชัน	+1	+1 และ -1	+1, +3, +5, +7, −1
พลังงานไอออไนเซชัน	382 - 526	1,318	1,015 -1,687
อิเล็กโทรเนกาตีวิตี	1.0 - 0.7	2.1	2.2 - 4.0
สถานะ	ของแข็ง	แก๊ส	แก๊ส/ของเหลว/ของแข็ง
การนำไฟฟ้า	นำ	ไม่นำ	ไม่นำ

เมื่อพิจารณาข้อมูลในตารางที่ 1.7 พบว่า H มีเวเลนซ์อิเล็กตรอน 1 อิเล็กตรอนและมีเลขออกซิเดชัน +1 ดังนั้น H จึงเหมือนธาตุหมู่ 1A แต่ H มีสมบัติคล้ายธาตุหมู่ 7A หลายประการคือ มีเลขออกซิเดชันได้มากกว่าหนึ่งค่า มีค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 และมีค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตีค่อนข้างสูง มีสถานะเป็นแก๊ส ไม่นำไฟฟ้า เมื่อเกิดเป็นสารประกอบต้องการเพียง 1 อิเล็กตรอนเช่นเดียวกับธาตุหมู่ 7A ดังนั้นในตารางธาตุอาจจัดวางตำแหน่ง H ไว้ในหมู่ 1A หรืออาจวางอยู่ระหว่างหมู่ 1A กับ 7A

1.1.3 สมบัติพีริออดิก

1) ขนาดอะตอมกับฟังก์ชันพีริออดิก

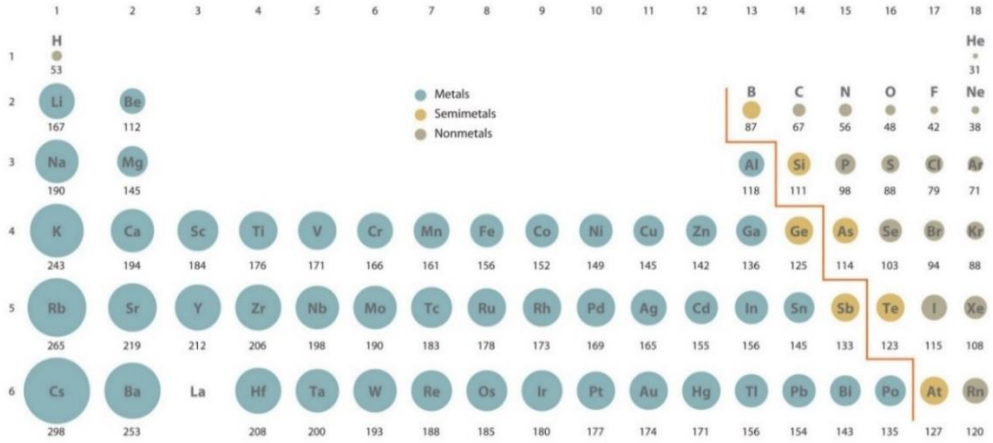
การหาขนาดของอะตอมที่แน่นอนทำได้ยากมาก เนื่องจากไม่สามารถกำหนดขอบเขตที่แน่นอนของกลุ่มหมอกอิเล็กตรอนที่โคจรรอบนิวเคลียส ดังนั้นในการวัดขนาดอะตอมจะกำหนดให้อะตอมมีรูปร่างเป็นทรงกลมและบอกขนาดเป็นรัศมีอะตอมตามแรงที่เกิดขึ้นของพันธะคือ รัศมีโคเวเลนซ์ (covalent radius) รัศมีแวนเดอร์วาลส์ (Van der Walls radius) รัศมีไอออน (ionic radius) และรัศมีโลหะ (metallic radius) ดังนั้นเมื่อกล่าวถึงขนาดอะตอมควรระบุด้วยว่าใช้รูปแบบใด การวัดระยะระหว่างอะตอมหรือความยาวพันธะในโมเลกุลหรือในผลึกจะวัดจากรัศมีอะตอมที่เกิดโมเลกุลหรือสารประกอบ ดังแสดงในภาพที่ 1.7



(ก) (ข) (ค)

ภาพที่ 1.7 ระยะรัศมีอะตอม (ก) รัศมีโลหะ (ข) รัศมีโคเวเลนซ์ และ (ค) รัศมีไอออน

สมบัติพีริออดิกของขนาดอะตอมจะแปรไปตามเลขอะตอม การพิจารณาแนวโน้มขนาดอะตอมต้องคำนึงถึงปัจจัยที่มีส่วนกำหนดขนาดอะตอมคือ ระยะระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน เพราะอาจถูกบดบังจากอิเล็กตรอนวงใน หรือการผลักกันเองระหว่างอิเล็กตรอนในระดับพลังงานเดียวกันหรือต่างระดับพลังงานจะไปหักล้างแรงดึงดูดของนิวเคลียสที่มีต่ออิเล็กตรอนวงนอกๆ ทำให้อำนาจประจุบวกที่นิวเคลียสน้อยกว่าที่ควรจะเป็น แนวโน้มขนาดอะตอมตามหมู่และตามคาบ แสดงในภาพที่ 1.8



ภาพที่ 1.8 แนวโน้มรัศมีอะตอมของธาตุในตารางธาตุ (หน่วยพิโกเมตร).
ที่มา: Averill. Principles of General Chemistry. 2012. (Online).

ธาตุในหมู่เดียวกัน ขนาดอะตอมจะเพิ่มขึ้นจากบนลงมาข้างล่าง เช่นธาตุหมู่ 1A ขนาดอะตอม Na ใหญ่กว่าอะตอม Li หรือธาตุหมู่ 7A ขนาดอะตอม Cl ใหญ่กว่าอะตอม F การที่ขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น เพราะจำนวนระดับพลังงานของอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้น (n เพิ่ม) เมื่อขึ้นคาบใหม่เท่ากับเพิ่มระดับพลังงานหลักเข้ามาอีกหนึ่งระดับ การเพิ่มจำนวนระดับพลังงาน (n) เป็นปัจจัยที่สำคัญกว่าการเพิ่มประจุบวกที่นิวเคลียส

ธาตุในคาบเดียวกัน (มีระดับพลังงานหลักเท่ากัน) ขนาดอะตอมลดลงจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวามือมีเลขอะตอมมากกว่าทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนมากกว่าจึงทำให้รัศมีมีวงโคจรของอิเล็กตรอนลดลง (ยกเว้น อะตอมของแก๊สมีสกุลเพราะอิเล็กตรอนในวงนอกสุดครบ 8 อิเล็กตรอนซึ่งมีความเสถียรสูงมาก)

2) พลังงานไอออไนเซชันกับฟังก์ชันพีริออดิก

พลังงานไอออไนเซชัน (ionization energy, IE) หรือพลังงานการแตกตัวเป็นไอออน คือ พลังงานน้อยที่สุดที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายออกจากอะตอมในสถานะแก๊สให้กลายเป็นไอออนบวก

ค่าพลังงานไอออไนเซชันใช้บอกถึงปริมาณพลังงานอย่างน้อยสุดที่ต้องใช้เพื่อบังคับให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอม หรืออาจกล่าวอีกทางหนึ่งของค่า IE จะเป็นค่าที่ใช้บอกแรงยึดเหนี่ยวของอิเล็กตรอนที่ถูกยึดไว้ในอะตอม ถ้าอะตอมมีค่า IE สูง แสดงว่าแรงยึดเหนี่ยวที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนมีค่ามาก อิเล็กตรอนจะหลุดออกได้ยาก

พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนตัวที่หนึ่ง (ที่อยู่ในพลังงานสุดท้าย) เรียกว่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 เขียนย่อเป็น IE_1 กล่าวคือ เมื่อ M แทนอะตอมธาตุโลหะเกิดแตกตัวเป็นไอออน ดังสมการ

$$M(g) \longrightarrow M^{+}(g) + e^{-} \qquad IE_1$$

เนื่องจากอะตอมสามารถถูกดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนได้มากกว่า 1 อิเล็กตรอน (ยกเว้น H) ดังนั้นค่า IE จึงมีได้มากกว่า 1 ค่า เช่นถ้าดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 และ 3 ออกจากอะตอมจะเรียกว่า พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 2 และ 3 เขียนแทนได้ด้วย IE_2 และ IE_3 ตามลำดับ

$M^{+}(g) \longrightarrow M^{2+}(g) + e^{-}$ IE_2

$M^{2+}(g) \longrightarrow M^{3+}(g) + e^{-}$ IE_3

ค่า IE มีหน่วยเป็น กิโลจูลต่อโมล (kJ/mol)

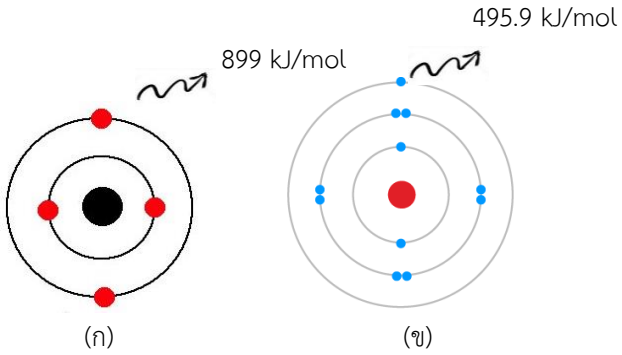
ตัวอย่าง พลังงานที่ใช้ในการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 1, 2 และ 3 ของอะตอมเบริลเลียม (Be)

$Be(g) \longrightarrow Be^{+}(g) + e^{-}$ $IE_1 = 899$ kJ/mol

$Be^{+}(g) \longrightarrow Be^{2+}(g) + e^{-}$ $IE_2 = 1{,}757$ kJ/mol

$Be^{2+}(g) \longrightarrow Be^{3+}(g) + e^{-}$ $IE_3 = 14{,}850$ kJ/mol

พิจารณาการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ Be เป็น $1s^2\ 2s^2$ ดังภาพที่ 1.9(ก) จะเห็นว่าถ้าต้องการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 ออกจาก Be^{+} จะต้องใช้พลังงานมากกว่าตัวแรกประมาณ 2 เท่า เนื่องจากอิทธิพลแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนที่เหลือในระดับพลังงานสุดท้ายมีมากขึ้น แต่ถ้าต้องการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 3 ออกอีก จะเห็นว่าจะต้องดึงอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-1s ซึ่งอยู่ใกล้นิวเคลียสมากที่สุด จึงมีแรงดึงดูดมาก ดังนั้นจะต้องใช้พลังงานเกือบ 10 เท่าของการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 ออก ค่า IE ของอะตอมบางชนิดแสดงในตารางที่ 1.8



ภาพที่ 1.9 แสดงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานของ (ก) อะตอมเบริลเลียม และ (ข) อะตอมโซเดียม

ในทำนองเดียวกัน การดึงอิเล็กตรอน 1 ตัวออกจากอะตอม Na ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$) จะใช้พลังงานไม่สูงนัก เนื่องจากเป็นการดึงอิเล็กตรอนออกจากออร์บิทัล-3s ที่มีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียว ดังภาพที่ 1.9(ข) แต่หากมีการดึงอิเล็กตรอนตัวที่ 2 จะต้องใช้พลังงานมากถึง 10 เท่าของพลังงานในการดึงอิเล็กตรอนตัวแรก ดังนั้น Na จึงเกิดปฏิกิริยาเคมีกับอะตอมอื่นๆ ได้ในรูปสารประกอบที่มีประจุบวก 1 เท่านั้น (Na^{+}) โดยจะไม่พบสารประกอบในรูป Na^{2+} หรือ Na^{3+}

ค่า IE ใช้บอกแนวโน้มการเกิดเป็นไอออนบวกของอะตอม คืออะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะแตกตัวเป็นไอออนบวกได้ง่ายกว่าอะตอมที่มีค่า IE สูง เนื่องจากแรงยึดเหนี่ยวระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนมีน้อย และบอกความไวของอะตอมต่อปฏิกิริยาเคมี อะตอมที่มีค่า IE ต่ำจะมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก เช่น

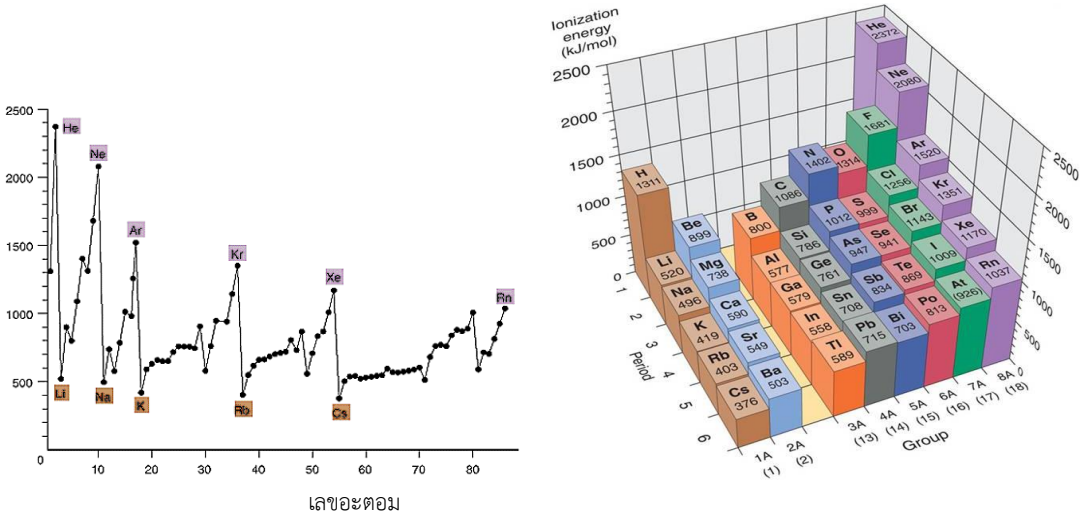
- โลหะแอลคาไล (หมู่ 1A) มีค่า IE ต่ำ ดังนั้น ธาตุหมู่นี้จึงว่องไวต่อปฏิกิริยาเคมีมาก ระหว่างโลหะแอลคาไลด้วยกัน ธาตุด้านล่างจะแตกตัวเป็นไอออนบวกได้ง่ายกว่าธาตุที่อยู่เหนือขึ้นไปในหมู่เดียวกัน ดังนั้นถ้าเรียงความว่องไวทางเคมีจากมากไปน้อยจะได้คือ Cs > Rb > K > Na > Li
- โลหะแอลคาไลน์เอิร์ท (หมู่ 2A) มีค่า IE สูงกว่าหมู่ 1A ดังนั้นมีความว่องไวต่อปฏิกิริยาจะน้อยกว่าธาตุหมู่ 1A

ตารางที่ 1.8 ค่าพลังงานไอออไนเซชันของอะตอมบางชนิด (kJ/mol)

เลขอะตอม	ธาตุ	IE_1	IE_2	IE_3	IE_4	IE_5	IE_6
1	H	1,311					
2	He	2,372	5,251				
3	Li	520	7,300	11,815			
4	Be	899	1,757	14,850	21,005		
5	B	801	2,430	3,660	25,000	32,820	
6	C	1,086	2,350	4,620	6,220	38,000	47,261
7	N	1,400	2,860	4,580	7,500	9,400	53,000
8	O	1,314	3,390	5,300	7,470	11,000	13,000
9	F	1,680	3,370	6,050	8,400	11,000	15,200
10	Ne	2,080	3,950	6,120	9,370	12,200	15,000
11	Na	496	4,560	6,900	9,540	13,400	16,600
12	Mg	738	1,450	7,730	10,500	13,600	18,000
13	Al	577	1,820	2,750	11,600	14,800	18,400
14	Si	786	1,580	3,230	4,360	16,000	20,000
15	P	1,012	1,904	2,910	4,960	6,240	21,000
16	S	999	2,250	3,360	4,660	6,990	8,500
17	Cl	1,256	2,297	3,820	5,160	6,540	9,300
18	Ar	1,520	2,666	3,900	5,770	7,240	8,800
19	K	419	3,052	4,410	5,900	8,000	9,600
20	Ca	590	1,145	4,900	6,500	8,100	11,000

ที่มา: ดัดแปลงจาก Chang and Goldsby. Chemistry. 2013. p344

ค่า IE เป็นฟังก์ชันพีริออดิกเมื่อเรียงตามเลขอะตอม แนวโน้มค่า IE_1 แสดงในภาพที่ 1.10



ภาพที่ 1.10 แนวโน้มพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1

ที่มา: ดัดแปลงจาก Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p.261-262

ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า IE ลดลงจากบนลงล่าง เนื่องจากปัจจัยหลัก 2 ประการคือ

(1) เมื่อขนาดอะตอมใหญ่ขึ้น ระยะห่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนวงนอกสุดจะอยู่ห่างกันมากขึ้นตามไปด้วย ส่งผลให้แรงดึงดูดที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้ายน้อยลง ดังนั้น พลังงานที่ใช้ในการดึงเวเลนซ์อิเล็กตรอนให้หลุดออกอะตอมจึงไม่สูงมากนัก (ตารางที่ 1.9)

(2) จำนวนชั้นระดับพลังงานของอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นตามคาบเสมือนเป็นกำแพงกั้นแรงดึงดูดระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอน ทำให้แรงยึดเหนี่ยวมีค่าน้อยลง

ตารางที่ 1.9 ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุหมู่ 1A

ธาตุ	**เลขอะตอม**	**การจัดเรียงอิเล็กตรอน**	**รัศมีอะตอม (pm)**	**IE_1 (kJ/mol)**
Li	3	$1s^2\ 2s^1$	167	520
Na	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	190	496
K	19	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	243	419
Rb	37	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 5s^1$	265	403
Cs	55	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 5s^2\ 5p^6\ 6s^1$	298	376

ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า IE จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา เนื่องจากธาตุทางขวาของตารางธาตุมีเลขอะตอม (จำนวนโปรตอน) เพิ่มขึ้นธาตุละ 1 โปรตอน ทำให้นิวเคลียสมีแรงดึงดูดอิเล็กตรอนได้มากขึ้น ทำให้อิเล็กตรอนหลุดจากอะตอมได้ยาก แต่อะตอมที่มีโครงแบบอิเล็กตรอนแบบครึ่ง (half-filled) จะมีค่า IE สูงกว่าแนวโน้มปกติเล็กน้อย เช่น เบริลเรียม (Be) และไนโตรเจน (N)

ยกตัวอย่างธาตุในคาบที่ 2 จาก Li ถึง Ne เมื่อเลขอะตอมเพิ่มขึ้น ประจุบวกในนิวเคลียสเพิ่มขึ้นทีละหนึ่งหน่วยและอิเล็กตรอนเพิ่มขึ้นทีละ 1 อิเล็กตรอนในระดับพลังงานเดียวกัน ประจุบวกในนิวเคลียสยิ่งมากขึ้น แรงดึงดูดที่นิวเคลียสมีต่ออิเล็กตรอนตัวนอกจะมีมากขึ้น

ตารางที่ 1.10 ค่าพลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 ของธาตุในคาบที่ 2

	Li	**Be**	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**	**Ne**
จำนวนโปรตอน	3	4	5	6	7	8	9	10
รัศมีโคเวเลนซ์ (pm)	167	112	87	67	56	48	42	38
พลังงานไอออไนเซชัน	520	899	801	1,086	1,402	1,314	1,681	2,081

แก๊สมีสกุลมีค่า IE สูงมากเมื่อเทียบกับธาตุในคาบเดียวกัน เนื่องจากโครงแบบอิเล็กตรอนเป็นการบรรจุแบบเต็ม (full-field)

3) สัมพรรคภาพอิเล็กตรอนกับฟังก์ชันพีริออดิก

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity, EA) เรียกย่อว่า ค่า EA คือพลังงานที่คายออกมาเมื่ออะตอมในสถานะแก๊สรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้าไปในอะตอม แล้วกลายเป็นไอออนลบ

เมื่อสมมติ X คืออะตอมของธาตุลหะ เขียนสมการทั่วไปคือ

$$X(g) + e^- \longrightarrow X^-(g) + EA$$

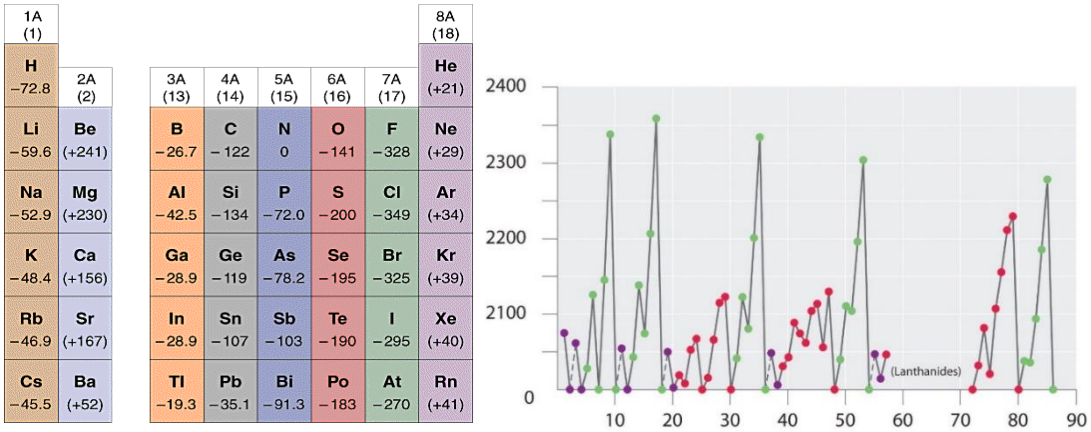
ค่า EA บอกให้ทราบความยากง่ายที่อะตอมจะรับอิเล็กตรอนเข้ามาเพิ่ม กำหนดให้ค่า EA มีเครื่องหมายเป็นลบ (เนื่องจากเป็นการคายพลังงาน) ถ้าค่า EA เป็นลบค่ามาก แสดงว่าอะตอมนั้นสามารถรับอิเล็กตรอนได้ดีหรือชอบรับอิเล็กตรอน เกิดเป็นไอออนลบได้ง่าย เช่น Cl และ O

$$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g) \qquad (EA = -349\ Jk/mol)$$

$$O(g) + e^- \longrightarrow O^-(g) \qquad (EA = -141\ kJ/mol)$$

ในทางตรงกันข้าม ถ้าค่า EA เป็นลบค่าน้อยๆ หรือค่าเป็นบวก แสดงว่าอะตอมนั้นจะเกิดเป็นไอออนลบได้ยาก อะตอมนั้นไม่ชอบรับอิเล็กตรอน เช่น Be, B และ N เป็นต้น

ค่า EA ขึ้นอยู่กับหลายปัจจัยเช่น ขนาดอะตอม ระดับพลังงานของอิเล็กตรอน และโครงแบบอิเล็กตรอน ซึ่งการวัดค่า EA ทำได้ยากมาก ทำให้ทราบค่าแน่นอนเพียงไม่กี่ธาตุ ดังแสดงในภาพที่ 1.11



ภาพที่ 1.11 ค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของธาตุเรพรีเซนเททีฟ

ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p264

(1) ธาตุในหมู่เดียวกัน ค่า EA จะต่างกันไม่มากนัก แต่พอสรุปได้ว่า ค่า EA ลดลงจากข้างบนลงข้างล่าง (ตัวเลขลบน้อยกว่า) เพราะขนาดของอะตอมใหญ่ขึ้นตามจำนวนระดับพลังงาน ถึงแม้ประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นคาบละ 8 หน่วย แต่เมื่อคำนึงถึงจำนวนอิเล็กตรอนที่กั้นระหว่างนิวเคลียสกับเวเลนซ์อิเล็กตรอนแล้วทำให้อำนาจแรงดึงดูดของประจุบวกน้อยลงไปมาก ส่วนแก๊สมีสกุลไม่มีแนวโน้มที่จะรับอิเล็กตรอน

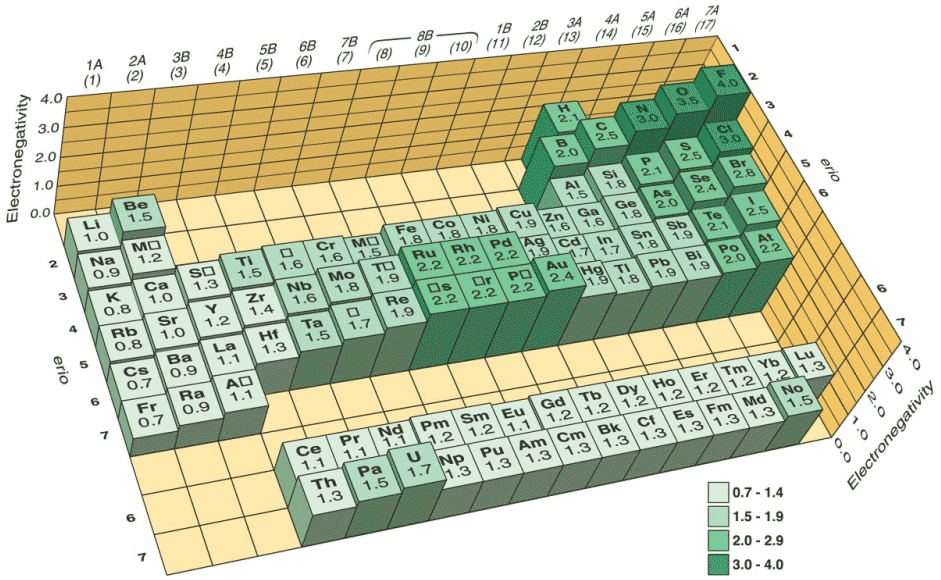
(2) ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EA จะเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา กล่าวคือธาตุอโลหะมีแนวโน้มจะรับอิเล็กตรอนได้ดีกว่าธาตุโลหะ โดยทั่วไป ค่า EA ของโลหะมีค่าเป็นบวกมาก (หรือเป็นลบน้อยกว่า) กว่าของอโลหะ เมื่อพิจารณาจากขนาดอะตอม อะตอมที่มีขนาดเล็กจะรับอิเล็กตรอนง่ายกว่าอะตอมขนาดใหญ่ เพราะประจุบวกที่นิวเคลียสส่งแรงดึงดูดอิเล็กตรอนไว้ได้ดีกว่า เนื่องจากระยะห่างระหว่างนิวเคลียสกับอิเล็กตรอนน้อย ดังนั้นในการเกิดไอออนลบ อะตอมขนาดเล็กจะคายพลังงานออกมามากกว่าอะตอมใหญ่ ธาตุแฮโลเจน (หมู่ 7A) มีค่า EA เป็นลบมากที่สุดเพราะการรับ 1 อิเล็กตรอนเข้ามาจะทำให้อะตอมของธาตุแฮโลเจนมีการจัดอิเล็กตรอนแบบเต็มเหมือนกับแก๊สมีสกุล เช่นโครงแบบอิเล็กตรอนของ F^- เป็น $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ซึ่งเหมือนกับ Ne

4) สภาพไฟฟ้าลบกับฟังก์ชันพีริออดิก

ค่าสภาพไฟฟ้าลบ หรือค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตี (electronegativity) เรียกย่อว่า “ค่า EN” คือ ค่าแสดงความสามารถของอะตอมในการดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเอง อำนาจในการดึงอิเล็กตรอนอาจเป็นได้ทั้งแบบสมบูรณ์ (complete transfer) คืออิเล็กตรอนถูกดึงไปยังอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่าอย่างสิ้นเชิง (พันธะไอออนิก) หรือเป็นการดึงแบบบางส่วน (partial transfer) ซึ่งความหนาแน่นของอิเล็กตรอนจะอยู่บริเวณอะตอมที่มีค่า EN สูงกว่า (พันธะโคเวเลนซ์)

อะตอมที่มีค่า EN สูง แสดงว่าอะตอมนั้นดึงอิเล็กตรอนเข้าหาตัวเองได้ดี เรียกว่า พวกที่ชอบอิเล็กตรอน (อิเล็กโทรไฟล์, electrophile) ส่วนอะตอมที่มีค่า EN ต่ำ แสดงว่าความสามารถในการดึงอิเล็กตรอนน้อย อาจเรียกได้ว่า พวกชอบให้อิเล็กตรอน (นิวคลิโอไฟล์, nucleophile)

ตารางเปรียบเทียบค่า EN ที่นิยมใช้มากที่สุดคือ ตารางของพอลิง (Linus Carl Pauling) นักเคมีรางวัลโนเบลสาขาเคมี ในปี ค.ศ.1954 โดยคำนวณค่า EN จากพลังงานพันธะ แล้วได้กำหนดมาตราส่วนเปรียบเทียบค่า EN ของอะตอมต่างๆ เพื่อแสดงแนวโน้มในการรับอิเล็กตรอนของธาตุ โดยกำหนดให้ F มีค่า EN สูงที่สุดคือเท่ากับ 4.0 และ Fr มีค่า EN ต่ำสุดคือเท่ากับ 0.7 แสดงในภาพที่ 1.12



ภาพที่ 1.12 แนวโน้มค่าอิเล็กโทรเนกาติวิตีของพอลิง

ที่มา: Silberberg. Principle of General Chemistry. 2013. p294

แนวโน้มของค่า EN

1) ธาตุในหมู่เดียวกัน แนวโน้มของค่า EN ลดจากข้างบนลงมาข้างล่าง เนื่องจากอะตอมมีขนาดใหญ่ขึ้น ความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนลดน้อยลงไป

2) ธาตุในคาบเดียวกัน ค่า EN เพิ่มขึ้นจากทางซ้ายไปทางขวา เนื่องจากรัศมีของอะตอมลดลง ประประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นตามเลขอะตอม นิวเคลียสของอะตอมเล็กดึงดูดอิเล็กตรอนได้ดีกว่าอะตอมใหญ่ ประกอบกับประจุบวกที่นิวเคลียสเพิ่มขึ้นด้วย

3) ธาตุหมู่ 7A (แฮโลเจน) มีค่า EN สูง ส่วนธาตุหมู่ 1A และ 2A มีค่า EN ต่ำ โดยที่ Cs และ Fr ซึ่งเป็นธาตุกัมมันตรังสีหายาก มีค่าต่ำที่สุด

4) พวกธาตุแทรนซิชันมีค่า EN ใกล้เคียงกัน

5) พวกแก๊สมีสกุลมีค่า EN ไม่แน่นอน

สรุปท้ายบทเรียน

อะตอมประกอบด้วยอนุภาคมูลฐาน 3 ชนิดประกอบด้วย อิเล็กตรอน (e) โปรตอน (p) และนิวตรอน (n) เลขเชิงอะตอมคือตัวเลขที่แสดงจำนวนโปรตอนในนิวเคลียส อะตอมเป็นกลางทางไฟฟ้าจะมีจำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน มวลเชิงอะตอม หรือเลขมวล คือตัวเลขที่แสดงจำนวนผลรวมระหว่างจำนวนโปรตอนและจำนวนนิวตรอน โมเลกุล คือการรวมตัวของอะตอมอย่างน้อยสองอะตอมด้วยแรงดึงดูดทางเคมี โดยทั่วไปโมเลกุลอาจเป็นการรวมตัวของอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันหรืออะตอมของธาตุต่างชนิดกันมารวมกันด้วยอัตราส่วนที่แน่นอนตามกฎสัดส่วนคงตัว ไอออน คืออะตอมหรือกลุ่มของอะตอมที่มีประจุ ที่เกิดจากการเคลื่อนย้ายอิเล็กตรอนโดยการให้หรือการรับอิเล็กตรอน แบ่งเป็นแคตไอออนและแอนไอออน

กิจกรรม

ขั้นตอน	**วิธีการ**
แนะนำโจทย์ปัญหา (P)	แจกใบกิจกรรม 1.1
ไตร่ตรองทางแก้ไขเฉพาะตน (E)	แต่ละคนบอกวิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา (5 นาที)
ระดมสมองโดยกลุ่ม (T)	ให้รวมกลุ่ม มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่มระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการร่วมแสดงความคิดเห็น (10 นาที)
สื่อสารทางออก (C)	ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา 1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง 2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง 3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย (10 นาที)
ถอดรหัสปรับใช้ (D)	ผู้สอนสรุป ความถูกต้องและความผิดพลาด โดยเพิ่มเติมประเด็นที่เกี่ยวข้องให้สมบูรณ์

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

เอกสารอ้างอิง

โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สอวน. (2557). *เคมี 3 (แก๊ส เทอร์โมไดนามิกส์ สมดุลเคมี ไฟฟ้าเคมี จลนศาสตร์เคมี)*. บริษัทด่านสุทธาการพิมพ์ จำกัด.

รานี สุวรรณพฤกษ์. (2553). *เคมีทั่วไป สำหรับสาขาวิศวกรรมศาสตร์* เล่ม 1 (พิมพ์ครั้งที่ 3). บริษัท วิทยพัฒน์ จำกัด.

อภิสิฏฐ์ ศงสะเสน, สรณ์นรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุลตันติเมธา. (2554). *เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร*. บริษัททริฟเพิ้ลกรุ๊ป จำกัด.

อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโภคา. (2554). *เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์* (ฉบับปรับปรุง) (พิมพ์ครั้งที่ 9). สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

Averil, B.A. (2012). *Principles of General Chemistry* (Online ed.). https://2012books.lardbucket.org/ books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html

Brown, L.S., & Holme, T.A. (2018). *Chemistry for Engineering Students* (4th ed.). Thomson Brook Cole.

Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. & Stoltzfus, M.W. (2017). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson Education, Inc.

Chang, R., & Goldsby, K.A. (2016). *Chemistry* (12th ed.). McGraw-Hill.

Ebbing, D.D., & Gammon, S.D. (2017). *General Chemistry* (11th ed.). Cengage Learning.

Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter* (6th ed.). John Wiley & Sons, Inc

Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, D.J., & Bissonnette, C. (2017). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson Prentice Hall.

Overby, J. & Chang, R., (2022). *Chemistry* (14th ed.). McGraw-Hill.

Silberberg, M.S. (2013). *Principle of General Chemistry* (3rd ed.). McGraw-Hill Publishing Company.

Silberberg, M.S. & Amateis, P.G. (2021). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (9th ed.). McGraw-Hill Publishing Company.

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 2

หน่วยที่ 1 ปริมาณสัมพันธ์
บทเรียนที่ 1.2 ปริมาณสัมพันธ์ **จำนวนชั่วโมง 3**

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจและคำนวณเกี่ยวกับปริมาณสัมพันธ์

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายสมการเคมี
2. คำนวณเกี่ยวกับโมล
3. คำนวณผลผลิตร้อยละ

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย และอภิปราย
2. กิจกรรมกลุ่มในชั้นเรียน (Work@class)

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

1. เอกสารคำสอน รายวิชาเคมีสำหรับสุขภาพ เครื่องสำอางและการชะลอวัย
2. เอกสาร power point
3. https://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=12659
4. https://www.facebook.com/chemographics
5. https://www.slideshare.net/woravith

การวัดผล

1. ประเมินจากกิจกรรมในชั้นเรียน
2. ประเมินจากกิจกรรมแบบฝึกหัด หรืองานที่มอบหมาย
3. ประเมินจากการสรุปประเด็นสำคัญ หรือการนำเสนอผลของการสืบค้นที่ได้รับมอบหมาย
4. ประเมินจากการสอบย่อยรายหน่วยเรียน

บทเรียนที่ 1.2 ปริมาณสัมพันธ์

1.2.1 สมการเคมี

1) ประเภทสมการเคมี

ปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นโดยการเปลี่ยนแปลงสารตั้งต้นเป็นสารผลิตภัณฑ์ ซึ่งอาจเกิดกลไกที่แตกต่างกัน

1.1) ปฏิกิริยาการรวมตัว (combination reaction) เป็นปฏิกิริยาเคมีที่เกิดจากสารตั้งต้นสองชนิดมารวมตัวกันได้เป็นสารผลิตภัณฑ์ชนิดเดียว รูปแบบทั่วไป คือ $A + B \rightarrow AB$

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

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

1.2) ปฏิกิริยาการสลายตัว (decomposition reaction) เป็นปฏิกิริยาที่สารตั้งต้นชนิดเดียวสลายตัวเป็นสารผลิตภัณฑ์สองชนิดขึ้นไป รูปแบบทั่วไป คือ $AB \rightarrow A + B$

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

$2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$

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

1.3.1) ปฏิกิริยาการแทนที่ครั้งเดียว (single replacement reaction) รูปแบบทั่วไป คือ $AB + Y \rightarrow AY + B$

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

$2K(s) + Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2KNO_3(aq) + Pb(s)$

1.3.2) ปฏิกิริยาการแทนที่สองครั้ง (double replacement reaction) หรือปฏิกิริยาแลกเปลี่ยน (exchange reaction) เป็นปฏิกิริยาที่เกิดจากสารประกอบสองชนิดมาทำปฏิกิริยากันแล้วเกิดการแลกเปลี่ยนอะตอมหรือกลุ่มอะตอมซึ่งกันและกัน ได้เป็นสารประกอบใหม่เกิดขึ้น รูปทั่วไปแบบคือ $AX + BY \rightarrow AY + BX$

ปฏิกิริยาการแทนที่สองครั้งที่เกิดตะกอน เรียกว่า ปฏิกิริยาการตกตะกอน (precipitation reaction) เมื่อเกิดการแทนที่แล้วทำให้เกิดสารที่ไม่ละลายน้ำ

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

$Na_2CO_3(aq) + CaCl_2(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + CaCO_3(s)$

1.4) ปฏิกิริยาสันดาปหรือการเผาไหม้ (combustion reaction) เป็นปฏิกิริยาการเผาไหม้ระหว่างสารประกอบกับออกซิเจน (O_2) โดยจะการคายความร้อนหรือให้แสงสว่าง รูปแบบทั่วไปคือ

$$C_nH_{2n+2} + \frac{(3n+1)}{2}O_2 \rightarrow nCO_2(g) + (n+1)H_2O(g)$$

ตัวอย่างเช่น $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

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

รูปแบบทั่วไป คือ กรด + เบส $\rightarrow$ เกลือ + น้ำ

ตัวอย่างเช่น $HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(aq)$

การเขียนสมการเคมีสามารถเขียนได้ 2 แบบ คือ

1) สมการแบบโมเลกุล (molecular equation) คือสมการเคมีที่แสดงสูตรเคมีของสารที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาเคมีเป็นสูตรโมเลกุล โดยต้องเขียนทุกธาตุที่อยู่ในสูตรเคมีไว้ในสมการเคมี เช่น

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$

$Pb(NO_3)_2(aq) + 2KI(aq) \rightarrow PbI_2(s) + 2KNO_3(aq)$

$2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g)$

สมการแบบโมเลกุลที่สมบูรณ์จะต้องดุลให้จำนวนอะตอมทางซ้ายและทางขวาเท่ากัน

2) สมการแบบไอออน (ionic equation) คือสมการเคมีที่แสดงเป็นไอออน (แคตไอออนและแอนไอออน) เฉพาะที่เกี่ยวข้องหรือที่เกิดปฏิกิริยาเคมีเท่านั้น แต่ถ้าเขียนไอออนทั้งหมดที่เกี่ยวข้องในปฏิกิริยาเคมี เรียกว่า สมการไอออนรวม (total ionic equation) แต่ถ้าเขียนเฉพาะไอออนที่เกิดการเปลี่ยนแปลงเรียกว่า สมการไอออนสุทธิ (net ionic equation) เช่น

สมการแบบโมเลกุล : $CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l)$

สมการแบบไอออนรวม : $CH_3COOH(aq) + (Na^+ + OH^-) \rightarrow (CH_3COO^- + Na^+) + H_2O$

สมการแบบไอออนสุทธิ : $CH_3COOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + H_2O(l)$

2) การดุลสมการเคมี

สมการเคมีนอกจากจะบอกชนิดของสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์แล้ว ส่วนที่สำคัญของสมการเคมีคือเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล (mole coefficient) ที่แสดงหน้าสูตรเคมีเพื่อบอกความสัมพันธ์เชิงโมลระหว่างสารตั้งต้นและสารผลิตภัณฑ์ เช่น

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$

$Pb(NO_3)_2(aq) + 2KI(aq) \rightarrow PbI_2(s) + 2KNO_3(aq)$

$2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g)$

เลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของแต่ละปฏิกิริยาจะเป็นตัวเลขจำนวนเต็มที่ได้มาจากการดุลสมการเคมี มีความหมายเป็นจำนวนเท่าของสารนั้น

การดุลสมการเคมี (chemical balance) คือการเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลหน้าสูตรเคมี เพื่อทำให้จำนวนอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันทั้งสองข้างสมการเท่ากัน

ขั้นตอนการดุลสมการเคมีไม่มีกฎเกณฑ์ที่แน่นอนตายตัว ส่วนใหญ่ต้องอาศัยการสังเกตและทดลองเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมล อย่างไรก็ตาม แนวทางในการดุลสมการเคมี พอสรุปดังนี้

1) เขียนปฏิกิริยา (เขียนสูตรเคมีที่ถูกต้อง) โดยระบุสารตั้งต้นทั้งหมดไว้ด้านซ้ายและสารผลิตภัณฑ์ทั้งหมดไว้ทางขวาของลูกศร

2) ดุลสมการเคมีโดยลองเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์หน้าสูตรเคมีที่จะทำให้จำนวนอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันทั้งสองข้างของสมการเท่ากัน โดยเริ่มจาก

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

3) ตรวจดูสมการเคมีที่ได้ดุลแล้ว จำนวนของอะตอมชนิดเดียวกันเท่ากันทั้งสองข้างสมการ

ตัวอย่าง 1.2 การดุลสมการเคมี $Fe(s) + O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$

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

$$2Fe(s) + O_2(g) \rightarrow Fe_2O_3(s)$$

ดุล O ซึ่งด้านซ้ายมี 2 ส่วนด้านขวามี 3 ให้เติม 3 หน้า O_2 และเติม 2 หน้า Fe_2O_3

$$2Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$$

แต่จะพบว่า Fe ไม่เท่ากัน ให้เพิ่ม Fe ให้เป็น 4 อะตอม

$$4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$$

ตัวอย่าง 1.3 การดุลสมการเคมี $Na_2O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + O_2$

วิธีคิด ดุลที่อะตอมที่ไม่ใช่ H และ O ก่อน นั่นคือ Na $Na_2O_2 + H_2O \rightarrow 2NaOH + O_2$

ดุลอะตอม H (กรณีอะตอมถูกดุลแล้ว) $Na_2O_2 + H_2O \rightarrow 2NaOH + O_2$

ดุลอะตอม O $Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + O_2$

พบว่า H ทั้งสองข้างไม่เท่ากัน ดุลอีกครั้ง $2Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 4NaOH + O_2$

ตัวอย่าง 1.4 การดุลสมการ $Al_4C_3 + F_2 \rightarrow AlF_3 + CF_4$

วิธีคิด ดุลอะตอม Al $Al_4C_3 + F_2 \rightarrow 4AlF_3 + CF_4$

ดุลอะตอม F $Al_4C_3 + 2F_2 \rightarrow 4AlF_3 + CF_4$

ดุลอะตอม C $Al_4C_3 + 6F_2 \rightarrow 4AlF_3 + 3CF_4$

1.2.2 โมล

1) นิยามของโมล

เนื่องจากอะตอมมีน้ำหนักเบามาก (1 amu เท่ากับ 1.66×10^{-24} กรัม) ซึ่งยากในทางปฏิบัติ ในปี ค.ศ.1896 ออสท์วาลด์ (Friedrich Wilhelm Ostwald) นักเคมีชาวเยอรมัน (ได้รับรางวัลโนเบลสาขาเคมี 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 สสารใดๆ 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

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

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

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

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

หรือในทำนองเดียวกัน ^{16}O ที่หนักเท่ากับ 16.0 กรัม

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

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

ดังนั้น ^{16}O หนัก 16.0 กรัม มีจำนวนอะตอมเท่ากับ 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) เพื่อเป็นเกียรติแก่นักวิทยาศาสตร์ชาวอิตาเลียนที่ชื่อ อาโวกาโดร (Amedeo Avogadro, ค.ศ.1776-1856) เลขอาโวกาโดรที่ถูกต้องและยอมรับกันในปัจจุบันคือ 6.0221367×10^{23} แต่อนุโลมให้ใช้ 6.02×10^{23} แทนได้

2) 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 ถ้าเป็นสารประกอบหรือโมเลกุลจะหมายถึง โมลโมเลกุล แต่ถ้าเป็นธาตุอิสระจะหมายถึงโมลอะตอม เป็นต้น อย่างไรก็ตาม การเรียกหน่วยปริมาณสารจะเรียก โมล เท่านั้น

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักของอนุภาคสารที่เป็นอะตอม โมเลกุล หรือไอออน แสดงในตารางที่ 1.11, 1.12 และ 1.13 ตามลำดับ ซึ่งพบว่าน้ำหนักของอนุภาคจำนวน 1 โมลจะเท่ากับมวลอะตอม มวลโมเลกุล หรือมวลไอออน แล้วแต่กรณี

ตารางที่ 1.11 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 1.12 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 1.13 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	$97 \times 1.66 \times 10^{-24}$	$(6.02 \times 10^{23}) \times (97.0 \times 1.66 \times 10^{-24}) = 97.0$

ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนักสาร (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน) สรุปได้ดังนี้

1) ธาตุใด ๆ จำนวน 1 โมล มีน้ำหนัก (กรัม) เท่ากับมวลอะตอมของธาตุนั้น 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) สารประกอบใด ๆ จำนวน 1 โมล มีน้ำหนัก (กรัม) เท่ากับมวลโมเลกุลของสารประกอบนั้น 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

3) ไอออนใด ๆ จำนวน 1 โมล จะมีน้ำหนัก (กรัม) เท่ากับมวลไอออนของไอออนนั้น เช่น
   - ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-}) 1 โมล (หรือ 6.02×10^{23} อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 96.0 กรัม

■ คลอไรด์ไอออน (Cl^-) 1 โมล (หรือ $6.02x10^{23}$ อะตอม) มีน้ำหนักเท่ากับ 35.5 กรัม

การคำนวณหาจำนวนโมลของสารใด ๆ จากน้ำหนักสาร หาได้โดยใช้สูตรทั่วไปดังนี้

$$n = \frac{g}{MM} \qquad .....(1.1)$$

เมื่อ n = จำนวนโมล (mol)
g = น้ำหนักของสาร (g)
MM = มวลต่อโมล (g/mol)

ตัวอย่าง 1.5 การคำนวณจำนวนโมลของปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn) หนัก 22.5 กรัม

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

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl) หนัก 10.0 กรัม

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

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

$$\text{mol } SO_4^{2-} = \frac{40.2\ g}{96.0\ g/mol} = 0.42\ \text{mol}$$

ตัวอย่าง 1.6 การคำนวณจำนวนอนุภาคของปริมาณสารต่อไปนี้

ก) สังกะสี (Zn) หนัก 22.5 กรัม
คำนวณจำนวนโมล = 0.344 โมล (จากตัวอย่าง 1.5 ก)
จาก Zn 1 โมล จะมี Zn = $6.02x10^{23}$ อะตอม

ถ้า Zn 0.344 โมล จะมี Zn = $\frac{(0.344\ \text{mol})(6.20x10^{23})}{1} = 2.07x10^{23}$ อะตอม

ข) แก๊สไฮโดรเจนคลอไรด์ (HCl) หนัก 10.0 กรัม
คำนวณจำนวนโมล = 0.274 โมล (จากตัวอย่าง 1.5 ข)
จาก HCl 1 โมล จะมี HCl = $6.02x10^{23}$ โมเลกุล

ถ้า HCl 0.274 โมล จะมี HCl = $\frac{(0.274\ \text{mol})(6.20x10^{23})}{1} = 1.65x10^{23}$ โมเลกุล

ค) ซัลเฟตไอออน (SO_4^{2-}) หนัก 40.2 กรัม
คำนวณจำนวนโมล = 0.42 โมล (จากตัวอย่าง 1.5 ค)
จาก SO_4^{2-} 1 โมล จะมี SO_4^{2-} = $6.02x10^{23}$ ไอออน

ถ้า SO_4^{2-} 0.42 โมล จะมี SO_4^{2-} = $\frac{(0.42\ \text{mol})(6.20x10^{23})}{1} = 2.53x10^{23}$ ไอออน

3) ความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับปริมาตรของแก๊ส

ความสัมพันธ์ระหว่างโมลกับปริมาตรจะคิดเฉพาะสารที่มีสถานะแก๊สเท่านั้น ปริมาตรของแก๊สจะเปลี่ยนแปลงตามอุณหภูมิและความดัน ดังนั้นเมื่อเปรียบเทียบปริมาตรของแก๊สต่างๆ จึงต้องมีการ

กำหนดอุณหภูมิและความดันเพื่อเป็นมาตรฐาน นักวิทยาศาสตร์ได้กำหนดอุณหภูมิที่ 0°C และความดัน 1 บรรยากาศ (atm) เป็นสภาวะมาตรฐาน (Standard Temperature and Pressure) เรียกย่อว่า STP

จากสมมติฐานของอาโวกาโดรที่ว่า “ภายใต้อุณหภูมิและความดันเดียวกัน แก๊สที่มีจำนวนโมเลกุลเท่ากันจะมีปริมาตรเท่ากัน” ซึ่งจากความสัมพันธ์ของโมลกับจำนวนโมเลกุลที่ว่า “สารประกอบใดๆ จำนวน 1 โมล จะประกอบด้วยจำนวนโมเลกุลของสารนั้นเท่ากับ 6.02×10^{23} โมเลกุล” ดังนั้นปริมาตรของแก๊สจึงควรจะมีความสัมพันธ์กับจำนวนโมลด้วย นักวิทยาศาสตร์ได้ทดลองหาความสัมพันธ์ระหว่างปริมาตรของแก๊สกับจำนวนโมลของแก๊สที่ STP ได้ผลดังข้อมูลในตารางที่ 1.14

ตารางที่ 1.14 การทดลองหาปริมาตรของแก๊สต่อจำนวนโมลของแก๊สบางชนิดที่ STP

แก๊ส	**น้ำหนักของแก๊สที่ใช้ (กรัม/ลิตร)**	**น้ำหนักของแก๊สจำนวน 1 โมล (กรัม)**	**ปริมาตรต่อโมลของแก๊ส (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) เมื่อมีจำนวนเท่ากับ1 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

$$n = \frac{V}{22.4} \qquad \text{.....(1.2)}$$

เมื่อ n = จำนวนโมล (mol)

V = ปริมาตรของแก๊สที่ STP (L)

<u>ตัวอย่าง 1.7</u> 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

<u>ตัวอย่าง 1.8</u> แก๊ส O_2 100 กรัม มีปริมาตรกี่ลิตรที่ STP

<u>วิธีคิด</u> คำนวณจำนวนโมลของ O_2 แล้วจึงหาปริมาตรจากจำนวนโมล

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

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 โมลของสารใด ๆ จะมีจำนวนอนุภาค เท่ากับ 6.02×10^{23} อนุภาค (อะตอม โมเลกุล หรือไอออน)

1 โมลของสารใด ๆ จะมีน้ำหนัก (เป็นกรัม) เท่ากับ มวลต่อโมล (มวลอะตอม มวลโมเลกุล หรือมวลไอออน)

1 โมลของแก๊สใด ๆ 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

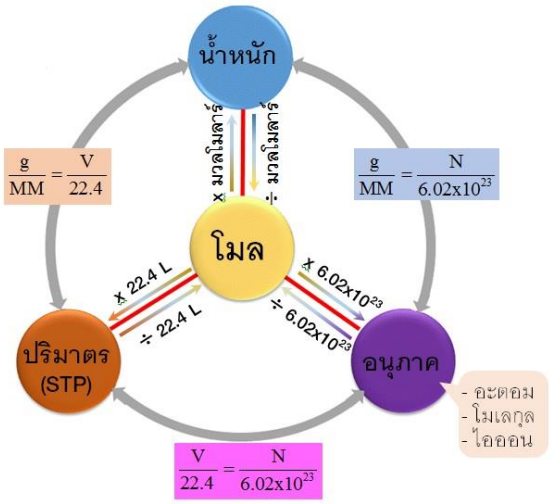
จากความสัมพันธ์ดังกล่าวนี้ จะพบว่า H_2O 6.02×10^{23} โมเลกุล จะหนัก 18.0 กรัม และถ้าวัดปริมาตรของไอน้ำจะได้ 22.4 ลิตร ที่ STP

ตารางที่ 1.15 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 1.15 สรุปได้ว่าสารต่างชนิดกันเมื่อจำนวนโมลเท่ากันจะมีจำนวนอนุภาคเท่ากัน และมีปริมาตรในกรณีแก๊ส แต่จะมีน้ำหนักไม่เท่ากัน (ยกเว้นกรณีที่สารเหล่านั้นมีมวลโมเลกุลเท่ากัน เช่น O_2 กับ CH_3OH หรือ CO กับ C_2H_2 จะมีน้ำหนักเท่ากันด้วย)

การคำนวณปริมาณสัมพันธ์ของสารโดยความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส สามารถเขียนเป็นความสัมพันธ์ที่เรียกว่า สามเหลี่ยมโมล (triangle mole) ดังภาพที่ 1.13



ภาพที่ 1.13 สามเหลี่ยมโมลแสดงความสัมพันธ์ระหว่างจำนวนโมลกับน้ำหนัก จำนวนอนุภาค และปริมาตรของแก๊ส

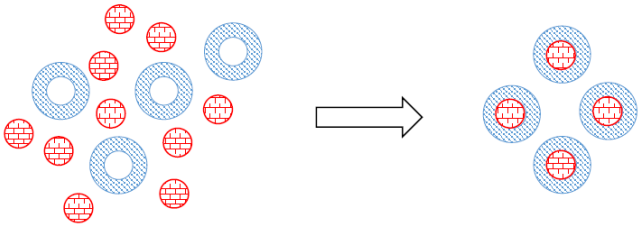
1.2.3 ผลผลิตร้อยละ

1) สารกำหนดปริมาณ

การเกิดปฏิกิริยาเคมีที่มีสารตั้งต้นตั้งแต่ 2 ชนิดขึ้นไป ถ้าสารตั้งต้นแต่ละชนิดมีปริมาณเท่ากันจะทำปฏิกิริยากันหมดพอดี การคำนวณหาปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นจะสามารถคำนวณจากสารตั้งต้นตัวใดก็ได้ แต่ถ้าสารตั้งต้นที่ใช้ทำปฏิกิริยากันมีปริมาณไม่เท่ากัน สารที่มีปริมาณน้อยกว่าจะถูกใช้หมดก่อนในการทำปฏิกิริยา สารผลิตภัณฑ์จะเกิดขึ้นได้มากที่สุดเท่ากับปริมาณสารตั้งต้นที่ถูกใช้หมดก่อน เรียกสารตั้งต้นที่ถูกใช้หมดก่อน ซึ่งจะเป็นตัวกำหนดปริมาณสารผลิตภัณฑ์ที่จะเกิดขึ้นตามสมการเคมีว่า สารกำหนดปริมาณ (limiting agent)

แนวคิดเกี่ยวกับสารกำหนดปริมาณแสดงดังภาพที่ 1.14 เมื่อสัญลักษณ์รูปวงกลมกลวง และวงกลมทึบ เป็นสารตั้งต้นที่มีปริมาณไม่เท่ากัน โดยให้เกิดผลิตภัณฑ์ (อัตราส่วนโดยโมลเป็น 1:1) จะเห็นว่าในระบบมีวงกลมกลวงน้อยกว่า และผลิตภัณฑ์ที่เกิดขึ้นมากที่สุดเท่ากับปริมาณวงกลมกลวงที่อยู่ในระบบ ส่วนวงกลมทึบจะเหลือในระบบหลังเกิดปฏิกิริยา

ปริมาณสารของสารตั้งต้นที่ใช้ในการเปรียบเทียบหาสารกำหนดปริมาณจะต้องพิจารณาจากจำนวนโมลของสารเท่านั้น



ภาพที่ 1.14 แสดงแนวคิดของสารกำหนดปริมาณ

ในการพิจารณาสารกำหนดปริมาณในสมการเคมี อาจจำแนกเป็น 2 แบบคือ

1) อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากัน

ในกรณีที่อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากัน เช่น 1:1, 2:2 หรือ 3:3 เป็นต้น เมื่อคำนวณหาจำนวนโมลของสารตั้งต้นแต่ละตัวจากน้ำหนัก จำนวนอนุภาค หรือปริมาตรของแก๊สได้แล้ว สามารถเทียบจากจำนวนโมล สารตั้งต้นตัวใดมีจำนวนโมลน้อยกว่า สารนั้นเป็นสารกำหนดปริมาณ

<u>ตัวอย่าง 1.9</u> สังกะสี (Zn) และกำมะถัน (S) ทำปฏิกิริยากันเกิดเป็นสังกะสีซัลไฟด์ (ZnS) ซึ่งเป็นสารเรืองแสงในการเคลือบผิวด้านในของหลอดโทรทัศน์ ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้นคือ $Zn(aq) + S(aq) \rightarrow ZnS(s)$ ถ้าใช้ Zn 20.0 กรัมและ S 10.0 กรัม จงหาว่า ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ ข) สารใดเหลือ เหลือเท่าใดกี่กรัม และ ค) เกิด ZnS หนักกี่กรัม

<u>วิธีคิด</u> คำนวณจำนวนโมลของ Zn 20.0 กรัม $\text{mol Zn} = \frac{20.0\ \text{g}}{65.4\ \text{g/mol}} = 0.306\ \text{mol}$

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

ก) จากสมการ Zn 1 โมล ทำปฏิกิริยากับ S 1 โมล (อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นเท่ากันคือ 1:1) ดังนั้น Zn มีจำนวนโมลน้อยกว่า จึงเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) สารที่เหลือคือ S เนื่องจากมีปริมาณจำนวนโมลมากกว่า

S จะเหลือ = 0.311 – 0.306 = 0.005 mol

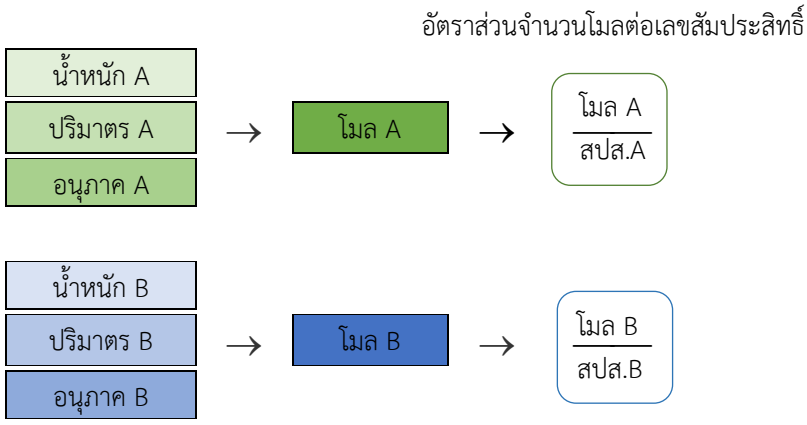
คิดเป็นกรัมของ S ที่เหลือ = (0.005 mol)(32.0 g/mol) = 0.160 g

ค) เกิดผลิตภัณฑ์ ZnS = 0.306 mol เนื่องจากอัตราส่วนจำนวนโมลของ Zn:ZnS เป็น 1:1

คิดเป็นกรัมของ ZnS = (0.306 mol)(97.4 g/mol) = 29.8 g

2) อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นไม่เท่ากัน

กรณีที่อัตราส่วนจำนวนโมลของสารตั้งต้นไม่เท่ากัน การคำนวณหาจำนวนโมลอย่างเดียวไม่สามารถบอกสารกำหนดปริมาณได้ วิธีการอย่างง่าย เมื่อคำนวณจำนวนโมลแล้วให้หาอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของสารตั้งต้นแต่ละตัว โดยนำจำนวนโมลหารด้วยตัวเลขสัมประสิทธิ์ (ตัวเลขหน้าสูตรเคมีในสมการที่ดุลแล้ว) สารที่มีอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์น้อยกว่า สารนั้นเป็นสารกำหนดปริมาณ แนวคิดดังภาพที่ 1.15



ภาพที่ 1.15 แนวคิดการหาสารกำหนดปริมาณในกรณีที่สารตั้งต้นมีสัมประสิทธิ์จำนวนโมลไม่เท่ากัน

<u>ตัวอย่าง 1.10</u> ปฏิกิริยาระหว่าง Al 6.0 mol กับแก๊ส Cl_2 6.0 mol ดังสมการ

$$2Al(s) + 3Cl_2(g) \rightarrow 2AlCl_3(s)$$

จงหา ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) เกิด $AlCl_3$ ขึ้นกี่กรัมเมื่อปฏิกิริยาสมบูรณ์

<u>วิธีคิด</u> ก) หาสารกำหนดปริมาณ

ขั้นที่ 1 ไม่ต้องหาจำนวนโมลของ Al และ Cl_2 เนื่องจากโจทย์กำหนดมาให้แล้ว

ขั้นที่ 2 หาอัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์

$$Al = \frac{6.0\ mol}{2} = 3.0\ mol \quad \text{และ} \quad Cl_2 = \frac{6.0\ mol}{3} = 2.0\ mol$$

ดังนั้น Cl_2 เป็นสารกำหนดปริมาณ เนื่องจากมีจำนวนโมลน้อยกว่า

ข) โมล $AlCl_3$ ที่เกิดขึ้น พิจารณาจากสมการเคมี คือ อัตราส่วนจำนวนโมลของ Cl_2 กับ $AlCl_3$ เป็น 3:2 หมายความว่า Cl_2 3 mol เกิดผลิตภัณฑ์ $AlCl_3$ 2 mol

ดังนั้น ถ้าใช้ Cl_2 6 mol จะเกิด $AlCl_3 = \frac{(2 \times 6.0\ mol)}{3\ mol} = 4\ mol$

คำนวณกรัม $AlCl_3$ = (4 mol)(133.5 g/mol) = 534 g

<u>ตัวอย่าง 1.11</u> ปุ๋ยยูเรีย [$(NH_2)_2CO$] สามารถเตรียมได้จากปฏิกิริยาระหว่างแก๊ส NH_3 กับแก๊ส CO_2 ดังสมการ $2\ NH_3(g) + CO_2(g) \rightarrow (NH_2)_2CO(aq) + H_2O(l)$

ถ้าในกระบวนการผลิตยูเรียใช้ NH_3 700 กรัมผสมกับ CO_2 1,000 กรัม จงหา

ก) สารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ

ข) $(NH_2)_2CO$ เกิดขึ้นมากที่สุดกี่กรัม

ค) หลังจากปฏิกิริยาสิ้นสุดลง สารที่เหลือจะเหลือกี่กรัม

<u>วิธีคิด</u>

ขั้นที่ 1 คำนวณจำนวนโมลของ NH_3 และ CO_2

$$\text{mol } NH_3 = \frac{700\ g}{17.0\ g/mol} = 41.2\ mol$$

$$\text{mol } CO_2 = \frac{1{,}000\ g}{44.0\ g/mol} = 22.7\ mol$$

ขั้นที่ 2 พิจารณาสารกำหนดปริมาณ ซึ่งจะเห็นว่าสัมประสิทธิ์จำนวนโมลของแต่ละสารไม่เท่ากัน ดังนั้นต้องเทียบจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ จะได้

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ } NH_3 = \frac{41.2\ mol}{2} = 20.6$$

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ } CO_2 = \frac{22.7\ mol}{1} = 22.7$$

ก) ดังนั้น NH_3 เป็นสารกำหนดปริมาณ เนื่องจากมีจำนวนโมลน้อยกว่า

ขั้นที่ 3 จากปฏิกิริยา NH_3 2 mol เกิด $(NH_2)_2CO$ 1 mol

$$NH_3 \text{ 41.18 mol เกิด } (NH_2)_2CO = \frac{1x41.2 \text{ mol}}{2} = 20.6 \text{ mol}$$

คำนวณ mol $(NH_2)_2CO$ ให้เป็นกรัม เมื่อมวลโมเลกุลของ $(NH_2)_2CO$ เท่ากับ 60.0 g/mol

$g(NH_2)_2CO = (20.6 \text{ mol})(60.0 \text{ g/mol}) = 1{,}235.4 \text{ g}$

ข) ดังนั้นน้ำหนักของ $(NH_2)_2CO$ ที่เกิดขึ้นเท่ากับ 1,235.4 กรัม

คำนวณโดยวิธีแฟกเตอร์เปลี่ยนหน่วย

$$g(NH_2)_2CO = (700\,g\ NH_3)\left(\frac{1\ mol\ NH_3}{17.0\,g\ NH_3}\right)\left(\frac{1\ mol\ (NH_2)_2CO}{2\,mol\ NH_3}\right)\left(\frac{60.0\,g\ (NH_2)_2CO}{1\ mol\ (NH_2)_2CO}\right) = 1{,}235.4\ g$$

ค) สารที่เหลือคือ CO_2

จำนวนโมลของ CO_2 ที่เหลือ = 22.7 - 20.6 = 2.1 mol

คำนวณกรัม CO_2 ที่เหลือ = (2.1 mol)(44.0 g/mol) = 92.4 g

2) ผลผลิตร้อยละ

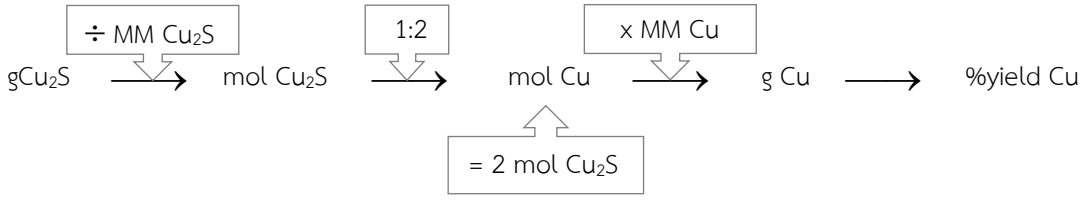
การคำนวณหาผลผลิตที่เกิดขึ้นตามสมการเคมีโดยกำหนดให้ปฏิกิริยาเกิดขึ้นอย่างสมบูรณ์ ไม่มีการสูญหายใด ๆ เกิดขึ้น เรียกว่า ผลผลิตตามทฤษฎี (theoretical yield) ส่วนผลผลิตที่ได้จากการทดลอง เรียกว่า ผลผลิตจริง (actual yield) โดยทั่วไปการรายงานผลผลิตจริงจะเปรียบเทียบค่าที่ได้ตามทฤษฎีในรูปร้อยละ เรียกว่า ผลผลิตร้อยละ (%yield) ดังนี้

$$\text{ผลผลิตร้อยละ} = \frac{\text{ผลผลิตจริง}}{\text{ผลผลิตตามทฤษฎี}} \times 100$$

<u>ตัวอย่าง 1.12</u> จงหาปริมาณผลผลิตตามทฤษฎีของ Cu ที่ได้จากการแยก Cu_2S จำนวน 1,000 กรัม ปฏิกิริยาที่เกิดขึ้น คือ $Cu_2S(s) + O_2(g)_{excess} \rightarrow 2Cu(s) + SO_2(g)$

ถ้าผลการทดลองได้ทองแดง (Cu) 712.5 กรัม จงคำนวณหาผลผลิตร้อยละ

<u>วิธีคิด</u> แนวคิดการคำนวณหาผลผลิตตามทฤษฎี



คำนวณผลผลิตตามทฤษฎี

$$\text{จำนวนโมลของ } Cu_2S = \frac{1000 \text{ g}}{159 \text{ g/mol}} = 6.29 \text{ mol}$$

จำนวนโมล Cu ที่เกิดขึ้น = 2x6.29 = 12.6 mol

คิดเป็นกรัม Cu = (12.6 mol)(63.5 g/mol) = 800.1 g

ดังนั้น ผลผลิตตามทฤษฎีที่ควรเตรียม Cu ได้เท่ากับ 800.1 กรัม แต่ผลผลิตจริงได้ 712.5 กรัม

คำนวณผลผลิตร้อยละ ได้เป็น

$$\text{ผลผลิตร้อยละ} = \frac{712.5\ g}{800.1\ g} \times 100 = 89.1\%$$

<u>ตัวอย่าง 1.13</u> จากสมการ $4NH_3(aq) + 5O_2(g) \rightarrow 4NO(g) + 6H_2O(l)$ เมื่อ NH_3 80 กรัม ทำปฏิกิริยากับ O_2 200 กรัม ได้ NO เกิดขึ้น 84 กรัม จงคำนวณหาผลผลิตร้อยละ

<u>วิธีคิด</u> หาว่าสารใดเป็นสารกำหนดปริมาณ โดยคำนวณจำนวนโมลของ NH_3 และ O_2

$$\text{mol } NH_3 = \frac{80\ g}{17.0\ g} = 4.7$$

$$\text{mol } O_2 = \frac{200\ g}{32.0\ g} = 6.25$$

เนื่องจากสัมประสิทธิ์สารตั้งต้นไม่เท่ากัน ต้องหาอัตราส่วนจำนวนโมล/เลขสัมประสิทธิ์ จะได้

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ } NH_3 = \frac{4.7}{4} = 1.18$$

$$\text{อัตราส่วนจำนวนโมลต่อเลขสัมประสิทธิ์ของ } O_2 = \frac{6.25}{5} = 1.25$$

ดังนั้น NH_3 มีจำนวนโมลน้อยกว่า 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

คิดเป็นกรัม NO = (4.7 mol)(30 g/mol) = 141 g ซึ่งคือ ผลผลิตตามทฤษฎี

ดังนั้น $\text{ผลผลิตร้อยละของ NO} = \frac{84\ g}{141\ g} \times 100 = 59.6\%$

สรุปท้ายบทเรียน

สมการเคมีคือปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นโดยการเปลี่ยนแปลงสารตั้งต้นเป็นสารผลิตภัณฑ์ การดุลสมการเคมี คือการเติมตัวเลขสัมประสิทธิ์จำนวนโมลหน้าสูตรเคมี เพื่อทำให้จำนวนอะตอมของธาตุชนิดเดียวกันทั้งสองข้างสมการเท่ากัน โมลคือหน่วยปริมาณสาร โดยกำหนด สารใด ๆ 1 โมลประกอบด้วยปริมาณของสารที่มีจำนวนอนุภาคเท่ากับ 6.02×10^{23} อนุภาค

กิจกรรม

ขั้นตอน	**วิธีการ**
แนะนำโจทย์ปัญหา (P)	แจกใบกิจกรรม 1.2
ไตร่ตรองทางแก้ไขเฉพาะตน (E)	แต่ละคนบอกวิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา (10 นาที)
ระดมสมองโดยกลุ่ม (T)	ให้รวมกลุ่ม มอบหมายโจทย์ให้แต่ละกลุ่มระดมสมองแก้ไขโดยวิธีการร่วมแสดงความคิดเห็น (10 นาที)
สื่อสารทางออก (C)	ให้แต่ละกลุ่มนำเสนอ วิธีการแก้ไขโจทย์ปัญหา 1) หลักการสำคัญหรือหลักพื้นฐานที่ถูกต้อง 2) วิธีการคำนวณค่าที่ถูกต้อง 3) วิธีอธิบายเชิงพฤติกรรม (วิธีปฏิบัติ) ที่ถูกต้อง โดยให้กลุ่มอื่น ๆ รับฟัง และซักถามในข้อที่สงสัย (10 นาที)
ถอดรหัสปรับใช้ (D)	ผู้สอนสรุป อภิปรายสรุป ความถูกต้องและความผิดพลาด โดยเพิ่มเติมประเด็นที่เกี่ยวข้องให้สมบูรณ์

แบบฝึกหัดท้ายบทเรียน

เอกสารอ้างอิง

โครงการตำราวิทยาศาสตร์และคณิตศาสตร์มูลนิธิ สอวน. (2551) *เคมี 2*. (พิมพ์ครั้งที่ 2). บริษัทด่านสุทธาการพิมพ์ จำกัด.

วิทยา เรืองพรวิสุทธิ์. (2558). *เคมีวัสดุ เคมีพื้นผิวและปฏิกิริยาเร่ง*. สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

อภิสิฏฐ์ ศงสะเสน, สรณ์นรินทร์ บังเกิดผล และอาทิตย์ สกุลตันติเมธา. (2554). *เคมีทั่วไปสำหรับวิศวกร*. บริษัททริฟเพิ้ลกรุ๊ป จำกัด.

อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และบัญชา พูลโภคา. (2554). *เคมีทั่วไป สำหรับนิสิตวิศวกรรมศาสตร์* (ฉบับปรับปรุง) (พิมพ์ครั้งที่ 9). สำนักพิมพ์แห่งจุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย.

Averil, B.A. (2012). *Principles of General Chemistry* (Online). https://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0m/index.html

Brown, L.S., & Holme, T.A. (2018). *Chemistry for Engineering Students* (4th ed.). Thomson Brook Cole.

Brown, T.L., LeMay, H.E., Bursten, B.E., Murphy, C.J., Woodward, P.M. & Stoltzfus, M.W. (2017). *Chemistry: The Central Science* (14th ed.). Pearson Education, Inc.

Chang, R., & Goldsby, K.A. (2016). *Chemistry* (12th ed.). McGraw-Hill.

Ebbing, D.D., & Gammon, S.D. (2017). *General Chemistry* (11th ed.). Cengage Learning.

Jespersen, N.D., Brady, J.E., & Hyslop, A. (2012). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter* (6th ed.). John Wiley & Sons, Inc

Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, D.J., & Bissonnette, C. (2017). *General Chemistry: Principles and Modern Applications* (11th ed.). Pearson Prentice Hall.

Overby, J. & Chang, R., (2022). *Chemistry* (14th ed.). McGraw-Hill.

Silberberg, M.S. (2013). *Principle of General Chemistry* (3rd ed.). McGraw-Hill Publishing Company.

Silberberg, M.S. & Amateis, P.G. (2021). *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change* (9th ed.). McGraw-Hill Publishing Company.