



New **สรุปเข้ม**

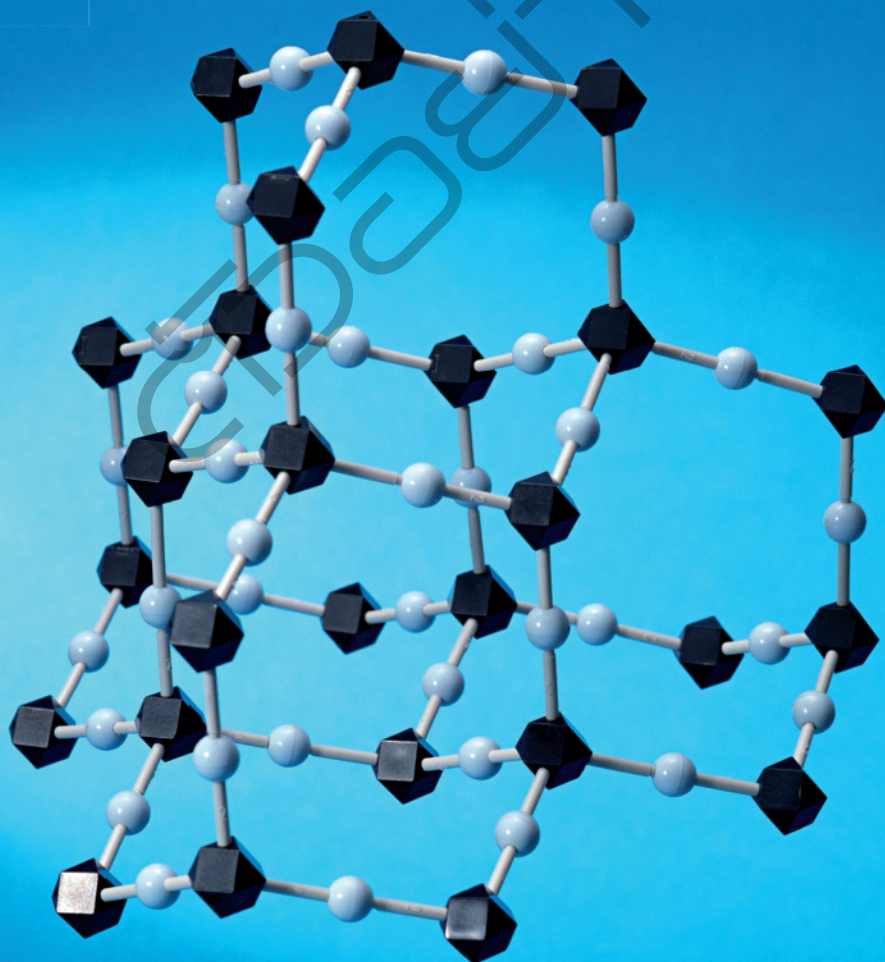
เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม

๘

ใหม่

ตรงตามหลักสูตรแกนกลาง พ.ศ. 2551

ม.4



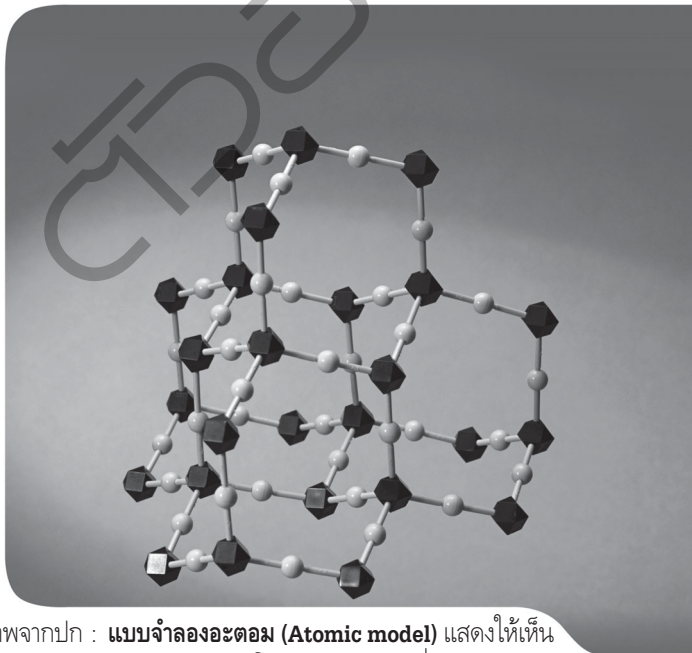
รศ. ดร.นิพนธ์ ตั้งคณาภิรักษ์
เสกสรรค์ ศิริวิฒนวิบูลย์

 | MAC EDUCATION

New สรุปใหม่

เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.4

- สรุปเนื้อหาสาระสำคัญ วิชาเคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.4
- ฝึกฝนและพัฒนาวิธีคิดอย่างเป็นเหตุเป็นผล คิดสร้างสรรค์ คิดวิเคราะห์ และแก้ปัญหาอย่างเป็นระบบ
- แบบฝึกหัดและแบบทดสอบ พร้อมเฉลยละเอียด สามารถใช้ประเมินผลได้ด้วยตนเอง
- ดัชนีท้ายเล่มช่วยในการสืบค้นข้อมูล เป็นการเพิ่มทักษะสำคัญในการค้นคว้าหาความรู้
- เหมาะสำหรับเตรียมความพร้อมก่อนเข้าสู่สนามสอบและเป็นพื้นฐานการศึกษาค้นคว้าในระดับที่สูงขึ้น



ภาพจากปก : แบบจำลองอะตอม (Atomic model) แสดงให้เห็น
รายละเอียดของโครงสร้างอะตอมที่สอดคล้องกับ
ผลการทดลอง และใช้อธิบายปรากฏการณ์ของอะตอมได้

รศ. ดร.นิพนธ์ ตั้งคณาภิรักษ์
เสกสรรค์ ศิริวิวัฒนวิบูลย์

New สรุปรวม

เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.4

ข้อมูลทางบรรณานุกรมของสำนักหอสมุดแห่งชาติ

นิพนธ์ ตังคณานุรักษ์.

New สรุปรวมเคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.4--กรุงเทพฯ : แม็ค, 2552.

224 หน้า.

1. เคมี--การศึกษาและการสอน (มัธยมศึกษา). I. ชื่อเรื่อง.

510

ISBN 978-974-412-600-9

จัดพิมพ์และจัดจำหน่ายโดย



บริษัท สำนักพิมพ์แม็ค จำกัด

MAC PRESS CO., LTD.

ผู้เขียน : รศ. ดร.นิพนธ์ ตังคณานุรักษ์ และ เสกสรรค์ ศิริวิฒนวิบูลย์

สงวนลิขสิทธิ์ : มิถุนายน 2552

ราคาจำหน่าย : 95 บาท

การสั่งซื้อ : ส่งอณูนิติสงฆ์จ่าย ไปรษณีย์ลาดพร้าว 10310 ในนาม บริษัท สำนักพิมพ์แม็ค จำกัด

เลขที่ 9/99 อาคารแม็ค ซอยลาดพร้าว 38 ถนนลาดพร้าว แขวงจันทราเกษม

เขตจตุจักร กรุงเทพฯ 10900

☎ : 0-2938-2022-7 FAX : 0-2938-2028

E-mail : macpress@MACeducation.com

www.MACeducation.com

พิมพ์ที่ : บริษัท เซเว่น พรินติ้ง กรุ๊ป จำกัด

(สงวนลิขสิทธิ์ตามกฎหมาย ห้ามลอกเลียน ไม่ว่าจะเป็นส่วนหนึ่งส่วนใดของหนังสือเล่มนี้นอกจากจะได้รับอนุญาตเป็นลายลักษณ์อักษร)

คำนำ

หนังสือคู่มือ New สรุปเข้มเคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.4 เล่มนี้ นำเสนอเนื้อหาตามกรอบหลักสูตรแกนกลางการศึกษาขั้นพื้นฐาน พุทธศักราช 2551 สารการเรียนรู้วิทยาศาสตร์ ระดับมัธยมศึกษาตอนปลาย ในแต่ละหน่วยการเรียนรู้ประกอบด้วย สรุปเนื้อหาที่เป็นสาระสำคัญในแต่ละเรื่อง และแบบฝึกหัดท้ายหน่วยการเรียนรู้พร้อมเฉลยละเอียด โดยมีวัตถุประสงค์เพื่อให้ผู้เรียนได้ศึกษาทำความเข้าใจเนื้อหาในแต่ละเรื่องด้วยตนเอง ฝึกทำแบบฝึกหัดและแบบทดสอบอย่างสม่ำเสมอ ซึ่งสามารถใช้ประเมินผลตนเองในท้ายหน่วยการเรียนรู้ นอกจากนี้มีแบบทดสอบพร้อมเฉลยละเอียดท้ายเล่มเพื่อให้ผู้เรียนได้เพิ่มทักษะในการเรียนรู้ สร้างความเข้าใจและความมั่นใจให้มากยิ่งขึ้นก่อนเข้าสู่สนามสอบจริงและเป็นพื้นฐานการศึกษาต่อในระดับที่สูงขึ้น

บริษัท สำนักพิมพ์แม็ค จำกัด หวังเป็นอย่างยิ่งว่า หนังสือคู่มือชุด New สรุปเข้มชุดนี้จะเป็นประโยชน์สูงสุดแก่ผู้เรียนและผู้สนใจทั่วไปเป็นอย่างดี

บริษัท สำนักพิมพ์แม็ค จำกัด

สารบัญ

● หน่วยการเรียนรู้ที่ 1 อะตอมและตารางธาตุ	1-25
แบบจำลองอะตอม	1
- แบบจำลองอะตอมของดอลตัน	1
- แบบจำลองอะตอมของทอมสัน	1
- แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด	2
- แบบจำลองอะตอมของโบร์	3
- แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก	6
- การบรรจุอิเล็กตรอนในอะตอม	6
ตารางธาตุ	11
- วิวัฒนาการของการสร้างตารางธาตุ	11
- สมบัติของธาตุตามหมู่และตามคาบ	14
แบบฝึกหัดหน่วยการเรียนรู้ที่ 1	21
● หน่วยการเรียนรู้ที่ 2 พันธะเคมี	26-58
พันธะไอออนิก	26
- การเกิดพันธะไอออนิก	26
- โครงสร้างของสารประกอบไอออนิก	27
- การเขียนสูตรและอ่านชื่อสารประกอบไอออนิก	28
- พลังงานกับการเกิดสารประกอบไอออนิก	31
- สมบัติของสารประกอบไอออนิก	32
- ปฏิกิริยาของสารประกอบไอออนิก	35

พันธะโคเวเลนต์	35
- การเกิดพันธะโคเวเลนต์	35
- ชนิดของพันธะโคเวเลนต์	36
- การเขียนสูตรและการอ่านชื่อสารโคเวเลนต์	38
- ความยาวพันธะและพลังงานพันธะ	39
- แนวคิดเกี่ยวกับเรโซแนนซ์	42
- รูปร่างของโมเลกุล	43
- สภาพขั้วของโมเลกุลโคเวเลนต์	47
- แรงยึดเหนี่ยวระหว่างโมเลกุลโคเวเลนต์	48
- สารโคจรผลิกร่างตาข่าย	49
พันธะโลหะ	50
- สมบัติของโลหะ	51
แบบฝึกหัดหน่วยการเรียนรู้ที่ 2	51

● **หน่วยการเรียนรู้ที่ 3 สมบัติของธาตุและสารประกอบ 59-82**

สมบัติของสารประกอบของธาตุตามคาบ	59
ปฏิกิริยาของธาตุและสารประกอบของธาตุตามหมู่	60
- ปฏิกิริยาของธาตุหมู่ IA และ IIA	60
- ปฏิกิริยาของธาตุหมู่ VIIA	62
ตำแหน่งของธาตุไฮโดรเจนในตารางธาตุ	63
ธาตุแทรนซิชัน	64
- สมบัติของธาตุแทรนซิชัน	64
- สารประกอบเชิงซ้อนของธาตุแทรนซิชัน	66
ธาตุกึ่งโลหะ	67
ธาตุกัมมันตรังสี	68
- การสลายตัวของธาตุกัมมันตรังสี	69
- ครึ่งชีวิตของธาตุกัมมันตรังสี	71
- ปฏิกิริยานิวเคลียร์	72
แบบฝึกหัดหน่วยการเรียนรู้ที่ 3	73

● หน่วยการเรียนรู้ที่ 4 ปริมาณสัมพันธ์ 83-132

มวลอะตอมของธาตุ	83
มวลโมเลกุลของสารประกอบ	86
มวลไอออน	88
โมล (mole)	89
ปริมาณของแก๊สที่สภาวะ STP	95
ความเข้มข้นของสารละลาย	98
จุดเดือดและจุดเยือกแข็งของสารละลาย	104
กฎเกย์-ลุสแซกและกฎอาโวกาโดรในการหาสูตรโมเลกุลของแก๊ส	110
การคำนวณร้อยละโดยมวลของธาตุที่เป็นองค์ประกอบในสารประกอบที่กำหนดให้	114
การหาสูตรเอมพิริคัลและสูตรโมเลกุล	116
การคำนวณปริมาณสารในสมการเคมี	118
แบบฝึกหัดหน่วยการเรียนรู้ที่ 4	123

● หน่วยการเรียนรู้ที่ 5 ของแข็ง ของเหลว แก๊ส 133-162

สถานะของสาร	133
- ของแข็ง (solids)	138
- ของเหลว (liquid)	144
- แก๊ส (gases)	152
แบบฝึกหัดหน่วยการเรียนรู้ที่ 5	158
แบบทดสอบชุดที่ 1	163
แบบทดสอบชุดที่ 2	167
เฉลย	171
ดัชนี	214

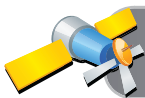


อะตอม คือ อนุภาคที่เล็กที่สุดของธาตุซึ่งสามารถทำให้ธาตุนั้นๆ แสดงสมบัติเฉพาะตัวได้ แต่การที่อะตอมมีขนาดเล็กมากจนมองด้วยตาเปล่าไม่เห็น จึงต้องมีการศึกษาทดลองเพื่อให้ทราบถึงองค์ประกอบและโครงสร้าง

แบบจำลองอะตอม

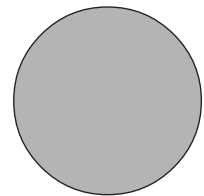


นักวิทยาศาสตร์ได้มีการเสนอโมเดลหรือแบบจำลองอะตอมต่างๆ มากมาย ได้แก่ แบบจำลองอะตอมของดอลตัน ทอมสัน รัทเทอร์ฟอร์ด นีลส์ โบร์ และแบบกลุ่มหมอก ดังนี้

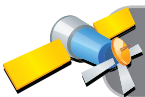


แบบจำลองอะตอมของดอลตัน

จอห์น ดอลตัน ได้เสนอแบบจำลองอะตอมว่า “อะตอมมีรูปร่างเป็นทรงกลม ไม่สามารถแบ่งแยกหรือทำให้สลายหายได้” ทฤษฎีอะตอมของดอลตันใช้อธิบายเกี่ยวกับกฎทรงมวลของสาร แต่อธิบายไม่ได้ว่าทำไมอะตอมของธาตุต่างชนิดกัน จึงมีสมบัติแตกต่างกัน แต่อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะมีสมบัติเหมือนกัน

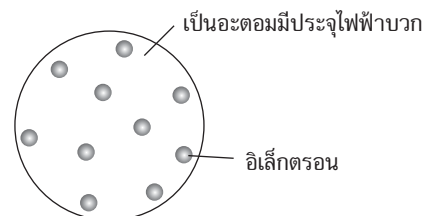


แบบจำลองอะตอมของดอลตัน



แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

เซอร์โจเซฟ จอห์น ทอมสัน ได้เสนอแบบจำลองอะตอมดังนี้ “อะตอมมีรูปร่างเป็นทรงกลม มีเนื้อเป็นประจุบวกแต่มีอิเล็กตรอนซึ่งมีประจุลบกระจายอยู่ทั่วอะตอม” และการที่อะตอมเป็นกลางทางไฟฟ้า แสดงว่ามีประจุบวกและประจุลบเป็นจำนวนเท่ากัน ดังรูป



แบบจำลองอะตอมของทอมสัน

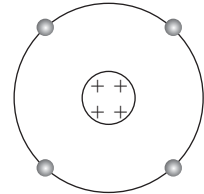


นอกจากนี้ทอมสันยังพบว่ารังสีแคโทดหรืออิเล็กตรอนมีค่าเท่ากับ 1.76×10^8 คูลอมป์ต่อกรัม
รอเบิร์ต แอนดรูส์ มิลลิแกน ได้ศึกษาทดลองประจุไฟฟ้าของอิเล็กตรอนบนหยดน้ำมัน พบว่าประจุของอิเล็กตรอน
เท่ากับ 1.60×10^{-19} คูลอมป์ จึงนำไปคำนวณหาค่ามวลของอิเล็กตรอนได้ค่าเท่ากับ 9.11×10^{-28} กรัม



แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

ลอร์ดเออร์เนสต์ รัทเทอร์ฟอร์ด และฮันส์ ไกเกอร์ ได้ศึกษาทดลองเกี่ยวกับโครงสร้างอะตอมเพิ่มเติมจึงเสนอแบบจำลองอะตอมว่า “อะตอมมีรูปร่างทรงกลม มีนิวเคลียสซึ่งมีประจุบวกจากการรวมตัวกันของโปรตอน โดยนิวเคลียสมีขนาดเล็กมากแต่มีความหนาแน่นสูง และมีอิเล็กตรอนโคจรรอบนิวเคลียส” ดังรูป



แบบจำลองอะตอมของรัทเทอร์ฟอร์ด

อนุภาคมูลฐานของอะตอม



เมื่อนำมวลของโปรตอนกับอิเล็กตรอนทั้งหมดมารวมกันพบว่า มีน้ำหนักประมาณครึ่งหนึ่งของมวลอะตอม แสดงว่าในอะตอมต้องมีอนุภาคที่มีมวลสูงใกล้เคียงกับโปรตอน และมีสมบัติเป็นกลางทางไฟฟ้าอยู่ เซอร์เจมส์ แชดวิก จึงได้ทำการศึกษาค้นคว้าเกี่ยวกับโครงสร้างอะตอมเพิ่มเติม จนพบว่าในนิวเคลียสมีอนุภาคที่เป็นกลางทางไฟฟ้าอยู่เรียกว่า นิวตรอน
อะตอมจึงมีอนุภาคมูลฐานที่สำคัญ 3 ชนิด คือ อิเล็กตรอน โปรตอน และนิวตรอนโดยมีสมบัติดังตาราง

อนุภาค	สัญลักษณ์	ประจุไฟฟ้า (คูลอมป์)	ชนิดของประจุไฟฟ้า	มวล (กรัม)
อิเล็กตรอน	e	1.602×10^{-19}	-1	9.109×10^{-28}
โปรตอน	p	1.602×10^{-19}	+1	1.673×10^{-24}
นิวตรอน	n	0	0	1.675×10^{-24}

การที่อะตอมของธาตุมีจำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน และอนุภาคทั้งสองมีชนิดประจุตรงข้ามกัน ส่วนนิวตรอนก็ไม่มีประจุไฟฟ้า ทำให้ประจุไฟฟ้าทั้งหมดในอะตอมหักล้างกันหมดพอดี อะตอมจึงเป็นกลางทางไฟฟ้า

เลขอะตอม เลขมวล และไอโซโทป



เลขอะตอม (atomic number) นิยมใช้สัญลักษณ์ “Z” คือ เลขที่บอกจำนวนโปรตอนในอะตอม

เลขมวล (atomic mass) นิยมใช้สัญลักษณ์ “A” คือ เลขที่บอกผลรวมของโปรตอนกับนิวตรอน

สัญลักษณ์นิวเคลียร์ (nuclear symbol) เป็นสัญลักษณ์ที่ใช้บอกจำนวนอนุภาคมูลฐานของอะตอม

$$\left. \begin{array}{l} A \leftarrow \text{เลขมวล} = p + n \\ Z \leftarrow \text{เลขอะตอม} = p \end{array} \right\} \therefore \begin{array}{l} \text{นิวตรอน} = A - Z \\ = p + n - p \\ = n \end{array}$$

ตัวอย่างเช่น $^{23}_{11}\text{Na}$ มีอนุภาคมูลฐานดังนี้

จำนวนโปรตอน = 11 โปรตอน เพราะเลขอะตอม = 11



จำนวนอิเล็กตรอน = 11 อิเล็กตรอน เพราะอะตอมของธาตุจะมีจำนวนโปรตอนเท่ากับจำนวนอิเล็กตรอน

จำนวนนิวตรอน = $23 - 11 = 12$ นิวตรอน

ไอโซโทป (isotope) คือ อะตอมของธาตุที่มีจำนวนโปรตอนเท่ากันแต่มีจำนวนนิวตรอนต่างกันหรือมีเลขมวลไม่เท่ากัน ตัวอย่างเช่น

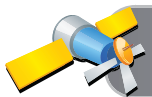
ไอโซโทป	^1_1H (protium)	^2_1H (deuterium)	^3_1H (tritium)
จำนวนโปรตอน	1	1	1
จำนวนนิวตรอน	0	1	2

ไอโซโทน (isotone) คือ อะตอมของธาตุต่างชนิดกัน แต่มีจำนวนนิวตรอนเท่ากัน ตัวอย่างเช่น $^{13}_6\text{C}$ กับ $^{14}_7\text{N}$ มีจำนวน 7 นิวตรอนเท่ากัน หรือ $^{39}_{19}\text{K}$ กับ $^{40}_{20}\text{Ca}$ มีจำนวน 20 นิวตรอนเท่ากัน

ไอโซบาร์ (isobar) คือ อะตอมของธาตุต่างชนิด แต่มีเลขมวลเท่ากัน ตัวอย่างเช่น $^{40}_{18}\text{Ar}$ กับ $^{40}_{19}\text{K}$ มีเลขมวล 40 เท่ากันถึงแม้จะเป็นธาตุต่างชนิดกัน

ไอโซอิเล็กทริก (isoelectronic) คือ อนุภาคที่มีจำนวนอิเล็กตรอนเท่ากัน ตัวอย่างเช่น

อนุภาค	$^{8}\text{O}^{2-}$	$^{9}\text{F}^{-}$	$^{11}\text{Na}^{+}$	$^{12}\text{Mg}^{2+}$	$^{13}\text{Al}^{3+}$
จำนวนอิเล็กตรอน	8+2	9+1	11-1	12-2	13-3



แบบจำลองอะตอมของโบร์

นักวิทยาศาสตร์ได้ทำการศึกษาสเปกตรัมของธาตุเพื่อใช้อธิบายตำแหน่งและลักษณะของอิเล็กตรอนรอบนิวเคลียส

คลื่นและสมบัติของคลื่นแสง



คลื่นในธรรมชาติสามารถแบ่งได้เป็น 2 ชนิด คือ คลื่นตามยาวและคลื่นตามขวาง คลื่นแสงเป็นคลื่นตามขวาง ชนิดหนึ่งซึ่งเกี่ยวข้องกับการเกิดสเปกตรัมโดยตรง

สมบัติที่สำคัญของคลื่น ได้แก่

1. **ความยาวคลื่น (wave length)** ใช้สัญลักษณ์ λ อ่านว่า แลมบ์ดา (lampda) คือ ระยะทางที่คลื่นเคลื่อนที่ได้ 1 รอบ ในเวลา 1 วินาที นิยมใช้หน่วยเป็น nm (นาโนเมตร) หรือ m (เมตร) โดย 1 นาโนเมตร เท่ากับ 1×10^{-9} เมตร วัดได้จากยอดคลื่นลูกหนึ่งไปยังยอดคลื่นลูกหนึ่ง หรือวัดจากท้องคลื่นลูกหนึ่งไปยังท้องคลื่นลูกถัดไป

2. **ความถี่ของคลื่น (frequency)** ใช้สัญลักษณ์ ν อ่านว่า นิว (nu) คือ จำนวนรอบของคลื่นที่เคลื่อนที่ผ่านจุดๆ หนึ่งในเวลา 1 วินาที นิยมใช้หน่วยเป็นจำนวนรอบต่อวินาที (s^{-1}) หรือเฮิรตซ์ (Hz)

3. **ความเร็วของคลื่น (velocity)** ใช้สัญลักษณ์ c แสงหรือคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้ามีความเร็วในสุญญากาศ (c) = 3.0×10^8 เมตรต่อวินาที

ความสัมพันธ์ของสมบัติต่าง ๆ ของคลื่น

1. ความสัมพันธ์ระหว่างความยาวคลื่นกับความถี่ สรุปเป็นสูตรได้ดังนี้

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

2. ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานกับความถี่ สรุปเป็นสูตรได้ดังนี้

$$E = h\nu$$



3. ความสัมพันธ์ระหว่างพลังงานกับความยาวคลื่น สรุปเป็นสูตรได้ดังนี้

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

สเปกตรัม (spectrum)



ถ้าส่องแสงขาว เช่น แสงจากดวงอาทิตย์ผ่านเข้าไปในปริซึม แสงขาวจะถูกแยกออกจากกันเป็นแถบแสงเจ็ดสีต่อเนื่องกัน เราเรียกแถบแสงนี้ว่า **สเปกตรัมของแสงขาว**

ตารางแสดงแสงสีต่าง ๆ ในแถบสเปกตรัมของแสงขาว

สีของสเปกตรัม	ความยาวคลื่น (nm)
ม่วง	400-420
น้ำเงิน	420-490
เขียว	490-580
เหลือง	580-590
แสด	590-650
แดง	650-700

การที่แสงขาวเมื่อถูกส่องผ่านปริซึมแล้วถูกแยกเป็นสีต่างๆ เพราะแสงสีต่างๆ ที่เป็นองค์ประกอบในแสงขาวนั้นเกิดการหักเหได้ไม่เท่ากัน เมื่อเคลื่อนที่ผ่านตัวกลางชนิดเดียวกัน

สเปกตรัมของธาตุและการแปลความหมาย



บุนเซน และ กุสตาฟ คีร์ชฮอฟฟ์ ได้ประดิษฐ์สเปกโทรสโคปซึ่งใช้เป็นอุปกรณ์ที่ศึกษาสเปกตรัมที่ได้จากการเผาสารชนิดต่างๆ เมื่อนำเกลือหรือสารประกอบไอออนิกชนิดต่างๆ ไปเผาไฟ แล้วใช้สเปกโทรสโคปส่องดูสีจากเปลวไฟที่เกิดขึ้นจะพบสีของสเปกตรัมต่างๆ ดังนี้

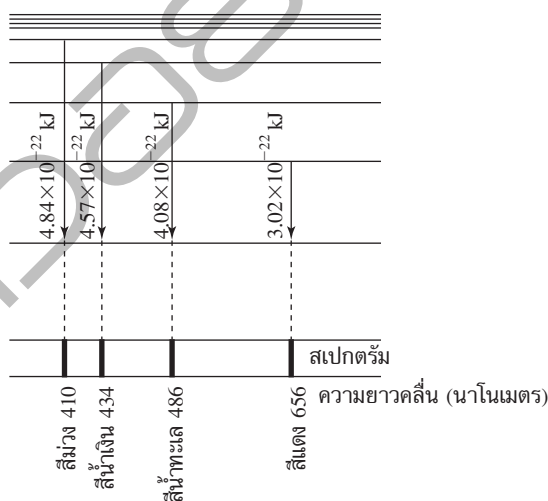
สารประกอบ	สีของเปลวไฟ	สีของเส้นสเปกตรัมที่ชัดที่สุด
NaCl	เหลือง	เหลืองเข้ม
NaNO ₃	เหลืองเข้ม	เหลืองเข้ม
BaCl ₂	เขียวอมเหลือง	เขียว
Ba(NO ₃) ₂	เขียวอมเหลือง	เขียว
CaCO ₃	แดงอิฐ	แดงเข้ม
CaSO ₄	แดงอิฐ	แดงเข้ม
CuCl ₂	เขียว	เขียวเข้ม
CuSO ₄	เขียว	เขียวเข้ม
MgBr ₂	ม่วง	ม่วงเข้ม
MgSO ₄	ม่วง	ม่วงเข้ม



การที่สเปกตรัมของสารมีหลายเส้นและหลายสีรวมไปถึงตำแหน่งที่ปรากฏแตกต่างกันออกไป แสดงว่าสารแต่ละชนิดจะมีสเปกตรัมที่เฉพาะตัว เราจึงใช้สเปกตรัมวิเคราะห์ชนิดของสารได้ ถ้าพิจารณาสีของเปลวไฟและสีของสเปกตรัมเส้นที่ขีดที่สดเปรียบเทียบกับกันจะพบว่าสอดคล้องกัน และพบว่าสารประกอบที่มีโลหะองค์ประกอบเป็นธาตุชนิดเดียวกันจะให้สีของเปลวไฟและสีของสเปกตรัมเส้นที่ขีดที่สดเหมือนกัน ถึงแม้โลหะองค์ประกอบในสารนั้นๆ จะมีความแตกต่างกันก็ตาม แสดงว่าสีของเปลวไฟและสเปกตรัมที่เกิดขึ้นเกิดจากอะตอมของโลหะองค์ประกอบ

สเปกตรัมของไฮโดรเจน ถ้านำหลอดแก้วมาบรรจุแก๊ส เช่น แก๊สไฮโดรเจน (H_2) เมื่อปรับความดันให้ต่ำ แล้วผ่านกระแสไฟฟ้าเข้าไปจะเกิดการเรืองแสงของหลอดแก้ว และให้สเปกตรัมของไฮโดรเจนออกมา ซึ่งในช่วงที่สายตามองเห็นจะมี 4 เส้น

เส้นสเปกตรัม	ความยาวคลื่น (nm)	พลังงาน (kJ)	ผลต่างระหว่างพลังงานของเส้นสเปกตรัมที่อยู่ติดกัน (kJ)
สีม่วง	410	4.84×10^{-22}	} 2.7×10^{-23}
สีน้ำเงิน	434	4.57×10^{-22}	
สีน้ำทะเล	486	4.08×10^{-22}	} 4.9×10^{-23}
สีแดง	656	3.02×10^{-22}	
			} 10.6×10^{-23}



รูปแสดงแผนผังการเปลี่ยนแปลงระดับพลังงานของอิเล็กตรอนของธาตุไฮโดรเจน

การที่อะตอมของไฮโดรเจนมีเพียง 1 อิเล็กตรอนแต่สามารถเกิดสเปกตรัมได้มากกว่า 1 เส้น แสดงว่าอิเล็กตรอนในอะตอมของไฮโดรเจนนอกจากจะมีสถานะพื้นแล้วยังมีสถานะกระตุ้นได้หลายระดับ โดยแต่ละระดับจะมีพลังงานที่แตกต่างกัน สเปกตรัมจึงเกิดที่ตำแหน่งแตกต่างกัน

สถานะพื้น (ground state) คือ สถานะที่อิเล็กตรอนมีพลังงานต่ำสุด โดยพลังงานของอิเล็กตรอนเกิดจากผลรวมของพลังงานศักย์ที่เกิดจากแรงดึงดูดระหว่างอิเล็กตรอนกับโปรตอนในอะตอม กับพลังงานจลน์ที่เกิดจากอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียส

สถานะกระตุ้น (excited state) คือ สถานะที่อิเล็กตรอนได้รับพลังงานเพิ่มขึ้นจากสถานะพื้น เนื่องจากอะตอมได้รับพลังงานเพิ่มขึ้น



การที่อิเล็กตรอนในสถานะกระตุ้นคายพลังงานออกมาจะทำให้เกิดสเปกตรัมขึ้น ถ้ามีสถานะกระตุ้นหลายระดับ ก็จะเกิดสเปกตรัมขึ้นมาหลายเส้น

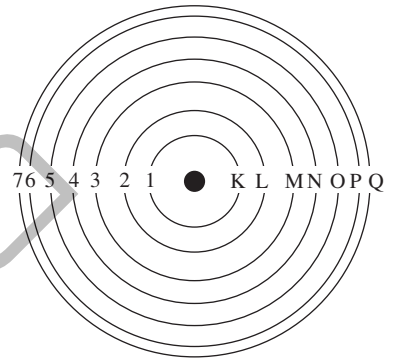
การเกิดสีของเปลวไฟและเส้นสเปกตรัม เนื่องจากเมื่อเรานำสารมาเผาไฟจะทำให้สารมีพลังงานสูงขึ้น อะตอมและอิเล็กตรอนที่อยู่ภายในจะมีพลังงานเพิ่มขึ้นด้วย แต่โดยธรรมชาติแล้วการที่อิเล็กตรอนจะเสถียรได้จะต้องอยู่ในสภาวะพลังงานต่ำ จึงต้องมีการคายพลังงานออกมาในรูปของคลื่นแม่เหล็กไฟฟ้าเท่ากับพลังงานที่ได้รับเข้าไป เมื่อพลังงานที่คายออกมามีความยาวคลื่นอยู่ในช่วง 400-700 นาโนเมตร จึงทำให้มองเห็นเป็นแสงสีต่างๆ ส่วนจะมองเห็นเป็นแสงสีใดขึ้นอยู่กับความยาวช่วงคลื่นที่คายออกมา

จากความรู้เกี่ยวกับแสงและสเปกตรัม ทำให้นิลส์ โบร์ได้นำมาใช้อธิบายโครงสร้างอะตอมดังนี้

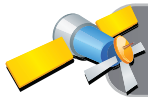
1. อะตอมจะมีอิเล็กตรอนโคจรรอบนิวเคลียสซึ่งเป็นจุดศูนย์กลางของอะตอม
2. อิเล็กตรอนจะโคจรรอบอะตอมเป็นชั้นๆ ตามระดับพลังงาน
3. อิเล็กตรอนแต่ละตัวจะมีพลังงานเป็นค่าเฉพาะตัว
4. อิเล็กตรอนที่อยู่ชั้นใกล้นิวเคลียสมากจะยังมีพลังงานต่ำ ยิ่งอยู่ห่าง

จากนิวเคลียสพลังงานจะยิ่งสูง

5. อิเล็กตรอนชั้นในสุดจะเรียกว่าชั้น K และชั้นอยู่ห่างจากนิวเคลียสตัดออกไปเรื่อยๆ เรียกว่า ชั้น L, M, N, O, P, Q, ... ตามลำดับ แต่ในปัจจุบันเราเรียกชั้นของอิเล็กตรอนว่า ระดับพลังงาน $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ ตามลำดับ

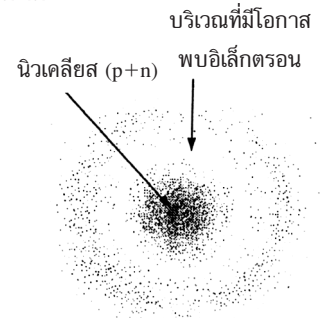


แบบจำลองอะตอมของโบร์

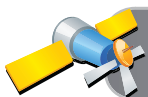


แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก

การที่แบบจำลองอะตอมของโบร์สามารถใช้อธิบายสเปกตรัมของอะตอมที่มีเพียง 1 อิเล็กตรอนเท่านั้น ไม่สามารถอธิบายอะตอมที่มีหลายอิเล็กตรอนได้ นักวิทยาศาสตร์จึงมีการศึกษาเกี่ยวกับโครงสร้างของอะตอมเพิ่มเติม จากการคำนวณทางกลศาสตร์ควอนตัม (Quantum Mechanics) จึงได้มีการเสนอแบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอกว่า อะตอมจะมีนิวเคลียสซึ่งถูกอิเล็กตรอนซึ่งมีขนาดเล็กมากโคจรรอบด้วยความเร็วสูงมากจนดูคล้ายกลุ่มหมอก เราไม่สามารถบอกตำแหน่งที่แน่นอนของอิเล็กตรอนได้ ทิศทางการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนไม่ได้เป็นวงกลมเพียงแบบเดียว แต่มีการโคจรได้หลายรูปแบบขึ้นอยู่กับระดับพลังงาน บริเวณที่อยู่ใกล้นิวเคลียสมาก กลุ่มหมอกจะมีความหนาแน่นมากแสดงว่ามีโอกาสพบอิเล็กตรอนสูง ส่วนบริเวณที่ยังอยู่ห่างจากนิวเคลียสออกไป กลุ่มหมอกจะยิ่งมีความหนาแน่นลดลง ทำให้โอกาสพบอิเล็กตรอนจะลดลง



แบบจำลองอะตอมแบบกลุ่มหมอก



การบรรจุอิเล็กตรอนในอะตอม

การที่อะตอมของธาตุโดยทั่วไปมีจำนวนอิเล็กตรอนมากกว่า 1 อิเล็กตรอน จึงมีการศึกษาว่าอิเล็กตรอนเหล่านี้จัดตัวอยู่ในระดับพลังงานต่างๆ อย่างไร จากการศึกษาการจัดอิเล็กตรอนของอะตอมของธาตุที่มีเลขอะตอม 1-20 มีดังนี้



${}_1\text{H} = 1$	${}_2\text{He} = 2$	${}_3\text{Li} = 2, 1$	${}_4\text{Be} = 2, 2$
${}_5\text{B} = 2, 3$	${}_6\text{C} = 2, 4$	${}_7\text{N} = 2, 5$	${}_8\text{O} = 2, 6$
${}_9\text{F} = 2, 7$	${}_{10}\text{Ne} = 2, 8$	${}_{11}\text{Na} = 2, 8, 1$	${}_{12}\text{Mg} = 2, 8, 2$
${}_{13}\text{Al} = 2, 8, 3$	${}_{14}\text{Si} = 2, 8, 4$	${}_{15}\text{P} = 2, 8, 5$	${}_{16}\text{S} = 2, 8, 6$
${}_{17}\text{Cl} = 2, 8, 7$	${}_{18}\text{Ar} = 2, 8, 8$	${}_{19}\text{K} = 2, 8, 8, 1$	${}_{20}\text{Ca} = 2, 8, 8, 2$

จากการจัดอิเล็กตรอนดังกล่าวจึงอาจกล่าวได้ว่าจำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้สูงสุดในแต่ละระดับพลังงาน $= 2n^2$ เมื่อ n = เลขบอกระดับพลังงานของอิเล็กตรอน แต่การจัดอิเล็กตรอนของ ${}_{20}\text{Ca}$ ควรเป็น 2, 8, 10 แต่ความจริงกลับเป็น 2, 8, 8, 2 จึงต้องมีการศึกษาเพิ่มเติมว่าเหตุใดจึงเป็นเช่นนั้น จากความรู้กลศาสตร์ควอนตัมจึงทราบว่าแต่ละระดับพลังงานของอิเล็กตรอนนั้นยังมีระดับพลังงานย่อย (sub shell) ต่างๆ ได้แก่

ระดับพลังงานย่อย s (sharp)	มีจำนวนอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 2	อิเล็กตรอน
ระดับพลังงานย่อย p (principal)	มีจำนวนอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 8	อิเล็กตรอน
ระดับพลังงานย่อย d (diffuse)	มีจำนวนอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 10	อิเล็กตรอน
ระดับพลังงานย่อย f (fundamental)	มีจำนวนอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 14	อิเล็กตรอน

ระดับพลังงานหลักที่ 1 ($n = 1$) มีระดับพลังงานย่อยคือ s

ระดับพลังงานหลักที่ 2 ($n = 2$) มีระดับพลังงานย่อยคือ s, p

ระดับพลังงานหลักที่ 3 ($n = 3$) มีระดับพลังงานย่อยคือ s, p, d

ระดับพลังงานหลักที่ 4 ($n = 4$) มีระดับพลังงานย่อยคือ s, p, d, f

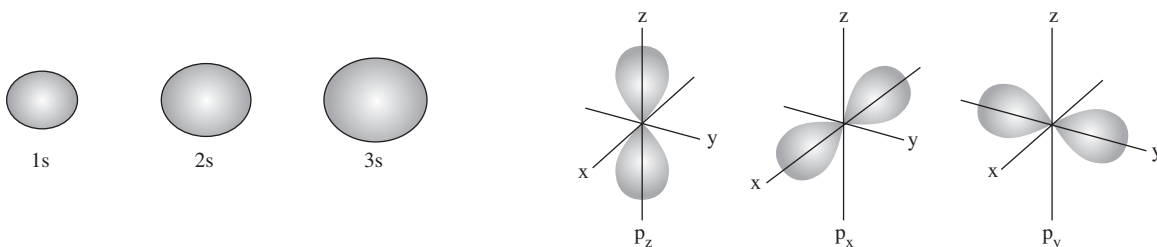
ออร์บิทัล (orbital) คือ บริเวณที่มีโอกาสพบอิเล็กตรอนในอะตอมและมีพลังงานที่เป็นค่าเฉพาะตัว ออร์บิทัลแต่ละชนิดมีชื่อและรูปร่างต่างกันดังนี้

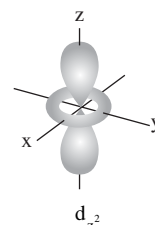
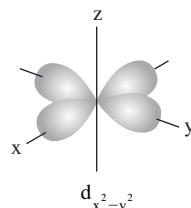
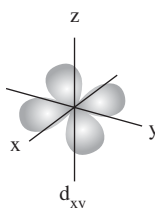
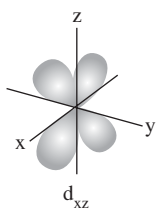
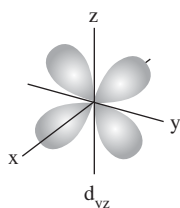
s ออร์บิทัล มีรูปร่างเป็นทรงกลมรอบนิวเคลียส เพราะมีความหนาแน่นรอบนิวเคลียสเท่ากันทุกทิศทาง

p ออร์บิทัล มีรูปร่างคล้ายดัมเบลล์ มีอิเล็กตรอนหนาแน่นตามแนวแกน X, Y และ Z มี 3 ออร์บิทัล คือ P_x , P_y และ P_z

d ออร์บิทัล มีรูปร่างซับซ้อนและมีความหนาแน่นอิเล็กตรอนที่แตกต่างกันขึ้นอยู่กับชนิด มี 5 ชนิด คือ

- d_{z^2} มีความหนาแน่นของอิเล็กตรอนมากบนแกน Z
- $d_{x^2-y^2}$ มีความหนาแน่นของอิเล็กตรอนมากบนแกน X และ Y
- d_{xy} มีความหนาแน่นอิเล็กตรอนมากระหว่างแกน X และแกน Y
- d_{yz} มีความหนาแน่นอิเล็กตรอนมากระหว่างแกน Y และแกน Z
- d_{xz} มีความหนาแน่นอิเล็กตรอนมากระหว่างแกน X และแกน Z





ระดับพลังงานย่อย s มี = 1 ออร์บิทัล

ระดับพลังงานย่อย p มี = 3 ออร์บิทัล

ระดับพลังงานย่อย d มี = 5 ออร์บิทัล

ระดับพลังงานย่อย f มี = 7 ออร์บิทัล

ตารางแสดงระดับพลังงานหลัก ระดับพลังงานย่อย และจำนวนอิเล็กตรอนที่มีในแต่ละระดับพลังงาน

ระดับพลังงานหลัก (n)	ระดับพลังงานย่อย	จำนวนอิเล็กตรอนสูงสุด ในระดับพลังงานย่อย	จำนวนอิเล็กตรอนมากที่สุด ในระดับพลังงานหลัก
1	s	2	2
2	s p	2 6	8
3	s p d	2 6 10	18
4	s p d f	2 6 10 14	32

หลักการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัล



1. หลักการกีดกันของเพาลี กล่าวว่าไม่มีอิเล็กตรอนคู่ใดในออร์บิทัลเดียวกันที่จะมีทิศทางการหมุนรอบตัวเองที่เหมือนกัน เมื่อตัวหนึ่งหมุนตามเข็มนาฬิกาอีกตัวต้องหมุนทวนเข็มนาฬิกา เราใช้สัญลักษณ์ $\uparrow$ เขียนแทนออร์บิทัลใดๆ และใช้ลูกศรเขียนแทนอิเล็กตรอนในออร์บิทัลโดยอาจเขียนเป็นลูกศรหัวเต็มหรือครึ่งซีกก็ได้ เช่น $\uparrow$ หรือ $\downarrow$ หรือ $\uparrow$ หรือ $\downarrow$ ถ้ามี 2 อิเล็กตรอนในออร์บิทัลเดียวกันเรามักเขียน $\uparrow\downarrow$ หรือ $\downarrow\uparrow$ แต่ห้ามเขียนให้ทิศทางหัวลูกศรไปทิศเดียวกันเช่น $\uparrow\uparrow$ หรือ $\downarrow\downarrow$ หรือ $\uparrow\downarrow$ หรือ $\downarrow\uparrow$

2. หลักของเฮอฟบาว มีใจความว่า การบรรจุอิเล็กตรอนต้องมีการเติมลงไปในระดับพลังงานย่อยที่มีพลังงานต่ำกว่า และว่างเปล่าก่อน เช่น 1s, 2s, 2p ตามลำดับ เพื่อให้พลังงานรวมมีค่าต่ำที่สุดจึงจะได้อะตอมที่มีความเสถียรมากที่สุด

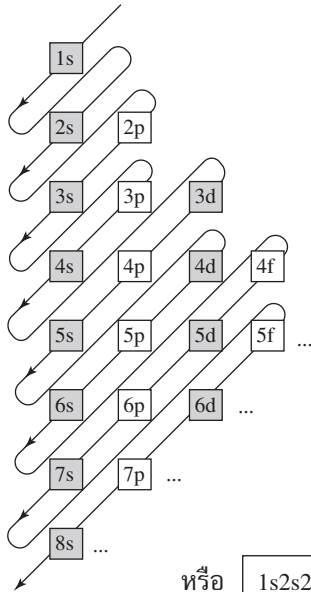
3. กฎของฮุนด์ ต้องบรรจุอิเล็กตรอนให้มีอิเล็กตรอนอยู่เดี่ยวๆ โดยเขียนลูกศรหัวขึ้นก่อนจนกว่าจะอยู่ครบทุกออร์บิทัลที่มีอยู่ แล้วถ้ายังมีอิเล็กตรอนเหลือจึงค่อยบรรจุอิเล็กตรอนตัวต่อไปให้เข้าคู่กับอิเล็กตรอนเดี่ยวที่มีอยู่เดิมโดยเขียนลูกศรหัวขึ้นลง เช่น ถ้ามี 3 อิเล็กตรอนใน 3d ออร์บิทัล เราจะบรรจุอิเล็กตรอนได้เป็น $\uparrow \uparrow \uparrow$ แต่ถ้ามี 6 อิเล็กตรอนใน 3d ออร์บิทัล เราจะสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้เป็น $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$



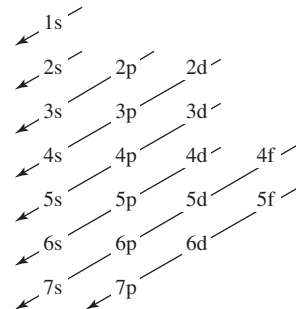
4. การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเพื่อให้อะตอมมีความเสถียรมี 2 แบบ คือ

4.1 การบรรจุเต็ม เช่น $2p^6 \Rightarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

4.2 การบรรจุครึ่ง เช่น $2p^3 \Rightarrow \uparrow \uparrow \uparrow$



หรือ



หรือ $1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d7p8s$

แผนภาพแสดงการบรรจุอิเล็กตรอนหลายอิเล็กตรอนในอะตอมตามระดับพลังงาน

สัญลักษณ์ในการจัดอิเล็กตรอน เช่น $3p^4$ ← จำนวนอิเล็กตรอนในออร์บิทัล
← ระดับพลังงานย่อย
← ระดับพลังงานหลัก

ตัวอย่างการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลของ ^{20}Ca



^{20}Ca $1s \quad 2s \quad 2p \quad 3s \quad 3p \quad 4s$
 $\uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow$ หรือ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 = 2, 8, 8, 2$

เมื่อพิจารณาการบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของ Ca

$1s^2 \quad 2s^2 2p^6 \quad 3s^2 3p^6 \quad 4s^2$
↓ ↓ ↓ ↓
2 8 8 2

= การรวมอิเล็กตรอนในแต่ละระดับพลังงานย่อยเข้าด้วยกัน

^{20}Ca มีการจัดอิเล็กตรอนเป็น 2, 8, 8, 2 เพราะฉะนั้นมี 4 ระดับพลังงานหลักแสดงว่า เป็นธาตุที่อยู่คาบที่ 4 ในตารางธาตุ อิเล็กตรอนวงนอกสุด (เวเลนซ์อิเล็กตรอน) = 2 แสดงว่าเป็นธาตุหมู่ 2 ในตารางธาตุ

การจัดอิเล็กตรอนของธาตุแทรนซิชัน



ในที่นี้จะแสดงการจัดอิเล็กตรอนของธาตุแทรนซิชันคาบที่ 4 ซึ่งมีเลขอะตอม 21-30 เท่านั้น การจัดอิเล็กตรอนของธาตุแทรนซิชันจะต่างจากการจัดอิเล็กตรอนของธาตุทั่วๆ ไปคือ อิเล็กตรอนตัวสุดท้ายของธาตุโดยทั่วไปจะถูกบรรจุในระดับพลังงานย่อย s หรือ p แต่อิเล็กตรอนตัวสุดท้ายของโลหะแทรนซิชันจะถูกบรรจุในระดับพลังงานย่อย d หรือ f ตัวอย่างเช่น



$_{21}\text{Sc}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 = 2, 8, 9, 2$



$_{22}\text{Ti}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 2, 8, 10, 2$

$_{23}\text{V}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3 = 2, 8, 11, 2$

$_{24}\text{Cr}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 = 2, 8, 13, 1$

$_{25}\text{Mn}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5 = 2, 8, 13, 2$

$_{26}\text{Fe}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 = 2, 8, 14, 2$

$_{27}\text{Co}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7 = 2, 8, 15, 2$

$_{28}\text{Ni}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8 = 2, 8, 16, 2$

$_{29}\text{Cu}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10} = 2, 8, 18, 1$

$_{30}\text{Zn}$ การจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} = 2, 8, 18, 2$

ข้อสังเกต

การจัดอิเล็กตรอนใน 2 ระดับพลังงานสุดท้ายของ Cr และ Cu

$_{24}\text{Cr}$ ไม่จัดเป็น $4s^2 3d^4$ แต่จัดเป็น $4s^1 3d^5$

$_{29}\text{Cu}$ ไม่จัดเป็น $4s^2 3d^9$ แต่จัดเป็น $4s^1 3d^{10}$

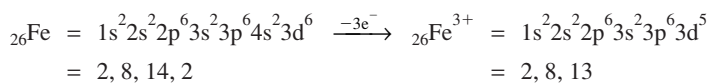
เพราะระดับพลังงานย่อย s มีการบรรจุอิเล็กตรอนที่เสถียร 2 แบบ คือ s^2 (แบบเต็ม) และ s^1 (แบบครึ่ง)

และระดับพลังงานย่อย d มีการบรรจุอิเล็กตรอนที่เสถียร 2 แบบ คือ d^{10} (แบบเต็ม) และ d^5 (แบบครึ่ง)

การจัดอิเล็กตรอนของไอออนบวกและไอออนลบ



ไอออนบวก ให้จัดแบบอะตอมที่เป็นกลางก่อนแล้วดึงอิเล็กตรอนออกจากอะตอมที่หลังตามประจุบวกที่มีอยู่จริง โดยลำดับการดึงอิเล็กตรอนนั้นให้ดึงจากระดับพลังงานหลักที่มากที่สุดก่อน ถ้าเท่ากันค่อยพิจารณาจากระดับพลังงานย่อย เช่น ถ้าจะดึงอิเล็กตรอนออกจาก $4s3d4p5s$ ลำดับการดึงอิเล็กตรอนจะเรียงลำดับดังนี้ $5s \rightarrow 4p \rightarrow 4s \rightarrow 3d$ ตัวอย่างเช่น การจัดอิเล็กตรอนของ Fe^{3+}



ไอออนลบ ให้รวมจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมดที่มีก่อนแล้วจัดเหมือนเป็นอะตอมที่เป็นกลาง ตัวอย่างเช่น ${}_{17}\text{Cl}^-$ มีจำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมด $= 17+1 = 18$ อิเล็กตรอน จึงจัดอิเล็กตรอนได้เป็น ${}_{17}\text{Cl}^- = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



ตารางธาตุ



ตารางธาตุ (Periodic Table) คิดขึ้นมาเพื่อจัดเรียงธาตุที่มีนํวร้อยละให้อยู่เป็นหมวดหมู่ โดยแบ่งเป็นกลุ่มๆ ตามสมบัติทางเคมีและกายภาพที่คล้ายคลึงกัน



วิวัฒนาการของการสร้างตารางธาตุ

โยฮันน์ เดอเบไรเนอร์ ได้เสนอหลักชุดสามของธาตุว่า เราสามารถจัดธาตุเป็นกลุ่ม กลุ่มละ 3 ธาตุ ตามสมบัติที่คล้ายคลึงกัน แต่ไม่สามารถนำไปใช้กับธาตุกลุ่มอื่นที่มีสมบัติคล้ายกันได้ หลักชุดสามจึงไม่นิยมใช้อีกต่อไป

ธาตุ	มวลอะตอม
Li	7
Na	23
K	39

$$\begin{aligned}\text{มวลอะตอมของ Na} &= \frac{\text{มวลอะตอม Li} + \text{มวลอะตอม K}}{2} \\ &= \frac{7 + 39}{2} = 23\end{aligned}$$

จอห์น นิวแลนด์ ได้เสนอให้นำธาตุมาเรียงลำดับตามมวลอะตอมจากน้อยไปหามาก พบว่าธาตุที่ 8 จะมีสมบัติที่เหมือนกับธาตุที่ 1 เสมอ (ยกเว้นธาตุไฮโดรเจนและแก๊สเฉื่อย) ตัวอย่างเช่น

1	2	3	4	5	6	7
Li	Be	B	C	N	O	F
8						
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					

แต่กฎนี้ไม่สามารถอธิบายได้ว่ามวลอะตอมเกี่ยวข้องกับสมบัติของธาตุที่คล้ายคลึงกันอย่างไรจึงได้เลิกใช้ไป

ยูลิอุสโลทาร์ ไมเออร์ และดิมิทรี อิวา-โนวิช เมนเดเลเยฟ ได้ตั้งกฎฟิรอดิกจากการพบว่า ถ้าเรียงธาตุตามมวลอะตอมจากน้อยไปหามากจะพบว่า ธาตุต่างๆ จะมีสมบัติที่คล้ายคลึงกันเป็นช่วงๆ



Reihen	Gruppe I — R^2O	Gruppe II — RO	Gruppe III — R^2O^3	Gruppe IV RH^4 RO^2	Gruppe V RH^3 R^2O^5	Gruppe VI RH^2 RO^3	Gruppe VII RH R^2O^7	Gruppe VIII — RO^4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Ti = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	—
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	—

* Spaces are left for the unknown elements with atomic masses 44, 68, 72, and 100.

รูปแสดงตารางธาตุของเมนเดเลเยฟ

นอกจากนี้เมนเดเลเยฟได้เว้นช่องว่างไว้โดยคิดว่า น่าจะเป็นตำแหน่งของธาตุซึ่งยังไม่มี การค้นพบ และได้ทำนายสมบัติของธาตุที่ยังไม่มีการค้นพบไว้ 3 ธาตุ โดยให้ชื่อเป็น เอกา-โบรอน เอกา-อะลูมิเนียม และเอกา-ซิลิคอน และในเวลาต่อมาจึงได้ค้นพบธาตุสแกนเดียม แกลเลียม และเจอร์เมเนียมตามลำดับ

เฮนรี โมสลีย์ นักวิทยาศาสตร์ชาวอังกฤษ เสนอให้จัดเรียงธาตุตามเลขอะตอมจากน้อยไปหามาก เพราะสมบัติของธาตุมีความสัมพันธ์กับเลขอะตอมหรือประจุบวกในนิวเคลียสมากกว่ามวลอะตอม

ปัจจุบันได้ยกเลิกตารางธาตุของเมนเดเลเยฟที่จัดเรียงตำแหน่งของธาตุตามมวลอะตอม แต่มีการจัดเรียงตามเลขอะตอมจากน้อยไปหามาก พร้อมทั้งพิจารณาการจัดอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยประกอบด้วย ดังนี้

แนะนำหนังสือดี



NEW สรุปเข้ม
เคมีพื้นฐานและเพิ่มเติม ม.4



สัญลักษณ์แห่งคุณภาพทางวิชาการ



ราคา 95 บาท