

หนังสือสรุปเนื้อหาวิชาเคมี สำหรับนักเรียนระดับมัธยมศึกษาตอนปลาย

My Chemistry Book

The Intermediate



รองศาสตราจารย์ ดร.โรจน์ฤทธิ์ โรจนธเนศ
ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย

คำนิยม

ดร.ธนพงษ์ กริยาคำรงค์เดช (อ.บ๊ิก A.BIG CENTER)

หนังสือ My Chemistry Book เล่มนี้แตกต่างจากหนังสือเคมีเล่มอื่นๆ ทั่วไป มีการจัดวางลำดับเนื้อหา อธิบายตั้งแต่ที่มาเริ่มต้น ปูพื้นฐานความรู้สำคัญของแต่ละบท จนลงรายละเอียดเนื้อหาขั้นสูงได้อย่างน่าสนใจ เหมาะสำหรับนักเรียน ม.ปลาย ที่ใช้ทบทวนความรู้เพื่อเตรียมสอบโรงเรียน สอบแข่งขันโอลิมปิกวิชาการ และเตรียมตัวสอบแอดมิชชัน ตลอดจนบุคคลทั่วไปที่สนใจในวิชาเคมี อ่านแล้วจะไม่อยากวาง

อ.ดร.ศุภณัฐ ไพโรทกุล (ผู้เขียน Essential Biology และวิทยากร Brand Summer Camp)

หนังสือ My Chemistry Book : The Intermediate เป็นหนังสือที่เขียนโดยคนที่มีความรู้จริงทางด้านเคมี อาจารย์ที่มีประสบการณ์ด้านการสอนเคมีมานาน ดังนั้นความถูกต้องและความละเอียดของเนื้อหาจึงทำให้หนังสือเล่มนี้เป็นหนังสือที่มีความโดดเด่น น่าสนใจและแตกต่างจากหนังสือเคมีเล่มอื่นๆ ในท้องตลาด

อ.กฤตน์ ชื่นเป็นนิจ (สถาบันกวดวิชา Chemeka และวิทยากร Brand Summer Camp)

หนังสือ My Chemistry Book: The Intermediate เป็นหนังสือที่อาจารย์โรจน์ฤทธิ์ ได้ใช้ความรู้และประสบการณ์การสอนตามโครงการพิเศษต่างๆ ที่สั่งสมมาตลอดหลายปีกลั่นออกมาเป็นตัวหนังสือ ตารางและรูปภาพที่กระชับและเข้าใจได้ง่าย ตลอดจนมีคำอธิบายเหตุและผลที่ตรงไปตรงมา สะท้อนกับค่าที่ได้จากการทดลองอย่างแท้จริง ถือเป็นหนังสือเคมีที่นักเรียนทุกระดับชั้นควรได้ศึกษาเรียนรู้ แล้วจะได้เห็นความสวยงามของภาษาที่อาจารย์บรรจงเรียบเรียงขึ้นอย่างมีระเบียบและเป็นวิทยาศาสตร์

นายธรรต อยู่สุนทร (เหรียญทองเคมีโอลิมปิกระหว่างประเทศครั้งที่ 44 และ เหรียญเงินครั้งที่ 43 และ 45)

หนังสือ My Chemistry Book เป็นหนังสือที่ผู้เขียนถ่ายทอดวิชาเคมี ในความเข้าใจของตัวเองออกมาได้ดีมาก ผู้เขียนอธิบายได้อย่างดีเยี่ยมทำให้ หนังสือเล่มนี้ สั้น กระชับ ได้ใจความ แต่สิ่งที่น่าประทับใจที่สุดของหนังสือเล่มนี้ คือ เนื้อหาเพิ่มเติมที่ไม่มีทางได้รับจากหนังสือเคมี ม.ปลาย ทั่วไปเลย ผมเชื่อว่าหนังสือเล่มนี้จุดประกายความรักเคมีให้หลายๆ คนได้อย่างแน่นอน

นายวัชร อวยสินประเสริฐ (เหรียญเงินเคมีโอลิมปิกระหว่างประเทศครั้งที่ 45 และ 46)

ด้วยการอธิบายเนื้อหาที่ซับซ้อนให้กลายเป็นคำอธิบายที่ง่ายต่อการเข้าใจ การลงหยิบหนังสือเล่มนี้มาอ่าน น่าจะเป็นจุดเปลี่ยน ให้มารักวิชาเคมีได้

คำนำ

หนังสือเล่มนี้เป็นเล่มแรกของหนังสือชุด **My Chemistry Book** หรือหนังสือเคมีของผมเอง ที่ใช้คำนี้ เพราะการอธิบายทุกเรื่องเกิดขึ้นมาจากการสปรนการการสอนเคมีที่ผมเริ่มสอนพิเศษมาตั้งแต่ปี พ.ศ.2537 และได้รับโอกาสจากหน่วยงานและครูบาอาจารย์หลายๆ ท่านให้ผมได้สอนลูกศิษย์มากมายหลายระดับ ผมจึงต้องวิเคราะห์ สังเคราะห์ ปรับปรุงการสอนมาตลอดเวลาเพื่อให้สามารถอธิบายเนื้อหาวิชาเคมีให้ผู้เรียนทุกระดับเข้าใจได้ง่าย ซึ่งผมมีแนวคิดหลักในการสอนว่าต้องให้ผู้เรียนมีความเข้าใจอย่างลึกซึ้ง โดยอาศัยหลักตรรกะและเหตุผล รวมถึงการสร้างกระบวนการความคิดให้กับผู้เรียนเปิดโอกาสให้ลองแก้ปัญหาและสังเคราะห์องค์ความรู้ขึ้นเอง การอ่านหนังสือเคมีเล่มนี้จึงอาจจะให้ความรู้สึกแตกต่างจากการอ่านหนังสือเคมีเล่มอื่นๆ ทั้งหมดที่เคยอ่านมาก็คือ เป็นได้ จึงไม่น่าจะมีชื่อไหนเหมาะกับหนังสือชุดนี้เท่ากับชื่อ **My Chemistry Book**

หนังสือเล่มนี้มีเนื้อหาที่ใช้เรียนในระดับมัธยมศึกษาตอนปลาย โดยผมพยายามอธิบายเพื่อไขข้อข้องใจ ชี้แจงเหตุและผลต่างๆ ให้ลึกซึ้งขึ้นกว่าที่มีอยู่ในหนังสือเคมีเล่มอื่นๆ ทั่วไป จึงเหมาะกับผู้สนใจในวิชาเคมี รวมทั้งเหมาะกับการเตรียมสอบเข้ามหาวิทยาลัย เตรียมตัวเพื่อล่วงหน้าก่อนเรียนวิชาเคมีทั่วไปในมหาวิทยาลัย เตรียมสอบเข้าค่ายโครงการ สอน. รวมถึงเตรียมตัวสอบชิงทุนรัฐบาลไทย รัฐบาลญี่ปุ่น ทุนเล่าเรียนหลวง หรือทุนอื่นๆ ทำให้หนังสือเล่มนี้มีชื่อว่า **The Intermediate**

หนังสือเล่มนี้ไม่มีสูตรลับ ไม่มีเคล็ดลับจำใดๆ เพราะวิชาเคมีในระดับต้นนี้แทบทั้งหมดสามารถอธิบายได้ด้วยหลักทางฟิสิกส์ ซึ่งส่วนมากเข้าใจได้ด้วยการพิจารณาระบบไฟฟ้าสถิตในโมเลกุล ส่วนการคำนวณก็ยังไม่มีความซับซ้อนจนต้องใช้แคลคูลัสหรือคณิตศาสตร์ระดับสูง โจทย์และตัวอย่างที่ยกมาประกอบในเล่มน่าจะ สามารถช่วยให้ผู้อ่านเกิดความเข้าใจเคมีได้มากขึ้น ซึ่งผมหวังว่าผู้อ่านจะได้สนุกไปกับวิชาเคมีในแนวทางของผม และพร้อมที่จะสนุกกับวิชาเคมีในระดับสูงต่อไป

ผู้ช่วยศาสตราจารย์ ดร.โรจน์ฤทธิ์ โรจนธเนศ

21 กันยายน 2558

กิตติกรรมประกาศ

ผมอยากใช้พื้นที่นี้ขอบคุณหลายๆ ท่านที่ทำให้ผมได้มีโอกาสทำหนังสือเล่มนี้ออกมาจนสำเร็จแม้จะใช้เวลายาวนานกว่า 10 ปีก็ตาม กราบขอบพระคุณ คุณครูคุณารัตน์ พุ่มบัว คุณครูคนแรกที่สอนวิชาเคมีให้ผมทำให้ผมตัดสินใจเรียนเคมีต่อไปและเป็นแรงบันดาลใจให้ผมอยากเป็นอาจารย์สอนวิชาเคมี อีกสามท่านที่ผมอยากกราบขอบพระคุณได้แก่ ผศ.วิไลวรรณ ถิรวณิชย์, รศ.อินทิรา หาญพงษ์พันธ์ และ ผศ.เรณู ถาวโรฤทธิ์ ที่ทั้งสามท่านให้ความไว้วางใจและให้โอกาสผมได้เดินทางไปสอนในที่ต่างๆ ทั่วประเทศไทย ได้มีโอกาสให้ความรู้กับนักเรียนต่างจังหวัดที่อาจจะขาดแคลนโอกาสกว่าในเมืองใหญ่ ได้ทำงานกับสถานีวิจัยจุฬาฯ เพื่อเปิดโอกาสการศึกษาให้กับนักเรียนได้เท่าเทียมกัน นอกจากนั้นผมขอขอบพระคุณครูบาอาจารย์ทุกท่านซึ่งผมไม่สามารถกล่าวถึงได้หมดในที่นี้ ที่ได้กรุณาประสิทธิ์ประสาทวิชาความรู้ต่างๆ ให้กับผม จนผมได้มาเป็นอาจารย์ มาเป็นนักวิทยาศาสตร์ เหมือนที่ผมเคยใฝ่ฝันไว้ตั้งแต่ยังเด็ก และได้มีโอกาสได้เป็นผู้ให้ความรู้แก่คนอื่นต่อไป

สุดท้ายนี้ขอขอบคุณ reviewer ทุกท่านที่สละเวลาอ่านตรวจทานต้นฉบับและให้คำแนะนำต่างๆ อันเป็นประโยชน์และทำให้นี้หนังสือเล่มนี้สมบูรณ์ขึ้นได้

รายนาม reviewer

1. รศ.ดร.วิวัฒน์ วชิรวงศ์กวิน	ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย
2. รศ.ดร.สัมฤทธิ์ วัชรสินธุ์	ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย
3. ผศ.ดร.วรินทร์ ชวศิริ	ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย
4. อ.ดร.ปาริฉัตร วนลาภพัฒนา	ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย
5. อ.ดร.ภาณุวัฒน์ ผดุงรส	ภาควิชาเคมี คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย
6. อ.ดร.ศุภณัฐ ไพโรหกุล	ภาควิชาวิทยาศาสตร์ทางทะเล คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย
7. อ.คุณารัตน์ พุ่มบัว	โรงเรียนสวนกุหลาบวิทยาลัย
8. อ.ชินจิตร์ เดชอุดม	โรงเรียนสวนกุหลาบวิทยาลัย
9. อ.ชุมชม ธรณธรรม	โรงเรียนสวนกุหลาบวิทยาลัย
10. อ.สมศรี เขียวสอาด	โรงเรียนวัดสุทธิวาราม
11. อ.สุทธาทิพย์ เลิศจุลศักรย์	โรงเรียนสตรีวิทยา
12. ดร.ธนพงษ์ กริธาดำรงเดช	สถาบันกวตวิชา อ.บัก
13. อ.กฤตน์ ชื่นเป็นนิจ	สถาบันกวตวิชาเคมีก้า
14. นายธรรต อยู่สุนทร	เหรียญทอง การแข่งขันเคมีโอลิมปิกระหว่างประเทศครั้งที่ 44
15. นายวัชร อวยสินประเสริฐ	เหรียญเงิน การแข่งขันเคมีโอลิมปิกระหว่างประเทศครั้งที่ 45 และ 46
16. นายรณกฤต โรจน์ยินดีเลิศ	นิสิตทุน พสวท คณะวิทยาศาสตร์ จุฬาลงกรณ์มหาวิทยาลัย

สารบัญ

บทที่ 1 อะตอมและการจัดเรียงอิเล็กตรอน	1
ประวัติการพัฒนาทฤษฎีอะตอม	1
ระดับพลังงานหลักของไฮโดรเจน	9
ระดับพลังงานย่อย	10
การจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม	13
ตารางธาตุกับสมบัติของอะตอม	16

บทที่ 2 พันธะเคมี	25
พันธะโควาเลนต์	27
พันธะโลหะ	59
พันธะไอออน	61
การอ่านชื่อสารประกอบ	65

บทที่ 3 ธาตุกัมมันตรังสี	69
การสลายตัวของธาตุกัมมันตรังสี	71
ปฏิกิริยานิวเคลียร์	75

บทที่ 4 ปริมาณสารสัมพันธ์	79
สมการเคมี	79
การคำนวณมวลของสาร	81
โมล	88
ปริมาณสารสัมพันธ์ของปฏิกิริยาเคมี	90

บทที่ 5 สารละลาย	101
ความเข้มข้นของสารละลาย	101
การคำนวณที่เกี่ยวข้องกับความเข้มข้น	103

บทที่ 6 แก๊ส	111
แก๊สอุดมคติ	111
สมการแก๊ส	112
ปริมาณสารสัมพันธ์ของแก๊ส	120

บทที่ 7 อัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี	127
ทฤษฎีการชน	130
กลไกการเกิดปฏิกิริยาเคมี	131
การคำนวณอัตราการเกิดปฏิกิริยาเคมี	133

บทที่ 8 สมดุลเคมี	139
ปฏิกิริยาที่ผันกลับได้	139
ค่าคงที่สมดุล	141
หลักของ Le Châtelier	151

บทที่ 9 กรดและเบส	155
การแตกตัวและค่าคงที่การแตกตัวของน้ำ	157
ค่าคงที่การแตกตัวของกรดอ่อน-เบสอ่อน	161
ปฏิกิริยาระหว่างกรดและเบส	169
บัฟเฟอร์สำหรับระบบกรด-เบส	174
อินดิเคเตอร์สำหรับระบบกรด-เบส	177

บทที่ 10 ปฏิกิริยาไฟฟ้าเคมี	181
เซลล์กัลวานิก	182
ความต่างศักย์ไฟฟ้า	184
เซลล์อิเล็กโทรลิซิส	194
การดุลสมการรีดอกซ์	200

บทที่ 11 เคมีอินทรีย์	207
ประเภทของสารประกอบอินทรีย์	209
การเขียนสูตรโครงสร้างแบบเส้น	210
ไอโซเมอร์	212
การอ่านชื่อสารประกอบอินทรีย์	214
สมบัติทางกายภาพของสารประกอบอินทรีย์	223
ปฏิกิริยาเคมีของสารประกอบอินทรีย์	224

บทที่ 12 ชีวโมเลกุล	237
คาร์โบไฮเดรต	238
กรดนิวคลีอิก	249
โปรตีน	254
ลิพิด	266

บทที่ 13 พอลิเมอร์	281
การจัดจำแนกประเภทพอลิเมอร์	281
พอลิเมอร์แบบเติม	284
พอลิเมอร์แบบควบแน่น	288

อะตอมและการจัดเรียงอิเล็กตรอน

Atom and Electron Configuration

1

อะตอมเป็นหน่วยที่เล็กที่สุดที่แสดงสมบัติเฉพาะตัวของสาร ดังนั้นการศึกษาสมบัติและการเปลี่ยนแปลงของสารจะต้องเริ่มจากความเข้าใจในอะตอมก่อน ซึ่งความรู้เกี่ยวกับอะตอมได้มีการสร้างเสริมและพัฒนาขึ้นมาตั้งแต่สมัยกรีกจนถึงปัจจุบัน แม้ในปัจจุบันก็ยังมีการค้นคว้าให้เข้าใจสมบัติต่างๆ ของอะตอมให้มากขึ้น

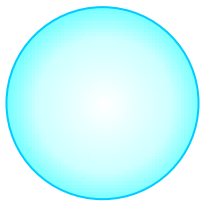
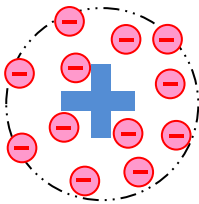
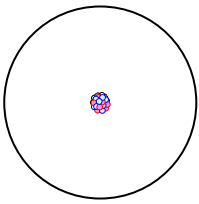
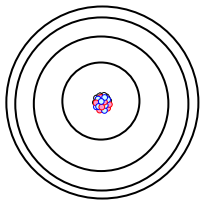
ประวัติการพัฒนาทฤษฎีอะตอม

ปี ค.ศ.	ผู้พัฒนาทฤษฎี	การค้นพบ
- 435 ถึง - 410	Leucippus และ Democritus	สร้างสมมติฐานว่าสารประกอบขึ้นจากหน่วยที่เล็กที่สุดที่แบ่งแยกอีกไม่ได้ เรียกว่า atom ซึ่งจะแตกต่างกันออกไปในแต่ละชนิด สามารถเกาะยึดสร้างเป็นสารใหม่ได้
- 400	Empedoclean	เสนอว่าสารประกอบขึ้นจากราตุ 4 ชนิด ได้แก่ ดิน น้ำ ลม และ ไฟ ซึ่งต่อมา Aristotle ได้สนับสนุนแนวคิดนี้
1803	John Dalton	เสนอทฤษฎีอะตอมขึ้นโดยมีแนวคิดพื้นฐานหลายข้อ เช่น - สารทั้งหลายเกิดขึ้นจากอะตอม - อะตอมไม่สามารถสร้างขึ้นใหม่ หรือถูกทำลายลงได้ - อะตอมของธาตุชนิดเดียวกันจะมีลักษณะเหมือนกันและมีลักษณะแตกต่างจากอะตอมของธาตุชนิดอื่น - ปฏิกิริยาเคมีเกิดขึ้นโดยอะตอมของธาตุจัดเรียงตัวใหม่ - สารประกอบเกิดขึ้นจากการรวมตัวกันระหว่างอะตอมของธาตุองค์ประกอบ
1818	Jöns Jakob Berzelius	กำหนดใช้สัญลักษณ์ธาตุเป็นตัวอักษรภาษาอังกฤษ และเป็นพื้นฐานของสัญลักษณ์ธาตุในปัจจุบัน
1869	Dmitri Mendeleev	สร้างตารางธาตุขึ้นจากราตุ 65 ชนิดที่รู้จักกันในสมัยนั้น
1876	Eugen Goldstein	พบรังสี canal ray หรือ positive ray
1897	Joseph John Thomson	แยกอิเล็กตรอนออกจากอะตอมได้เป็นครั้งแรกจาก cathode ray และสร้างแบบจำลองอะตอมแบบ Plum-Pudding ขึ้น ทำให้ได้รับรางวัลโนเบลในปี ค.ศ. 1906
1903	Hantaro Nagaoka	เสนอว่าโครงสร้างของอะตอมน่าจะมีลักษณะเหมือนกับดาวเสาร์ คือ มีอิเล็กตรอนเคลื่อนที่รอบนิวเคลียสเหมือนวงแหวนของดาวเสาร์จึงเรียกว่า Saturnian model

ประวัติการพัฒนาทฤษฎีอะตอม (ต่อ)

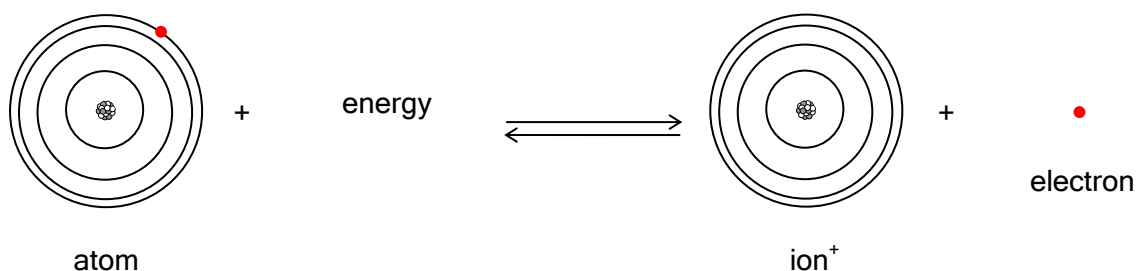
ปี ค.ศ.	ผู้พัฒนาทฤษฎี	การค้นพบ
1911	Ernest Rutherford	สร้างทฤษฎีอะตอมขึ้นจากการทดลองยิงแผ่นทองคำด้วยอนุภาค α จากธาตุกัมมันตรังสี ซึ่งมีการสะท้อนกลับเพียง 1/8000 ทำให้ทราบว่าอะตอมประกอบด้วยพื้นที่ว่างเปล่าเป็นส่วนมากและมีนิวเคลียสขนาดเล็กอยู่ภายใน
1911	Robert Millikan	ทำการทดลองวัดค่าประจุบนหยดน้ำมัน พบว่าอิเล็กตรอน 1 อนุภาค มีค่าประจุเท่ากับ -1.6×10^{-19} Coulomb และสามารถคำนวณค่ามวลของอิเล็กตรอนออกมาได้เท่ากับ 9.1×10^{-28} กรัม
1913	Niels Bohr	เสริมทฤษฎีอะตอมของ Ernest Rutherford ด้วยทฤษฎีควอนตัม ว่าอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่เป็นชั้นๆ รอบนิวเคลียส
1919	Ernest Rutherford	เปลี่ยนธาตุชนิดหนึ่งเป็นอีกชนิดหนึ่งได้เป็นครั้งแรก โดยการยิงอะตอมของไนโตรเจนด้วยอนุภาค α แล้วได้อะตอมของออกซิเจน
1932	James Chadwick	ทำการทดลองพบนิวตรอนได้เป็นครั้งแรกจากการยิงอะตอมของธาตุ Be ด้วยอนุภาค α แล้วได้อะตอมของธาตุไนโตรเจนออกมาพร้อมกับนิวตรอน
1963	Maria Goeppert-Mayer และ Johannes Hans Daniel Jensen	ได้รับรางวัลโนเบลจากแบบจำลองนิวเคลียสว่ามีการจัดเรียงตัวเป็นชั้นๆ
1981		เครื่อง Scanning Tunnelling Microscopy (STM) ทำให้นักวิทยาศาสตร์สามารถ “สัมผัส” อะตอมได้

ในประวัติศาสตร์การพัฒนาความรู้ทางอะตอม มีการสร้างแบบจำลองอะตอมขึ้นมา 4 ลักษณะซึ่งสรุปได้ดังนี้

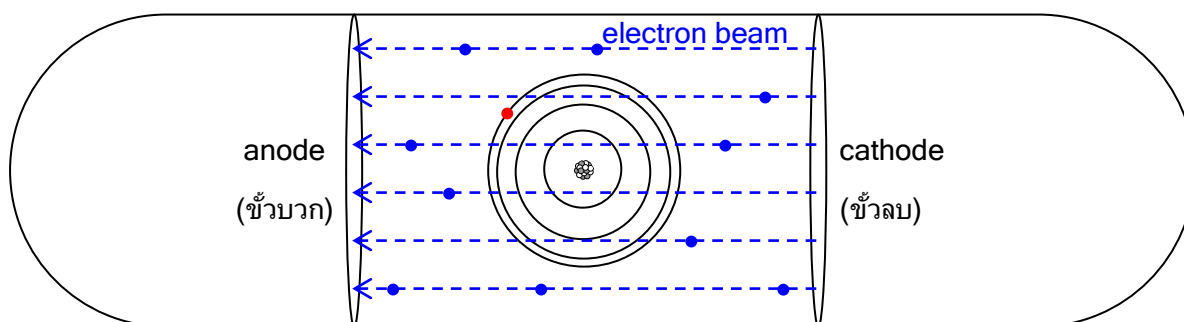
			
Dalton	Thomson	Rutherford	Bohr

การทดลองของ Thomson และ Goldstein

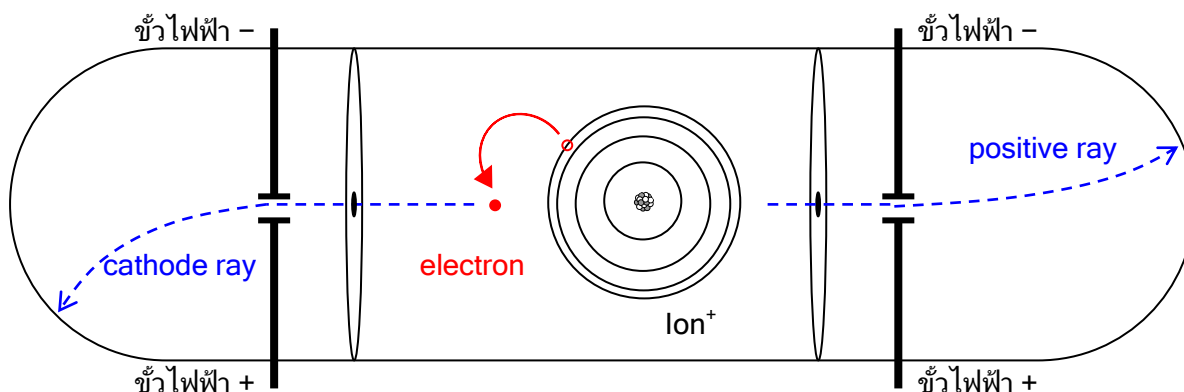
เป็นการทดลองด้วยหลอดบรรจุก๊าซความดันต่ำแล้วให้กระแสไฟฟ้าเข้าไปในลักษณะคล้ายกับหลอดนีออน โดยเมื่ออิเล็กตรอนจากขั้วไฟฟ้าเคลื่อนเข้าชนอะตอมด้วยพลังงานที่มากพอ จะทำให้อิเล็กตรอนในอะตอมนั้นหลุดออกไปเป็นอิเล็กตรอนอิสระ ส่วนอะตอมจะกลายเป็นไอออนบวก เมื่อไอออนบวกรวมตัวกับอิเล็กตรอนที่มีประจุลบอีกครั้ง จะคายพลังงานออกมาในรูปของแสง



หลอดแก้วในภาพนี้มีขั้วไฟฟ้าลบหรือ cathode อยู่ทางด้านขวา และมีขั้วไฟฟ้าบวกหรือ anode อยู่ทางด้านซ้าย อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่ออกจากขั้วไฟฟ้าลบไปยังขั้วไฟฟ้าบวก และชนเข้ากับอะตอมของก๊าซที่บรรจุอยู่ภายใน เกิดการถ่ายเทพลังงานไปให้กับอะตอม ถ้าพลังงานมากพอก็จะสามารถทำให้อิเล็กตรอนภายในอะตอมของก๊าซหลุดออกไปได้



เมื่ออิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอม อิเล็กตรอนนั้นจะเคลื่อนที่ไปหาขั้วบวกทางด้านซ้าย ส่วนไอออนบวกที่เกิดขึ้นจะเคลื่อนที่ไปหาขั้วลบทางด้านขวา



ในการทดลองของ Goldstein แผ่นขั้วไฟฟ้าลบจะมีรูเปิดให้ไอออนบวกสามารถเคลื่อนที่ลอดออกมาได้ เมื่อทดสอบทิศทางการเลี้ยวเบนด้วยสนามไฟฟ้าหรือสนามแม่เหล็กจะพบว่า อนุภาคที่ออกมาเป็นประจุบวก รังสีที่เกิดขึ้นนี้เรียกว่า positive ray โดยถ้าลดความดันของก๊าซลงจะมีผลให้ความเข้มแสงลดลงด้วยเนื่องจาก ไอออนบวกมาจากก๊าซที่อยู่ในหลอด

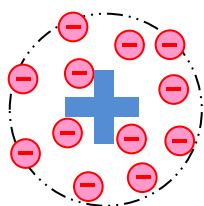
ส่วนในการทดลองของ Thomson แผ่นขั้วไฟฟ้าบวกจะมีรูเปิดให้ไอออนลบหรืออิเล็กตรอนสามารถเคลื่อนที่ลอดออกมาได้ เมื่อทดสอบทิศทางการเลี้ยวเบนด้วยสนามไฟฟ้าหรือสนามแม่เหล็กจะพบว่า อนุภาคที่ออกมาเป็นประจุลบ รังสีที่เกิดขึ้นนี้เรียกว่า cathode ray โดยอิเล็กตรอนส่วนมากนั้นมาจากขั้ว cathode ที่ให้ ความต่างศักย์สูง อิเล็กตรอนที่มาจากก๊าซในหลอดนั้นเป็นส่วนน้อยเท่านั้น

การเลี้ยวเบนของประจุไฟฟ้าเป็นผลจากสมบัติของอนุภาคที่เคลื่อนที่ สองประการหลักคือ มวลและประจุของอนุภาค โดยเมื่ออนุภาคมีมวลมากจะถูกเหินยวนำให้เลี้ยวเบนได้ยาก ทำให้เกิดการเคลื่อนที่เป็นวงกว้าง (รัศมีการเลี้ยวเบนมีค่ามาก) ส่วนเมื่ออนุภาคมีประจุมากจะถูกเหินยวนำให้เลี้ยวเบนได้ง่าย ทำให้เกิดการเคลื่อนที่เป็นวงแคบ (รัศมีการเลี้ยวเบนมีค่าน้อย) ดังนั้นจะสามารถแสดงได้ด้วยสมการต่อไปนี้

$$\text{รัศมีการเลี้ยวเบน (r)} \propto \frac{\text{มวลของอนุภาค (m)}}{\text{ประจุของอนุภาค (q)}}$$

ดังนั้น สำหรับ positive ray อนุภาคบวกที่ได้จากธาตุแต่ละชนิดมีมวลแตกต่างกันไป ทำให้รัศมีการเลี้ยวเบนไม่เท่ากัน กล่าวได้ว่าค่า q/m ไม่คงที่ แต่ สำหรับ cathode ray อนุภาคลบคืออิเล็กตรอนซึ่งอิเล็กตรอนของธาตุทุกชนิดเหมือนกันทำให้รัศมีการเลี้ยวเบนคงที่ หรือกล่าวได้ว่าค่า q/m ของอิเล็กตรอนเป็นค่าคงที่

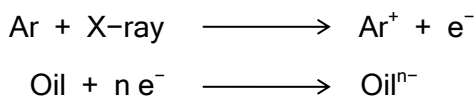
$$\text{ค่า } \frac{q}{m} \text{ ของอิเล็กตรอนใน cathode ray มีค่าเท่ากับ } -1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$$



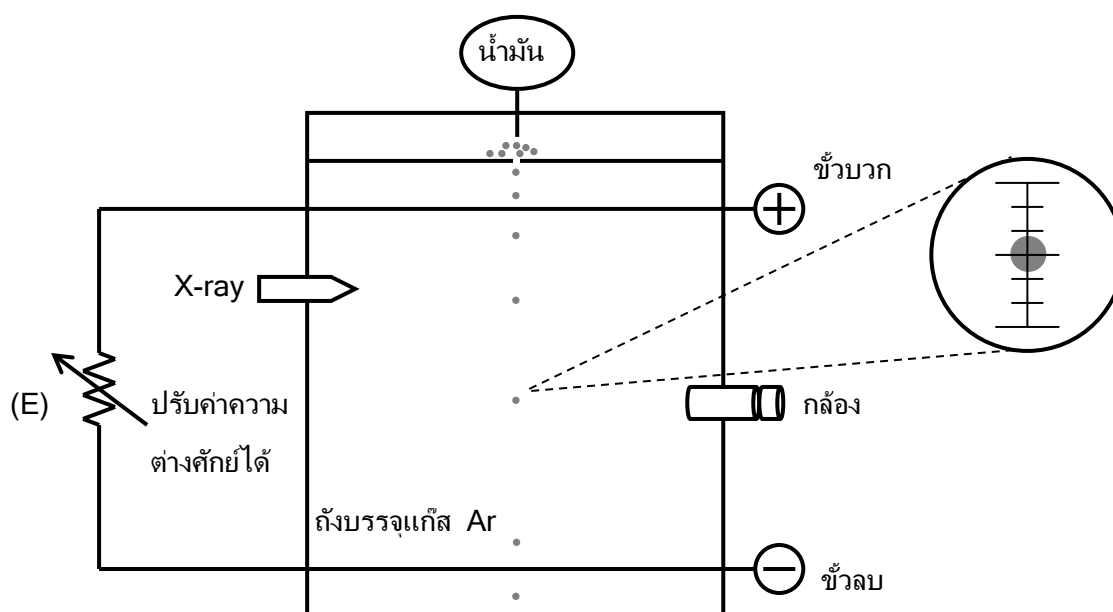
จากการทดลองทั้งสองทำให้ Thomson เสนอแบบจำลองอะตอมออกมาเป็น Plum pudding model โดยเสนอว่าอะตอมมีลักษณะเป็นอนุภาคที่มีสนามไฟฟ้าเป็นบวกและมีอิเล็กตรอนกระจายตัวอยู่ภายใน

การทดลองของ Millikan

การทดลองนี้มีเพื่อหาค่าประจุของอิเล็กตรอน โดยเริ่มจากการทำให้หยดน้ำมันเกิดประจุไฟฟ้าลบก่อน โดยอาศัยพลังงานจากรังสี X มาทำให้ก๊าซ Ar ในระบบแตกตัวให้อิเล็กตรอนออกมา เมื่อมีหยดน้ำมันตกลงมาก็จะจับอิเล็กตรอนเอาไว้จำนวนหนึ่ง เกิดเป็นหยดน้ำมันที่มีประจุไฟฟ้าลบขึ้น

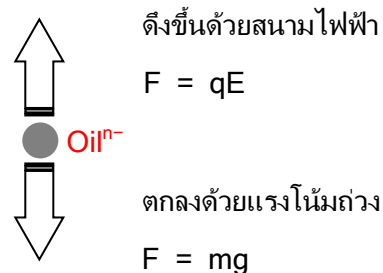


หยดน้ำมันที่มีประจุลบเหล่านี้จะถูกดึงขึ้นด้วยสนามไฟฟ้าภายนอก ซึ่งสามารถปรับเปลี่ยนค่าให้เหมาะสมกับหยดน้ำมันแต่ละหยดได้



ในการทดลองนี้จะมิกกล้องเพื่อสังเกตหยดน้ำมัน สามารถหาขนาดของหยดน้ำมันแต่ละหยดได้ และ จากความหนาแน่นของน้ำมันจะสามารถหาค่ามวลของหยดน้ำมันแต่ละหยดได้ เมื่อหยดน้ำมันตกลงอย่างอิสระด้วยแรงโน้มถ่วง $F = mg$ แล้ว จึงใช้สนามไฟฟ้าดึงประจุหยดน้ำมันขึ้นด้านบนด้วยแรง $F = qE$

ปรับค่าความต่างศักย์ (E) เพื่อดึงให้หยดน้ำมันที่มีประจุไฟฟ้า หยดหนึ่ง หรือเคลื่อนที่ด้วยความเร็วคงที่ (ความเร่งเป็นศูนย์)



เมื่อแรงทั้งสองมีค่าเท่ากันจะได้ว่า

$$qE = mg$$

ดังนั้นจากค่า E ที่ปรับออกมา จะสามารถคำนวณหาค่า q ของน้ำมันแต่ละหยดได้จากการหาตัวประกอบร่วม หรือ ค่า ห.ร.ม. ของประจุบนหยดน้ำมันซึ่ง

$$\text{ประจุของหยดน้ำมัน} = (\text{ประจุของอิเล็กตรอน} \times \text{จำนวนอิเล็กตรอนบนหยดน้ำมัน})$$

จากผลการทดลองกับหยดน้ำมันนับร้อยหยด ทำให้คำนวณค่าประจุของอิเล็กตรอนได้สำเร็จ และคำนวณหามวลของอิเล็กตรอนได้จากค่า q/m จากผลการทดลองของ Thomson ได้

$$q_e = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$m_e = 9.11 \times 10^{-28} \text{ g}$$

แบบจำลองอะตอมของ Nagaoka

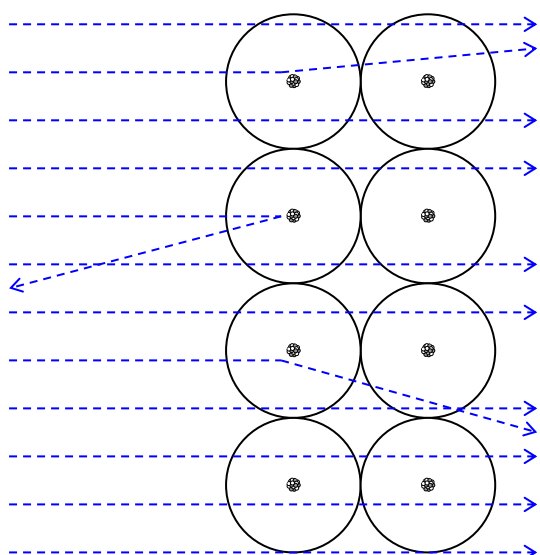
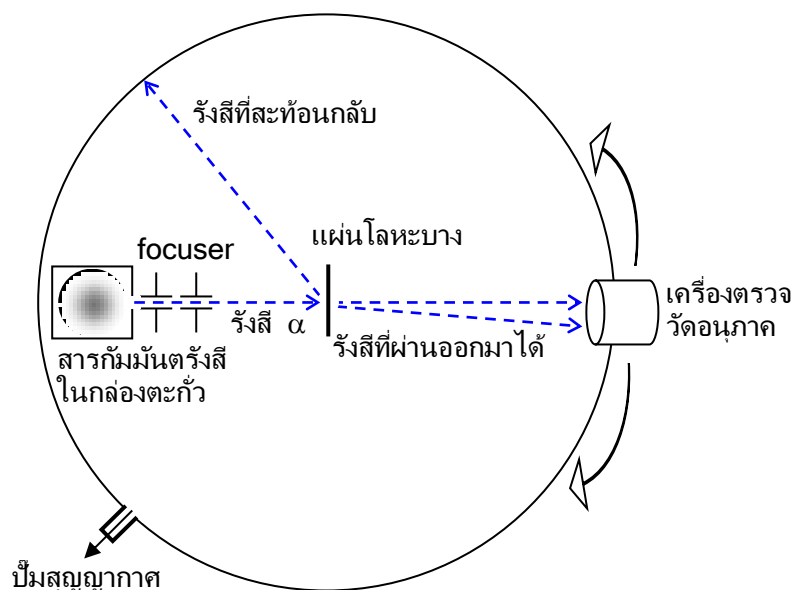
เนื่องจากอะตอมมีประจุบวกและลบอยู่ด้วยกัน ดังนั้น Nagaoka จึงเสนอแบบจำลองว่าอะตอมน่าจะมีลักษณะคล้ายกับดาวเสาร์ที่มีวงแหวนล้อมรอบ โดยระบบดาวเสาร์นั้นวงแหวนซึ่งประกอบจากหินเคลื่อนที่เป็นวงโคจรที่เสถียรนั้นเป็นผลมาจากแรงโน้มถ่วงสมดุลกับแรงเหวี่ยง ดังนั้นอะตอมอาจจะมีลักษณะคล้ายกัน คือ อิเล็กตรอนน่าจะโคจรรอบแกนที่มีประจุบวกด้วยวงโคจรที่สมดุลด้วยแรงระหว่างประจุกับแรงเหวี่ยงอันเนื่องมาจากการโคจร เรียกว่าเป็นแบบจำลองแบบดาวเสาร์ (Saturnian model)

การทดลองของ Rutherford

จากแบบจำลองที่แตกต่างกันระหว่าง Plum pudding model และ Saturnian model ที่ประจุบวกมีลักษณะกระจายตัว กับรวมตัวกันอยู่กลางของอะตอม จึงมีการทดลองเพื่อหาลักษณะการกระจายตัวของประจุบวกดังกล่าว ซึ่งในที่สุด Rutherford สามารถใช้การทดลองเพื่อยืนยันได้ว่าอะตอมมีนิวเคลียสที่มีประจุบวกอยู่กลางอะตอมได้

การทดลองดังกล่าวทำได้โดยใช้อนุภาคแอลฟา (α) หรือนิวเคลียสของ He ที่มีประจุ $2+$ ซึ่งได้มาจากการสลายตัวของธาตุกัมมันตรังสี Radium (Ra) แล้วยิงผ่านไปยังแผ่นโลหะบาง ให้อนุภาคนี้อาเข้าไปในอะตอมแล้วสังเกตการกระจายตัวของอนุภาคที่ยิงเข้าไป

จากการยิงแผ่นโลหะด้วยอนุภาค α ของธาตุกัมมันตรังสี พบว่าอนุภาค α ซึ่งมีประจุ $2+$ นั้นส่วนมากผ่านออกไปได้ แต่มีอยู่ประมาณ 1 ใน 8,000 อนุภาคที่สะท้อนกลับออกมา บางอนุภาคสะท้อนกลับด้วยมุมที่แคบมาก แสดงว่าจะต้องกระทบกับอนุภาคเล็กๆ ที่มีมวลหนักมากในอะตอมของโลหะนั้น

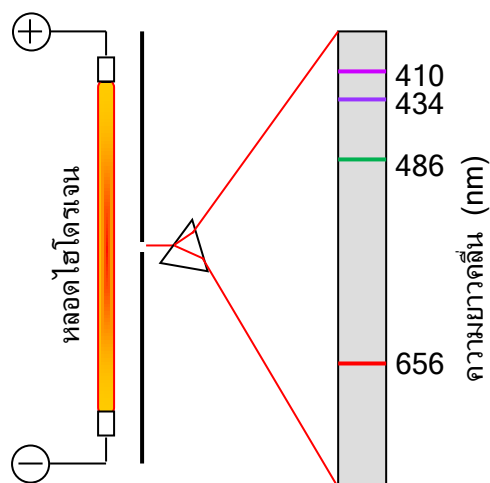


จากการทดลองนี้ Rutherford จึงสรุปว่ามวลส่วนใหญ่ของอะตอมจะรวมกันอยู่ในปริมาตรเล็กมากๆ ที่เรียกว่านิวเคลียส (nucleus) ซึ่งภาษาละตินแปลว่าเม็ดถั่วเล็กๆ

นิวเคลียสที่อยู่ตรงกลางมีโปรตอนรวมกันอยู่ ส่วนอิเล็กตรอนจะอยู่ล้อมรอบด้านนอก ซึ่งเป็นไปตามสมมติฐานของ Hantaro Nagaoka ที่ให้ไว้เมื่อปี ค.ศ. 1903 ว่าอะตอมมีลักษณะเหมือนดาวเสาร์ คือมีอิเล็กตรอนโคจรรอบนิวเคลียสด้วยแรงยึดเหนี่ยวทางไฟฟ้า

จากการทดลองนี้ Rutherford สามารถคำนวณค่ารัศมีนิวเคลียสของอะตอมโลหะที่นำมาใช้เป็นเป้าในการยิงได้ด้วย

แบบจำลองอะตอมของ Bohr



เมื่อให้พลังงานไฟฟ้ากับไฮโดรเจนในหลอดไฟ อิเล็กตรอนที่เคลื่อนที่ภายในหลอดจะกระทบและส่งพลังงานให้อะตอมของไฮโดรเจน จนอิเล็กตรอนของไฮโดรเจนหลุดออกไป หรือเคลื่อนที่ในระดับพลังงานสูงขึ้น เมื่ออิเล็กตรอนกลับเข้าสู่อะตอมในระดับพลังงานปกติจากแรงดึงดูดทางไฟฟ้ากับนิวเคลียสของอะตอม ก็จะคายพลังงานแสงออกมา และเมื่อแยกแสงที่ได้เป็นสเปกตรัม พบว่ามีลักษณะไม่ต่อเนื่อง แสดงว่าอิเล็กตรอนจะถูกกระตุ้นให้เคลื่อนที่รอบนิวเคลียสได้เพียงบางระดับพลังงานเท่านั้น

แสดงให้เห็นว่าอิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่อยู่รอบนิวเคลียสเป็นชั้นๆ ของระดับพลังงาน เมื่ออิเล็กตรอนได้รับพลังงาน จะถูกกระตุ้นจากการเคลื่อนที่ที่ระดับพลังงานเดิม หรือสถานะพื้น (ground state) ไปสู่ระดับพลังงานที่สูงขึ้น หรือสถานะที่ถูกกระตุ้น (excited state) เมื่ออิเล็กตรอนเคลื่อนที่กลับลงมาที่ระดับพลังงานเดิมก็จะปล่อยพลังงานส่วนเกินนั้นออกมาในรูปของพลังงานแสงที่มีความยาวคลื่นแตกต่างกันตามสมการต่อไปนี้

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

โดย

E = พลังงานที่เปลี่ยนไป (J)

h = ค่าคงที่ (6.6×10^{-34} J-sec)c = ความเร็วแสง (3×10^8 m/sec) λ = ความยาวคลื่นแสง (m)

จากเส้นสเปกตรัมนี้ Balmer จึงสร้างสมการเพื่ออธิบายการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนได้ว่า

$$\Delta E = k \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{4} \right)$$

นอกจากนั้นยังมีสเปกตรัมในช่วงแสง UV และ IR ซึ่งภายหลังก็มีผู้อธิบายการเกิดสเปกตรัมเหล่านี้ด้วยสมการทางคณิตศาสตร์ โดยสุดท้ายผู้ที่รวบรวมสมการทั้งหมดและสร้างแบบจำลองอะตอมได้ในท้ายที่สุดคือ Niels Bohr

ระดับพลังงาน

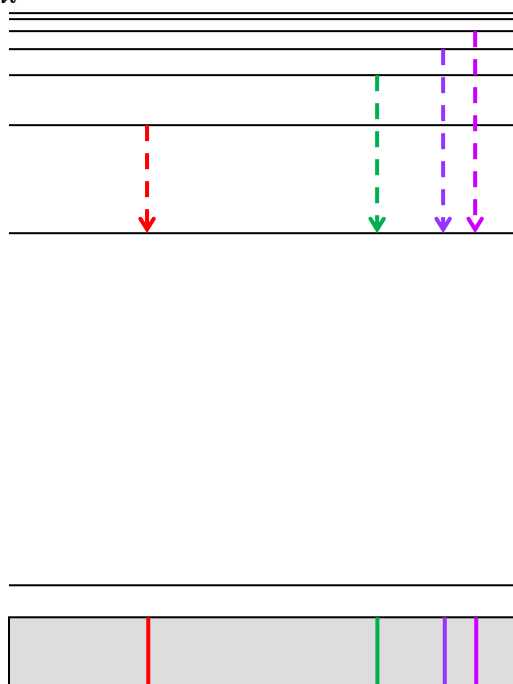
n = 5, O

n = 4, N

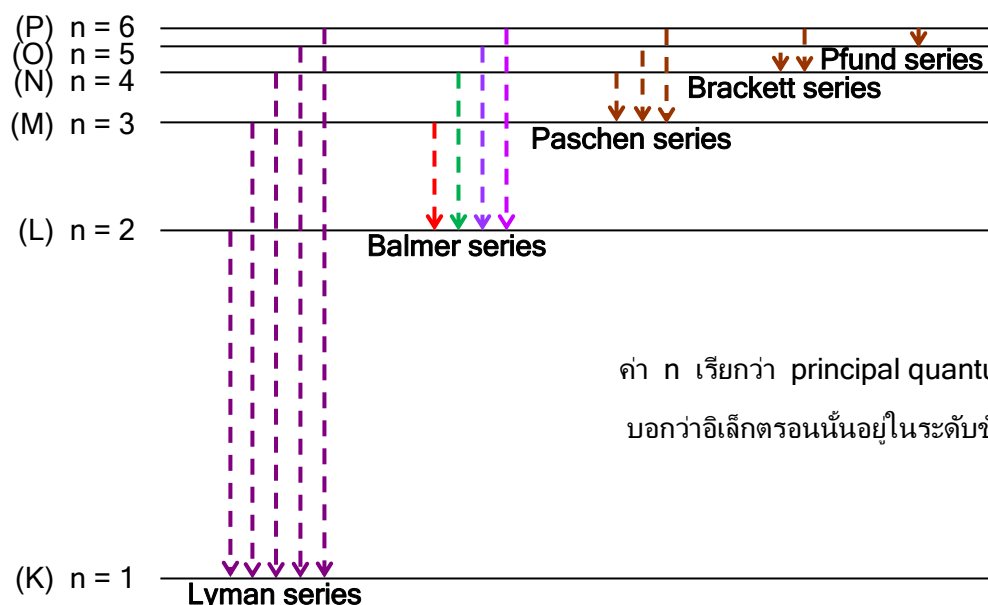
n = 3, M

n = 2, L

n = 1, K



ระดับพลังงานหลักของไฮโดรเจน (hydrogen principal shell)



ค่า n เรียกว่า principal quantum number

บอกว่าอิเล็กตรอนนั้นอยู่ในระดับชั้นพลังงานใด

Bohr สามารถอธิบายสมการที่ใช้คำนวณหาพลังงานการดูดกลืนหรือการคายแสงในการเคลื่อนที่ของอิเล็กตรอนระหว่างชั้นพลังงานแต่ละชั้นและที่มาที่ไปของค่าคงที่ Rydberg ได้

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

เมื่อ R_H = ค่าคงที่ Rydberg $2.179 \times 10^{-18} \text{ J}$

n_i = ระดับพลังงานเริ่มต้น

n_f = ระดับพลังงานที่เคลื่อนที่ไป

จะเห็นได้ว่าค่าที่คำนวณได้เป็นค่าสัมพัทธ์ คือบอกความแตกต่างระหว่างพลังงานของอิเล็กตรอนที่ระดับชั้นพลังงานต่างๆ แต่ไม่สามารถคำนวณค่าพลังงานของอิเล็กตรอนในแต่ละระดับชั้นพลังงานได้ ดังนั้นการจะบอกค่าพลังงานของอิเล็กตรอนในแต่ละระดับพลังงานจะทำโดยเทียบพลังงานกับอิเล็กตรอนอิสระที่อยู่นอกอะตอม ไม่ได้รับอิทธิพลจากประจุบวกในนิวเคลียส โดยกำหนดให้มีค่าพลังงานเท่ากับ 0 และเมื่ออิเล็กตรอนเข้ามาอยู่ในอะตอม พลังงานของอิเล็กตรอนจะลดลง เป็นผลมาจากอิทธิพลของประจุบวกในนิวเคลียสที่ดึงดูดพลังงานศักย์ไฟฟ้าของอิเล็กตรอน เมื่ออิเล็กตรอนอยู่ในระดับพลังงานที่ใกล้นิวเคลียสมากขึ้น พลังงานของอิเล็กตรอนก็จะติดลบมากขึ้นเรื่อยๆ ดังสมการต่อไปนี้

$$E_n = \frac{-R_H}{n^2}$$

เมื่อ E_n = พลังงาน e^- ในระดับพลังงานชั้นที่ n

ในทฤษฎีของ Bohr ได้ทำนายรัศมีวงโคจรของอิเล็กตรอนไว้ด้วย ดังสมการต่อไปนี้

$$r_n = n^2 a_0$$

เมื่อ r_n = รัศมีของระดับพลังงานชั้นที่ n

a_0 = ค่าคงที่เท่ากับ 53 pm

ในแต่ละระดับพลังงานสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้มากน้อยต่างกันไปตามสมการ $2n^2$ เมื่อ n คือค่าระดับพลังงานชั้น K, L, M, N, ... จึงบรรจุอิเล็กตรอนได้มากที่สุดเป็น 2, 8, 18, 32, ... อนุภาค ตามลำดับ

ระดับพลังงานย่อย (sub-shell)

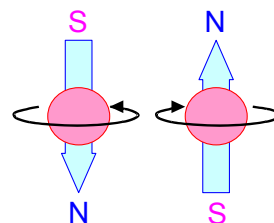
ในระดับพลังงานหลัก ยังมีระดับพลังงานย่อยๆ ซ่อนอยู่อีก โดยจะมีจำนวนอิเล็กตรอนที่บรรจุได้แตกต่างกันไปทำให้ลักษณะของเส้นสเปกตรัมที่ได้มีความเข้มแสงต่างกันด้วย

ระดับพลังงานย่อย s บรรจุอิเล็กตรอนได้ 2 อิเล็กตรอน ให้เส้นสเปกตรัมเส้นบางเล็ก (sharp)
 ระดับพลังงานย่อย p บรรจุอิเล็กตรอนได้ 6 อิเล็กตรอน ให้เส้นสเปกตรัมเส้นหนาชัด (principal)
 ระดับพลังงานย่อย d บรรจุอิเล็กตรอนได้ 10 อิเล็กตรอน ให้เส้นสเปกตรัมสว่างกระจาย (diffuse)
 ระดับพลังงานย่อย f บรรจุอิเล็กตรอนได้ 14 อิเล็กตรอน ให้เส้นสเปกตรัมสว่างกระจาย (diffuse)
 ระดับพลังงานย่อย g บรรจุอิเล็กตรอนได้ 18 อิเล็กตรอน ให้เส้นสเปกตรัมสว่างกระจาย (diffuse)
 .
 .
 .

กำหนดให้ระดับพลังงานย่อยต่างๆ แทนด้วยตัวเลขที่เรียกว่า angular momentum quantum number (ℓ) หรือเลขควอนตัมเชิงมุม ดังนี้

s = 0 p = 1 d = 2 f = 3

ซึ่งโดยปรกติอิเล็กตรอนจะอยู่ด้วยกันเป็นคู่ได้ เมื่ออิเล็กตรอนทั้งคู่มีศักย์แม่เหล็กอันเกิดจากการ spin ตัว ของอิเล็กตรอนในทิศทางตรงข้ามกัน ดังรูป ทำให้พลังงานศักย์แม่เหล็กของระบบลดลง ระบบจึงเสถียรขึ้นกว่าอิเล็กตรอนเดี่ยว



กำหนดให้แทนด้วยตัวเลขที่เรียกว่า spin quantum number (m_s) เท่ากับ $-\frac{1}{2}$ และ $+\frac{1}{2}$

ดังนั้นในแต่ละระดับพลังงานย่อยจะมีวงโคจรของอิเล็กตรอนหรือออร์บิทัล (orbital) เป็นจำนวนครึ่งหนึ่งของจำนวนอิเล็กตรอนมากที่สุดที่ระดับพลังงานนั้นๆ จะสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้ดังนี้

ระดับพลังงานย่อย s	มี 1 ออร์บิทัล	☐
ระดับพลังงานย่อย p	มี 3 ออร์บิทัล	☐ ☐ ☐
ระดับพลังงานย่อย d	มี 5 ออร์บิทัล	☐ ☐ ☐ ☐ ☐
ระดับพลังงานย่อย f	มี 7 ออร์บิทัล	☐ ☐ ☐ ☐ ☐ ☐ ☐
.		
.		
.		

การบรรจุอิเล็กตรอนเข้าไปในออร์บิทัลจะบรรจุอิเล็กตรอนแยกคนละออร์บิทัลก่อน เนื่องจากประจุไฟฟ้าลบของอิเล็กตรอนแต่ละอนุภาค เมื่อบรรจุครบทุกออร์บิทัลแล้วจึงบรรจุในออร์บิทัลเดียวกัน แต่ spin ในทิศตรงข้ามกัน



โดยสรุป quantum number มีทั้งหมด 4 ชนิด คือ

1. principal quantum number (n)
แสดงระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอน
2. angular momentum quantum number (ℓ)
แสดงระดับพลังงานย่อยของอิเล็กตรอน
3. magnetic quantum number (m_ℓ)
แสดง orbital ของอิเล็กตรอน
4. spin quantum number (m_s)
แสดง spin ของอิเล็กตรอน

อิเล็กตรอนแต่ละอนุภาคในอะตอมเดียวกัน จะมีเลขควอนตัมทั้ง 4 เป็นคนละชุดไม่ซ้ำกัน

แต่ละระดับพลังงานหลักจะมีระดับพลังงานย่อยประกอบอยู่ โดยจำนวนอิเล็กตรอนที่บรรจุในระดับพลังงานต่างๆ สรุปเป็นตารางได้ดังต่อไปนี้

ระดับพลังงานหลัก	ระดับพลังงานย่อย (จำนวน e^- ที่บรรจุได้)				
K, $n = 1$ ($2 e^-$)	1s ($2 e^-$)				
L, $n = 2$ ($8 e^-$)	2s ($2 e^-$)	2p ($6 e^-$)			
M, $n = 3$ ($18 e^-$)	3s ($2 e^-$)	3p ($6 e^-$)	3d ($10 e^-$)		
N, $n = 4$ ($32 e^-$)	4s ($2 e^-$)	4p ($6 e^-$)	4d ($10 e^-$)	4f ($14 e^-$)	
O, $n = 5$ ($50 e^-$)	5s ($2 e^-$)	5p ($6 e^-$)	5d ($10 e^-$)	5f ($14 e^-$)	5g ($18 e^-$)

อย่างไรก็ตามธาตุที่มีขนาดใหญ่และมีจำนวนอิเล็กตรอนมากจนบรรจุลงในระดับพลังงานย่อย g หรือมีอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักเกิน 32 อิเล็กตรอนในสภาวะพื้นยังไม่มี

การจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม

อิเล็กตรอนจะบรรจุอยู่ในระดับพลังงานที่ต่ำที่สุดก่อนเสมอ แล้วจึงบรรจุในระดับพลังงานที่สูงขึ้นตามลำดับ ส่วนจำนวนอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก สามารถรวมได้จากจำนวนอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยที่แทรกอยู่ได้ เช่น

Argon มี 18 อิเล็กตรอน : $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$
หรือเขียนเป็น shell หลักได้ว่า $\downarrow 2$ $\downarrow 8$ $\downarrow 8$

Calcium มี 20 อิเล็กตรอน : $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$
หรือเขียนเป็น shell หลักได้ว่า $\downarrow 2$ $\downarrow 8$ $\downarrow 8$ $\downarrow 2$

Iron มี 26 อิเล็กตรอน : $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^6$
หรือเขียนเป็น shell หลักได้ว่า $\downarrow 2$ $\downarrow 8$ $\downarrow 14$ $\downarrow 2$

ความเสถียรของการจัดเรียงอิเล็กตรอนในอะตอม

อิเล็กตรอนจะเคลื่อนที่อยู่รอบอะตอมในแต่ละระดับพลังงานย่อย (subshell) ด้วยวงโคจรเล็กๆ เรียกว่าออร์บิทัล (orbital) โดย 1 ออร์บิทัลนั้นจะสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้ 2 อนุภาค ดังนั้นแต่ละระดับพลังงานย่อยจะต้องมีออร์บิทัลจำนวนต่างกันไป ดังนี้

ระดับพลังงานย่อย	s	p	d	f	g	...
จำนวนออร์บิทัล	1	3	5	7	9	...
จำนวนอิเล็กตรอนที่บรรจุได้	2	6	10	14	18	...

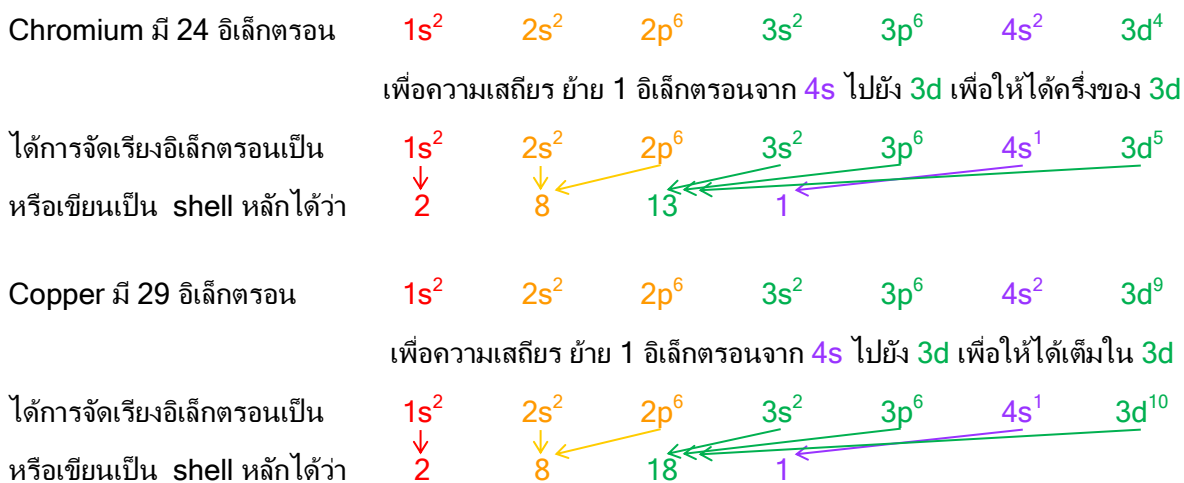
พบว่าถ้าระดับพลังงานนั้นๆ มีอิเล็กตรอนบรรจุอยู่เต็ม (full filled) หรือบรรจุกึ่งหนึ่ง (half filled) ระดับพลังงานนั้นจะมีความเสถียรสูง ทำให้อะตอมมีความเสถียรสูงไปด้วย เช่น

ระดับพลังงานย่อย p จะเสถียรเมื่อมีอิเล็กตรอนบรรจุอยู่ 3 หรือ 6 อนุภาค

ระดับพลังงานย่อย d จะเสถียรเมื่อมีอิเล็กตรอนบรรจุอยู่ 5 หรือ 10 อนุภาค

ดังนั้นธาตุที่อยู่ทางด้านขวาสุดของตารางธาตุ หรือธาตุหมู่ 18 (หมู่ VIII A ในระบบเดิม) เป็นธาตุที่มีความเสถียรสูง และมักจะพบได้ในรูปของธาตุอิสระ ไม่เกิดปฏิกิริยารวมตัวกับธาตุอื่นเป็นสารประกอบ

ความเสถียรนี้ยังทำให้อะตอมของธาตุในกลุ่ม d-block บางหมู่ คือหมู่ 6 และ 11 (VI B และ I B ในระบบเดิม) มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแปลกไปจากปกติในสภาวะพื้น เพื่อให้เกิดความเสถียรสูงขึ้น เช่น



ตารางธาตุ

การจัดเรียงอิเล็กตรอนนี้จะใช้ในการจัดวางตำแหน่งธาตุต่างๆ ลงในตารางธาตุ (periodic table of elements) ด้วย โดยเรียงลำดับธาตุลงไปในตารางตามลำดับของระดับพลังงานดังที่กล่าวมาแล้ว ตารางธาตุจะแบ่งออกเป็น 4 ส่วนด้วยกัน คือ

ส่วนที่ลงท้ายด้วย s เรียก s-block ส่วนที่ลงท้ายด้วย p เรียก p-block รวมเรียกว่า representative ส่วนที่ลงท้ายด้วย d เรียก d-block ส่วนที่ลงท้ายด้วย f เรียก f-block รวมเรียกว่า transition

ในแนวดิ่งแบ่งออกเป็น 18 หมู่ (group) ตามจำนวนและระดับพลังงานของอิเล็กตรอนวงนอก (valence)

ในแนวนอนแบ่งออกเป็น 7 คาบ (period) ตามจำนวนระดับพลังงานหลักของอิเล็กตรอนในอะตอมนั้นๆ

ธาตุในหมู่เดียวกันจะมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนวงนอกในระดับพลังงานย่อยเดียวกันเป็นจำนวนที่เท่ากัน

ธาตุในคาบเดียวกันจะมีระดับชั้นพลังงานสูงสุดที่อิเล็กตรอนบรรจุอยู่เป็นระดับเดียวกัน

ตารางธาตุ

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
K							1s											
L	2s												2p					
M	3s												3p					
N	4s	← 3d											4p					
O	5s		4d										5p					
P	6s		5d										6p					
Q	7s		6d										7p					

4f																		
5f																		

จากตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอน

Argon มี 18 อิเล็กตรอน : $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$

Calcium มี 20 อิเล็กตรอน : $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$

Iron มี 26 อิเล็กตรอน : $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^6$

จะเห็นได้ว่า

Ar มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนตัวนอกสุดเป็น $3p^6$ ก็จะอยู่ใน p-block แถวที่ 6

Ca มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนตัวนอกสุดเป็น $4s^2$ ก็จะอยู่ใน s-block แถวที่ 2

Fe มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนตัวนอกสุดเป็น $3d^6$ ก็จะอยู่ใน d-block แถวที่ 6

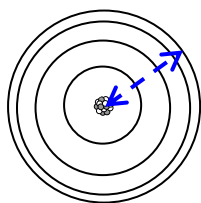
ตารางธาตุที่ให้นักาหนดหมู่ตามระบบ IUPAC ซึ่งใช้ระบบหมู่ 1 ถึง 18 แทนระบบหมู่ A และ B แบบในยุคก่อนปี ค.ศ. 1988 ที่คุ้นเคยกัน เช่น หมู่ III A ถึง VIII A เป็นหมู่ 13 ถึง 18 ในตารางธาตุนี้ เป็นต้น

ความสัมพันธ์ระหว่างตารางธาตุกับสมบัติของอะตอม

สมบัติสำคัญของอะตอมที่สัมพันธ์กับการจัดเรียงตำแหน่งของธาตุแต่ละชนิดในตารางธาตุมีอยู่ 4 ประการด้วยกัน ได้แก่

1. ขนาดอะตอม
2. พลังงานไอออไนเซชัน (ionisation energy)
3. สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (electron affinity)
4. อิเล็กโตรเนกาติวิตี (electronegativity)

ขนาดอะตอม



คือระยะระหว่างจุดศูนย์กลางของอะตอมหรือนิวเคลียส กับ ผิวของอะตอมหรืออิเล็กตรอนวงนอกสุด ถ้าแรงยึดเหนี่ยวระหว่างกันมากจะทำให้อิเล็กตรอนอยู่ใกล้นิวเคลียส อะตอมจะมีขนาดเล็ก ดังนั้น ปัจจัยที่มีผลต่อขนาดอะตอมจึงได้แก่

1. ระดับพลังงาน :

ถ้าอิเล็กตรอนบรรจุในระดับพลังงานสูง อิเล็กตรอนวงนอกจะไกลจากนิวเคลียส อะตอมจึงมีขนาดใหญ่

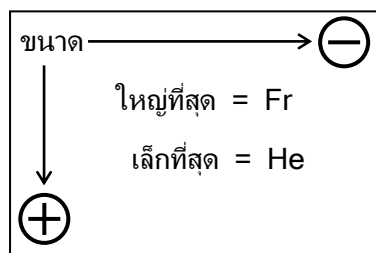
2. จำนวนโปรตอน :

ถ้ามีมากก็จะดึงอิเล็กตรอนให้เข้าใกล้นิวเคลียส อะตอมจะมีขนาดเล็ก

3. จำนวนอิเล็กตรอน :

ถ้ามีมากก็กระจายตัวรอบอะตอมไกลขึ้น อะตอมจะมีขนาดใหญ่

53												31					
167	112	ตารางแสดงขนาดอะตอมจากการคำนวณ (pm)										87	67	56	48	42	38
190	145											118	111	98	88	79	71
243	194	184	176	171	166	161	156	152	149	145	142	136	125	114	103	94	88
265	219	212	206	198	190	183	178	173	169	165	161	156	145	133	123	115	108
298	253	217	208	200	193	188	185	180	177	174	171	156	154	143	135	127	120
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh		
		La	Ce	247	206	205	238	231	233	225	228	226	226	222	222		
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		



จะเห็นได้ว่าธาตุในคาบเดียวกัน จะพบว่าขนาดอะตอมจะเล็กลงจากซ้ายไปขวา เพราะจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนมากขึ้น ทำให้แรงดึงดูดระหว่างโปรตอนในนิวเคลียสและอิเล็กตรอนที่โคจรรอบๆ มากขึ้น มีผลให้ขนาดของอะตอมเล็กลงจากซ้ายไปขวา

แต่เมื่อพิจารณาขนาดของอะตอมในหมู่เดียวกัน จะพบว่ามีขนาดใหญ่มากขึ้นจากคาบด้านบนซึ่งมีอิเล็กตรอนบรรจุในชั้นระดับพลังงานต่ำ ลงสู่คาบด้านล่างซึ่งมีอิเล็กตรอนบรรจุในชั้นระดับพลังงานสูงเสมอ แม้ว่าจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนมากขึ้นจากบนลงล่างจะทำให้ขนาดเล็กลง แต่กลับพบว่าขนาดใหญ่มากขึ้น แสดงให้เห็นว่าปัจจัยของระดับชั้นพลังงานของอิเล็กตรอนมีความสำคัญมากกว่า

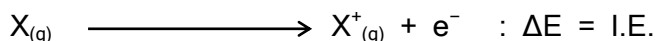
ดังนั้นอะตอมที่มีขนาดเล็กที่สุดจึงเป็น He มุมบนขวาของตารางธาตุ และ อะตอมจะมีแนวโน้มใหญ่ขึ้นลงมาจากแนวทะแยงมุมลงซ้าย อะตอมที่มีขนาดใหญ่ที่สุดในปัจจุบันจึงเป็น Fr

อย่างไรก็ตาม ถ้าพิจารณาแนวโน้มการเปลี่ยนแปลงขนาดอะตอมเป็นแนวทะแยงมุมจากมุมซ้ายบนลงมาจากมุมขวาล่างของตารางธาตุ จะพบว่าไม่สามารถทำนายได้โดยง่าย เนื่องจากอิทธิพลของระดับพลังงานที่อิเล็กตรอนบรรจุอยู่กับจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนขัดแย้งกัน

190	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
243	194	184	176	171	166	161	156	152	149	145	142	136	125	114	103	94	88

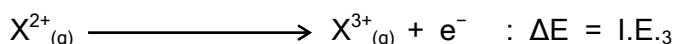
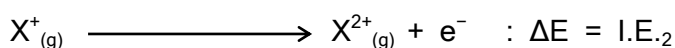
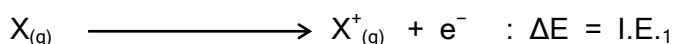
เช่น ถ้าพิจารณาอะตอม Na ที่มีรัศมี 190 pm ในคาบที่ 3 เทียบกับขนาดอะตอมในคาบที่ 4 จะพบว่า K ซึ่งอยู่หมู่เดียวกับ Na แม้ว่าจะมีจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนมากกว่า แต่เนื่องจากระดับพลังงานที่อิเล็กตรอนบรรจุอยู่สูงกว่าจึงมีขนาดใหญ่กว่า Na แต่เมื่อไล่ไปทางด้านขวา อิทธิพลของจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนที่ดึงดูดกันจะมากขึ้น ทำให้ในที่สุดอะตอมจะเล็กลงจนเล็กกว่า Na โดยในตารางจะพบว่า K และ Ca ยังมีขนาดใหญ่กว่า Na อยู่ แต่ตั้งแต่ธาตุ Sc เป็นต้นไปจนถึง Kr แม้ว่าจะมีระดับพลังงานที่อิเล็กตรอนบรรจุอยู่สูงกว่า Na แต่ก็มีความเล็กกว่า Na ทั้งหมด เนื่องจากจำนวนโปรตอนและอิเล็กตรอนที่มีมากกว่า Na มากนั่นเอง

พลังงานไอออไนเซชัน (Ionisation Energy หรือ I.E.)



คือพลังงานที่น้อยที่สุดที่สามารถทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกจากอะตอมในสถานะแก๊สทำให้อะตอมกลายเป็นไอออนบวก ถ้าพิจารณาการเปลี่ยนแปลงจากอะตอมกลายเป็นไอออนบวกและอิเล็กตรอนอิสระ การเปลี่ยนแปลงดังกล่าวมี ΔE เป็นบวกเสมอ เนื่องจากอิเล็กตรอนอิสระมีพลังงานมากกว่าอิเล็กตรอนในอะตอมที่มีสนามไฟฟ้าบวกในนิวเคลียส หรืออาจพิจารณาได้ว่า พลังงานศักย์ไฟฟ้าของอะตอมเป็นศูนย์ แต่เมื่อกลายไปเป็นอนุภาคที่มีประจุไฟฟ้าจะมีพลังงานศักย์ไฟฟ้าเกิดขึ้น

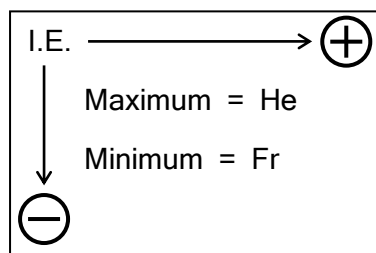
พลังงานไอออไนเซชันนี้อาจมีได้หลายค่า เนื่องจากอะตอมหนึ่งๆ อาจมีอิเล็กตรอนมากกว่า 1 อนุภาค การทำให้อิเล็กตรอนแต่ละอนุภาคหลุดออกจึงมีค่าไม่เท่ากันและเรียกเรียงลำดับกันไปได้เป็น $I.E._1, I.E._2, I.E._3, \dots$



เนื่องจากศักย์ไฟฟ้าขึ้นอยู่กับความหนาแน่นของประจุ ดังนั้นเมื่ออะตอมเสียอิเล็กตรอนไปขนาดอะตอมเล็กลงและมีประจุบวกมากขึ้นทำให้ศักย์ไฟฟ้าของไอออนสูงขึ้นเรื่อยๆ เราจึงพบว่า $I.E._i < I.E._{(i+1)}$ เสมอ หรือพิจารณาได้ว่า เมื่ออะตอมมีขนาดเล็กลงการดึงอิเล็กตรอนที่หลุดออกไปย่อมต้องใช้พลังงานมากขึ้น เพราะอิเล็กตรอนถูกดึงดูดด้วยประจุบวกของนิวเคลียสมากขึ้น

ปัจจัยที่มีผลต่อพลังงานไอออไนเซชันจึงเป็นขนาดของอะตอม เพราะถ้าอิเล็กตรอนอยู่ไกลจากนิวเคลียส ก็จะใช้พลังงานในการดึงออกจากอะตอมน้อย

1.31												2.37					
0.52	0.90	Ionisation Energy (MJ / mole)										0.80	1.09	1.40	1.31	1.68	2.08
0.50	0.74											0.58	0.79	1.01	1.00	1.25	1.52
0.42	0.59	0.63	0.66	0.65	0.65	0.72	0.76	0.76	0.74	0.75	0.91	0.58	0.76	0.95	0.94	1.14	1.35
0.40	0.55	0.60	0.64	0.65	0.68	0.70	0.71	0.72	0.80	0.73	0.87	0.56	0.71	0.83	0.87	1.01	1.17
0.38	0.50	0.52	0.66	0.76	0.77	0.76	0.84	0.88	0.87	0.89	1.01	0.59	0.72	0.70	0.81	0.92	1.04
0.38	0.51	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh		
		0.54	0.53	0.53	0.53	0.54	0.54	0.55	0.60	0.57	0.57	0.58	0.59	0.60	0.60		
		0.50	0.59	0.57	0.60	0.60	0.58	0.58	0.58	0.60	0.61	0.62	0.63	0.64	0.64		



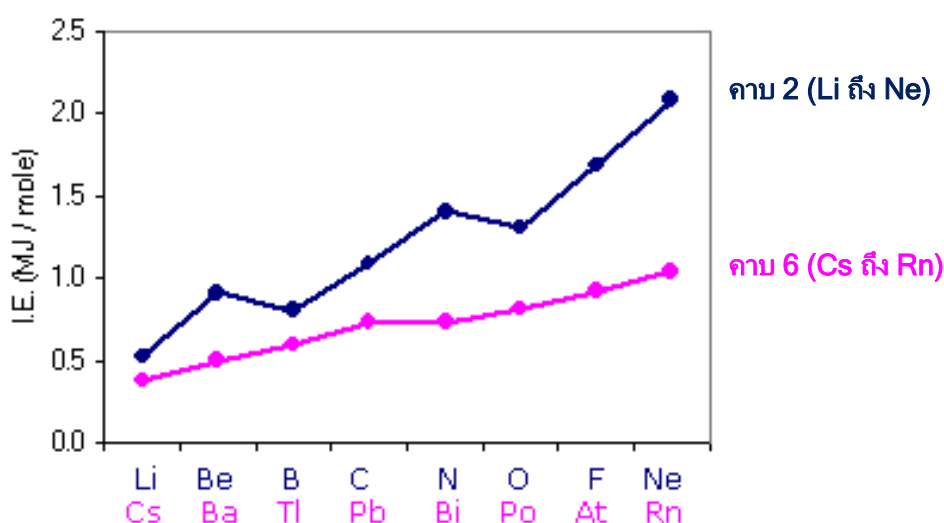
⊕ พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 เพิ่มขึ้น

⊖ พลังงานไอออไนเซชันลำดับที่ 1 เพิ่มขึ้น

จะเห็นได้จากตารางว่าธาตุในคาบเดียวกัน จะพบว่าขนาดอะตอมจะเล็กลงจากซ้ายไปขวา ทำให้แรงดึงดูดระหว่างโปรตอนในนิวเคลียสและอิเล็กตรอนวงนอกมากขึ้น ส่งผลให้พลังงานไอออไนเซชันเพิ่มขึ้นจากซ้ายไปขวา

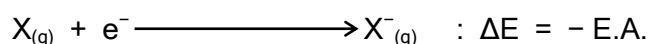
แต่เมื่อพิจารณาพลังงานไอออไนเซชันของอะตอมในหมู่เดียวกัน จะพบว่าอะตอมมีขนาดใหญ่ขึ้นจากคาบบนลงล่าง ทำให้แรงดึงดูดระหว่างโปรตอนในนิวเคลียสและอิเล็กตรอนวงนอกลดลง ทำให้พลังงานไอออไนเซชันลดลงจากคาบบนลงล่างด้วยเช่นกัน

ดังนั้นอะตอมที่มีพลังงานไอออไนเซชันมากที่สุดจึงอยู่มุมบนขวาของตารางธาตุ ซึ่งคือ He และอะตอมมีแนวโน้มที่จะมีพลังงานไอออไนเซชันลดลงมาทางแนวทะแยงสู่มุมซ้ายล่าง อะตอมที่มีพลังงานไอออไนเซชันน้อยที่สุดในปัจจุบันจึงเป็น Fr



จะเห็นได้ว่า ธาตุในคาบเดียวกันขนาดอะตอมจะเล็กลงจากซ้ายไปขวา จึงควรจะส่งผลให้พลังงานไอออไนเซชันมากขึ้นจากซ้ายไปขวา แต่พบว่าในคาบต้นๆ เช่นธาตุคาบ 2 ค่าพลังงานไอออไนเซชันไม่ได้เพิ่มขึ้นเรื่อยๆ แต่กลับพบการพลิกผันของค่าพลังงานไอออไนเซชันที่ธาตุหมู่ 2 (II A) กับ 13 (III A) และหมู่ 15 กับ 16 (V A และ VI A) ดังที่เห็นได้จากกราฟข้างต้น ซึ่งเป็นผลมาจากความเสถียรของการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยแบบบรรจุเต็มของธาตุหมู่ 2 (II A) และบรรจุครึ่งหนึ่งของธาตุหมู่ 15 (V A) ทำให้พลังงานที่ต้องใช้เพื่อทำให้อิเล็กตรอนหลุดออกไปมากกว่าธาตุข้างเคียงอย่างเห็นได้ชัด แต่อย่างไรก็ตาม **ลักษณะดังกล่าวจะปรากฏน้อยลงและหายไป**ในธาตุคาบล่างที่มีระดับพลังงานสูงขึ้นและอยู่ชิดติดกันมากขึ้น

สัมพรรคภาพอิเล็กตรอน (Electron Affinity หรือ E.A.)



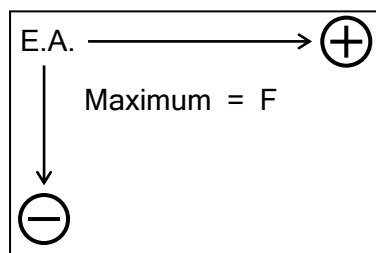
คือพลังงานที่อะตอมในสถานะแก๊สคายออกมาเมื่อได้รับอิเล็กตรอน ทำให้อะตอมกลายเป็นไอออนลบ ถ้าพิจารณาการเปลี่ยนแปลงจากอะตอมกลายเป็นไอออนลบ จะเห็นว่า ΔE เป็นลบ เนื่องจากอิเล็กตรอนอิสระมีพลังงานมากกว่าอิเล็กตรอนในอะตอมที่มีสนามไฟฟ้าบวกในนิวเคลียส ดังนั้น E.A. จึงรายงานเป็นค่าบวก ซึ่งเท่ากับ $-\Delta E$

ปัจจัยที่มีผลต่อค่า E.A. จึงเป็นขนาดของอะตอม เพราะถ้าบรรจุอิเล็กตรอนเข้าไปในระดับชั้นพลังงานต่ำที่อยู่ใกล้ nucleus อิเล็กตรอนก็จะลดพลังงานลงไปมาก เกิดการคายพลังงานออกมาเป็นค่า E.A. มากไปด้วย

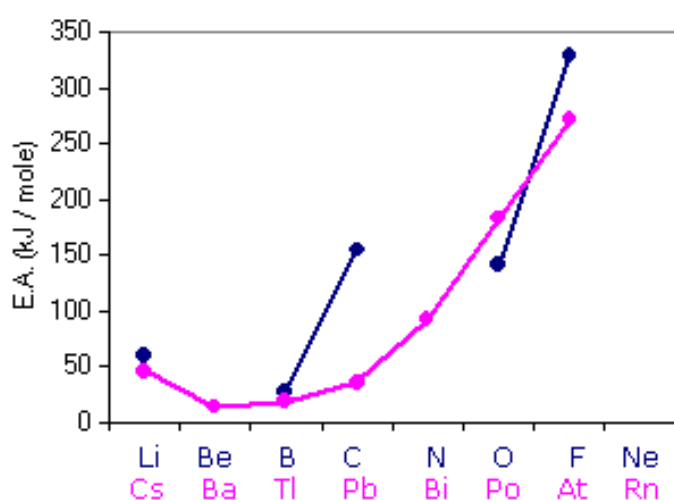
72.8																He	
59.6	Be	Electron Affinity (kJ / mole)										26.7	154	N	141	328	Ne
52.8	Mg											42.5	134	72.0	200	349	Ar
48.4	2.37	18.1	7.60	50.6	64.3	Mn	15.7	63.7	112	118	Zn	28.9	119	78.0	195	325	Kr
46.9	5.03	29.6	41.1	86.1	71.9	53.0	101	110	53.7	126	Cd	28.9	107	103	190	295	Xe
45.5	14.0	50.0	Hf	31.0	78.6	14.5	106	151	205	223	Hg	15.2	35.1	91.2	183	270	Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh		
		48.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0	50.0		
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

จะเห็นได้จากตารางว่าธาตุในคาบเดียวกัน จะมีขนาดอะตอมจะเล็กลงจากซ้ายไปขวา ทำให้เมื่อบรรจุอิเล็กตรอนลงไปใกล้นิวเคลียสของอะตอมขนาดเล็ก อิเล็กตรอนจะลดระดับพลังงานลงมากคายพลังงาน ออกมามากขึ้นจากซ้ายไปขวา

แต่เมื่อพิจารณาค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนของอะตอมในหมู่เดียวกัน อะตอมมีขนาดใหญ่ขึ้นจากคาบบนลงล่าง ทำให้เมื่อบรรจุอิเล็กตรอนลงไปในอะตอมขนาดใหญ่ขึ้น อิเล็กตรอนจะลดระดับพลังงานลงน้อย คายพลังงานออกมาน้อยลงจากคาบบนลงล่างด้วยเช่นกัน



อะตอมที่มีค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนมากที่สุดจึงเป็น F มุมบนขวาของตารางธาตุ ไม่ใช่ He เนื่องจาก **He ไม่รับอิเล็กตรอน ไม่เกิดการเปลี่ยนแปลงดังกล่าว จึงไม่มีค่า E.A.** และค่าสัมพรรคภาพอิเล็กตรอนมีแนวโน้มลดลงมาทางแนวทะแยงสู่มุมล่างซ้าย

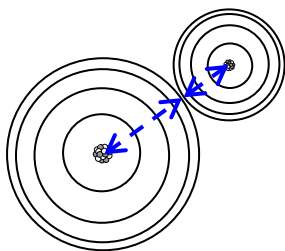


จะเห็นว่าธาตุในคาบเดียวกันขนาดอะตอมจะเล็กลงจากซ้ายไปขวา ควรจะส่งผลให้การคายพลังงาน electron affinity มากขึ้นจากซ้ายไปขวา แต่พบว่าในคาบต้นๆ เช่นธาตุคาบ 2 การคายค่า electron affinity ไม่ได้เพิ่มขึ้นเรื่อยๆ แต่กลับพบว่าบางธาตุที่ไม่มีค่า E.A. เนื่องจากไม่เกิดปฏิกิริยารับอิเล็กตรอนเข้าไป คล้ายกับการพลิกผันของค่า I.E. โดยธาตุหมู่ 2 หมู่ 15 และหมู่ 18 (II A, V A และ VIII A) จะไม่มีค่า EA ซึ่งเป็นผลมาจากความเสถียรของการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยแบบบรรจุเต็มของธาตุหมู่ 2 และ หมู่ 18 (II A และ VIII A) และการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยแบบบรรจุครึ่งหนึ่งของธาตุหมู่ 15 (V A) นอกจากนั้นยังพบอิทธิพลนี้ในธาตุ transition แถวแรกด้วยเช่นกันในหมู่ 7 (V B) และ 12 (II B)

แต่อย่างไรก็ตาม ลักษณะดังกล่าวจะปรากฏชัดเจนน้อยลงและหายไปในธาตุคาบล่างที่มีระดับพลังงานสูงขึ้นและอยู่ชิดติดกันมากขึ้น

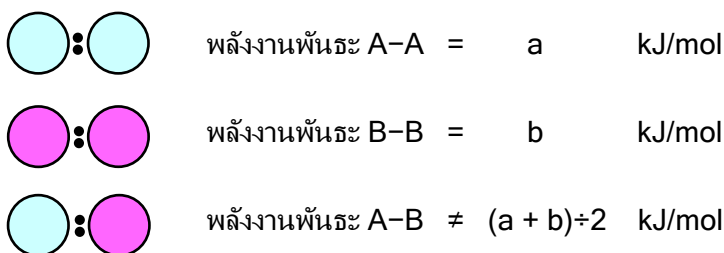
กรณีของค่า E.A. นั้นบางธาตุไม่มีค่าเนื่องจากไม่เกิดปฏิกิริยารับอิเล็กตรอนเข้าไปเนื่องจากเดิมอะตอมนั้นๆ เสถียรอยู่แล้ว ต่างกันกับค่า I.E. ที่แม้ว่าธาตุจะเสถียรแล้วแต่ก็สามารถให้พลังงานเข้าไปจนกระทั่งอิเล็กตรอนหลุดออกมาได้

อิเล็กโตรเนกาติวิตี (Electronegativity หรือ EN.)



เมื่อ 2 อะตอมสร้างพันธะกันแล้ว อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะจะถูกดึงดูดด้วยประจุบวกในนิวเคลียสของอะตอมคู่ร่วมพันธะ แต่ด้วยแรงที่ไม่เท่ากันทำให้การกระจายประจุในโมเลกุลไม่สมดุล ดังนั้นอะตอมคู่ร่วมพันธะจะเกิดศักย์ไฟฟ้าบวกและลบขึ้น ค่าที่แสดงถึงความสามารถในการดึงดูดอิเล็กตรอนนี้เรียกว่าค่า EN.

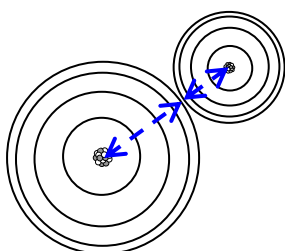
ค่า EN. นี้เกิดจากข้อสังเกตของ Linus Pauling ว่า พลังงานพันธะของอะตอมคู่หนึ่งๆ มีค่ามากกว่าค่าเฉลี่ยของพลังงานพันธะระหว่างอะตอมคู่ที่เหมือนกันนั้น ตามภาพต่อไปนี้



จากภาพข้างต้น Pauling จึงเสนอว่าเมื่อธาตุต่างชนิดเข้ามาสร้างพันธะกัน อิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะจะถูกดึงดูดด้วยโปรตอนในนิวเคลียสของอะตอมคู่ร่วมพันธะด้วยแรงที่ไม่เท่ากัน ทำให้เกิดประจุขึ้นบนอะตอมร่วมพันธะทั้งสอง ทำให้พันธะแข็งแรงขึ้นจากแรงทางไฟฟ้าที่เกิดขึ้น ค่าพลังงานพันธะระหว่างอะตอมคนละชนิดจึงมากกว่าค่าพลังงานพันธะเฉลี่ยของอะตอมชนิดเดียวกันที่เข้ามาสร้างพันธะกัน

Pauling จึงเสนอค่า electronegativity หรือความเป็นลบทางไฟฟ้าไว้ โดยค่าดังกล่าวเป็นค่าสัมพัทธ์ที่เทียบกันระหว่างอะตอมคู่หนึ่งๆ ที่สร้างพันธะกัน ดังนั้นธาตุที่จะมีค่า EN. ตามการคำนวณของ Pauling นี้จึงจะต้องมีสารประกอบกับธาตุอื่นเท่านั้น และคำนวณได้จากพลังงานพันธะดังสมการต่อไปนี้

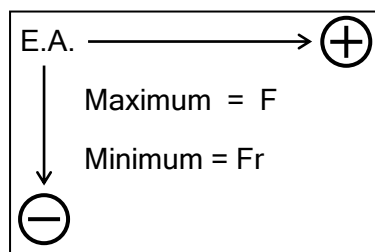
$$\Delta EN_{AB} = \sqrt{BE_{AB} - \frac{(BE_{AA} + BE_{BB})}{2}} \quad (BE = \text{bond energy})$$



เมื่อ 2 อะตอมสร้างพันธะกัน อะตอมที่มีขนาดเล็กจะมีอิเล็กตรอนคู่ร่วมพันธะอยู่ใกล้นิวเคลียส จะถูกดึงดูดด้วยนิวเคลียสได้ง่ายกว่าทำให้เกิดประจุลบขึ้น และมีค่า EN. สูงกว่าอะตอมคู่ร่วมพันธะที่มีขนาดใหญ่

ดังนั้นเริ่มต้น Pauling จึงกำหนดให้ F เป็นธาตุมาตรฐานที่ใช้เทียบค่า EN. กับธาตุอื่น เพราะน่าจะเป็นธาตุที่สร้างพันธะด้วย EN. สูงที่สุดเมื่อพิจารณาจากขนาดของอะตอม และเนื่องจากค่า ΔEN ที่มากที่สุดมีค่ามากกว่า 3 เล็กน้อย จึงกำหนดให้ EN. ของ F เท่ากับ 4 เพื่อให้ธาตุอื่นๆ ไม่มีค่า EN. ติดลบ อย่างไรก็ตามปัจจุบันใช้ H เป็นอะตอมมาตรฐานและมีค่า EN. = 2.2

		2.20															He	
0.98	1.57	Electronegativity (Pauling Unit)										2.04	2.55	3.04	3.44	3.98	Ne	
0.93	1.31											1.61	1.90	2.19	2.58	3.16	Ar	
0.82	1.00	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	3.00	
0.82	0.95	1.22	1.33	1.60	2.16	1.90	2.20	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.96	2.05	2.10	2.66	2.60	
0.79	0.89	1.27	1.30	1.50	2.36	1.90	2.20	2.20	2.28	2.54	2.00	1.62	2.33	2.02	2.00	2.20	Rn	
0.70	0.90	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh			
		1.10	1.12	1.13	1.14	Pm	1.17	Eu	1.20	Tb	1.22	1.23	1.24	1.25	Yb			
		1.10	1.30	1.50	1.38	1.36	1.28	1.30	1.30	1.30	1.30	1.30	1.30	1.30	1.30			



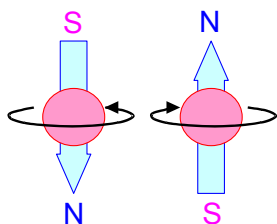
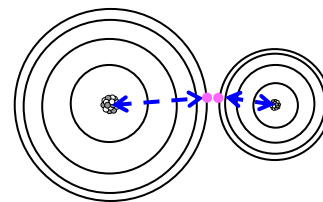
อะตอมที่มีค่า electron affinity มากที่สุดจึงเป็น F มุมบนขวาของตารางธาตุ ไม่ใช่ He เนื่องจาก **He ไม่มีสารประกอบ จึงไม่มีค่าพลังงานพันธะให้คำนวณ** เช่นเดียวกับ Ne และ Ar ส่วน ธาตุในหมู่ 18 (VIIIA) คาบด้านล่างลงมา มีสารประกอบ fluoride และ oxide ได้ จึงสามารถนำมาคำนวณค่า EN. ได้ นอกจากนั้นอะตอมมีแนวโน้มที่จะมีค่า EN. ลดลงมาจากแนวทะแยงมุมซ้ายล่าง เนื่องจากมีขนาดอะตอมใหญ่ขึ้นตามแนวทะแยงมุมดังกล่าว

จะเห็นได้ว่า Kr และ Xe มีสารประกอบเช่น KrF_2 หรือ XeO_2 จึงคำนวณค่า EN แบบ Pauling ได้



ถ้าจะนิยามพันธะเคมีให้เข้าใจได้ง่ายที่สุดก็น่าจะกล่าวได้ว่า

พันธะเคมีคือแรงแม่เหล็กไฟฟ้าระหว่างอะตอมในโมเลกุลเดียวกัน



พันธะเคมีเกิดขึ้นจากความไม่เสถียรของอะตอมเดี่ยว เนื่องจากอะตอมส่วนมากมีจำนวนอิเล็กตรอนไม่ครบคู่ เมื่อมีอิเล็กตรอนเดี่ยวก็จะมีสนามแม่เหล็กซึ่งเกิดจากการหมุนของอิเล็กตรอน ทำให้สนามแม่เหล็กนี้ดึงดูดกัน เมื่ออิเล็กตรอนจากอะตอมสองอะตอมเข้ามาอยู่รวมกันในวงโคจรเกิดการหักล้างของสนามแม่เหล็กให้หายไป พลังงานของโมเลกุลจึงลดลงและโมเลกุลจึงเสถียร

ถ้าพิจารณาพันธะระหว่างอะตอมคู่ต่างๆ ต่อไปนี้ จะเห็นได้ว่าพันธะเคมีอาจจะแบ่งคร่าวๆ ออกได้เป็น 3 ชนิดหลัก ตามลักษณะการกระจายตัวของอิเล็กตรอนระหว่างอะตอมคู่ร่วมพันธะนั้นๆ

Covalent bond	Ionic bond	Metallic bond
ค่า EN. ของอะตอมคู่ร่วมพันธะ	ค่า EN. ของอะตอมคู่ร่วมพันธะ	ค่า EN. ของอะตอมคู่ร่วมพันธะ
สูง สูง	ต่ำ สูง	ต่ำ ต่ำ

ลูกศรที่บ่งชี้ว่าธาตุนั้นมี EN. สูง ดึงอิเล็กตรอนได้ดี ส่วนลูกศรประเด่งว่า EN. ต่ำ ดึงดูดอิเล็กตรอนไม่ดี

covalent bond หรือพันธะโควาเลนต์ คือพันธะที่ใช้อิเล็กตรอนวงนอกร่วมกันระหว่างอะตอมคู่ร่วมพันธะนั้น

ionic bond หรือพันธะของไอออน คือพันธะระหว่างไอออน หรือพันธะระหว่างประจุบวกและประจุลบ

metallic bond หรือพันธะของโลหะ คือพันธะระหว่างอะตอมโลหะ

ดังนั้นการจำแนกว่าพันธะระหว่างอะตอมคู่หนึ่งๆ จะเป็นพันธะชนิดใด จะต้องพิจารณาจากสมบัติความเป็นโลหะและความเป็นไอออนหรือการกระจายประจุของแต่ละอะตอมเป็นสำคัญ ไม่ใช่พิจารณาว่าเกิดจากอะตอมโลหะหรือไอออน