

แผนการสอนสัปดาห์ที่ 2

หน่วยเรียนที่ 1 พื้นฐานทฤษฎีอะตอม และโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม
บทเรียนที่ 1.2 โครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

จำนวนชั่วโมง 3

จุดประสงค์การสอน (จุดประสงค์ทั่วไป)

1. เพื่อให้เข้าใจโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

ผลการเรียนรู้ (จุดประสงค์เฉพาะ)

1. อธิบายการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก
2. อธิบายการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

วิธีสอนและกิจกรรมการเรียนการสอน

1. การบรรยาย
2. กิจกรรม

สื่อการสอน/อุปกรณ์การสอน

เอกสารประกอบการสอน

เอกสาร powerpoint

http://web.rmutp.ac.th/woravith/?page_id=137

<http://facebook.com/chemographics>

<http://slideshare.net/woravith>

การวัดผล

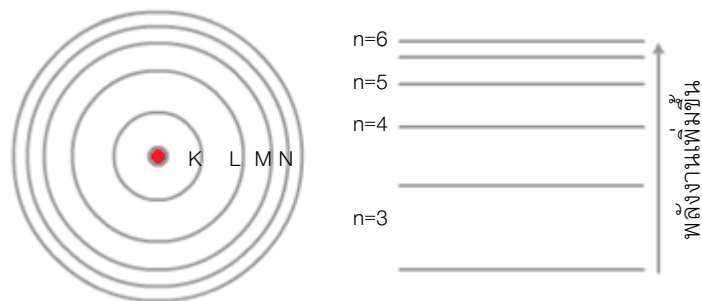
1. การสอบย่อย/การสอบกลางภาค/การสอบปลายภาค
2. การประเมินจากผลงานที่มอบหมาย/กิจกรรม

หน่วยเรียนที่ 1 พื้นฐานทฤษฎีอะตอม และโครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

บทเรียนที่ 1.2 โครงสร้างอิเล็กตรอนของอะตอม

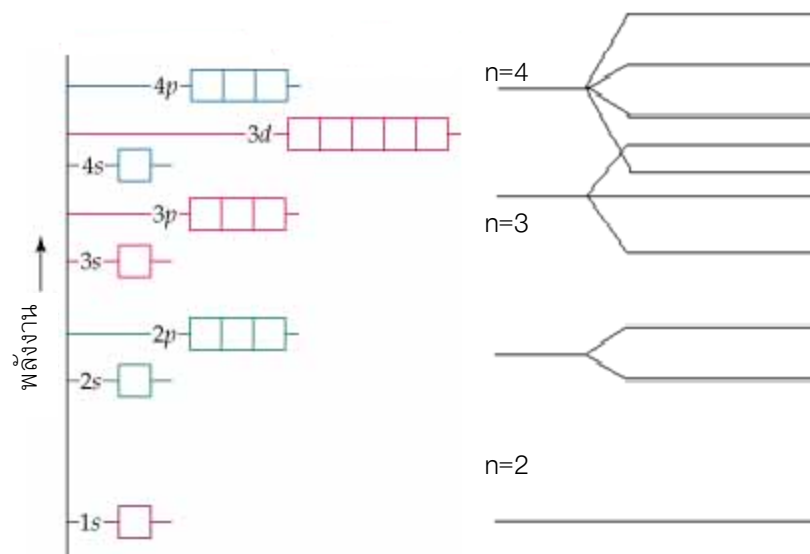
โครงสร้างอิเล็กตรอน ของอะตอม (electron configuration) คือการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลเชิงอะตอม ที่สัมพันธ์กับเลขควอนตัม 4 ชนิด โครงสร้างอิเล็กตรอนจะช่วยอธิบายบริเวณหรือตำแหน่งของอิเล็กตรอนที่ครอบครองภายในอะตอมนั้นๆ ในการบรรจุอิเล็กตรอนแบ่งเป็น 2 ประเภทคือ การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก และการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

ระดับพลังงานหลัก (main-shell level) หมายถึงระดับพลังงาน หรือชั้นพลังงานของอิเล็กตรอนตามเลขควอนตัมหลัก (n) ซึ่งตรงกับตัวเลขแสดงวงโคจรของอิเล็กตรอนตามทฤษฎีของโบร์ ถ้าเลขควอนตัมหลัก (n) เพิ่มขึ้น ค่าพลังงานของอิเล็กตรอนจะเพิ่มขึ้นด้วย แต่ระยะระหว่างระดับพลังงานจะลดลง (แคบลง) เมื่อมีระดับพลังงานสูงขึ้น ทำให้ความแตกต่างของค่าพลังงานในระดับที่สูงจะแตกต่างกันไม่มาก ดังภาพที่ 1.22



ภาพที่ 1.22 ระดับพลังงานหลักของอะตอม

เนื่องจากระยะระหว่างระดับพลังงานจะแคบลงในระดับพลังงานหลักที่สูงขึ้นทำให้เกิดการซ้อนเหลื่อมของค่าพลังงาน ทำให้บางออร์บิทัลในระดับพลังงานที่สูงกลับมีค่าพลังงานต่ำกว่าบางออร์บิทัลในระดับพลังงานที่ต่ำกว่า เช่น ออร์บิทัล-4s มีค่าพลังงานต่ำกว่าออร์บิทัล-3d ดังแสดงในภาพที่ 1.23



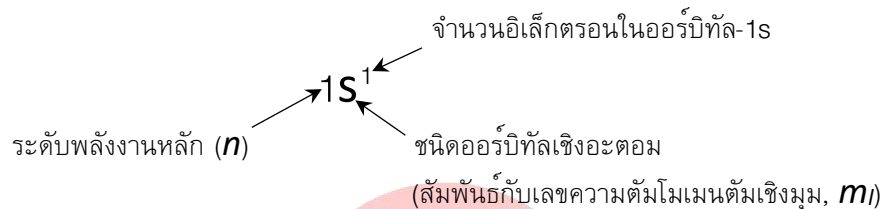
ภาพที่ 1.23 ระดับพลังงานของออร์บิทัลเชิงอะตอม

ที่มา: ดัดแปลงจาก Brown et al. Chemistry, 2009. p233

อะตอม H เป็นตัวอย่างอย่างง่ายสำหรับการจัดเรียงอิเล็กตรอน เนื่องจากมีอิเล็กตรอนเพียงหนึ่งอิเล็กตรอนที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s ซึ่งตามทฤษฎีของโบร์ อิเล็กตรอนของอะตอม H จะที่อยู่ในสถานะคงที่ (สถานะพื้น) และไม่สามารถเปลี่ยนระดับพลังงานไประดับพลังงานอื่นได้ เนื่องจากอะตอม H มีระดับพลังงานเพียงระดับเดียว ($n=1$) ดังนั้นอิเล็กตรอนอะตอม H จะครอบครองในออร์บิทัล-1s ได้เท่านั้น

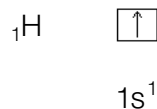
แต่อะตอมที่มีอิเล็กตรอนมากกว่าหนึ่งอิเล็กตรอน การครอบครองระดับพลังงานหลักจะเรียงจากระดับพลังงานต่ำไปยังระดับพลังงานสูง ตามลำดับ ซึ่งลำดับการครอบครองระดับพลังงานของอิเล็กตรอนหรือเรียกอีกอย่างว่า การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม จะต้องเรียงลำดับจากระดับพลังงานที่ 1 ตามด้วย 2 ตามด้วย 3 และตามด้วย 4 ตามลำดับ เนื่องจากค่าพลังงานของแต่ละระดับพลังงานจากเรียงจากต่ำไปสูงคือ 1, 2, 3 และ 4 ตามลำดับ

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม H คือ $1s^1$ ซึ่งอธิบายดังภาพที่ 1.24



ภาพที่ 1.24 การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมไฮโดรเจนและความสัมพันธ์กับเลขควอนตัม

การเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนยังสามารถเขียนในลักษณะแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม (atomic orbital diagram) ที่แสดงการหมุน (spin) ของอิเล็กตรอน เช่นอะตอม H เขียนได้เป็น



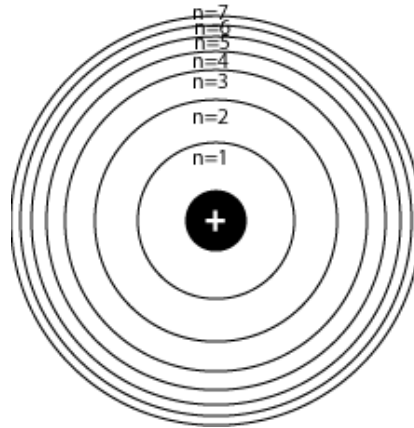
เครื่องหมาย \square แทนจำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอม (เปรียบเสมือนห้องที่จะให้อิเล็กตรอนครอบครองอยู่) อาจใช้เครื่องหมายขีด ($_$) หรือวงกลม (\circ) แสดงประเภทและจำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอมก็ได้ จำนวนออร์บิทัลเชิงอะตอมในแต่ละระดับพลังงานเป็นตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุม เช่น

- ออร์บิทัล-s ในระดับพลังงานใดๆ จะมีทั้งหมด 1 ออร์บิทัล \square
- ออร์บิทัล-p ในระดับพลังงานใดๆ จะมีทั้งหมด 3 ออร์บิทัลย่อย $\square\square\square$
- ออร์บิทัล-d ในระดับพลังงานใดๆ จะมีทั้งหมด 5 ออร์บิทัลย่อย $\square\square\square\square\square$
- ออร์บิทัล-f ในระดับพลังงานใดๆ จะมีทั้งหมด 7 ออร์บิทัลย่อย $\square\square\square\square\square\square\square$

ในแต่ละออร์บิทัลย่อย (sub-atomic orbital) จะสามารถบรรจุอิเล็กตรอนได้เพียง 2 อิเล็กตรอนเท่านั้น และการหมุนของอิเล็กตรอนต้องมีทิศทางตรงกันข้ามตามเลขควอนตัมสปิน แต่ถ้ามีอิเล็กตรอนเพียงตัวเดียวในออร์บิทัลย่อยให้บรรจุอิเล็กตรอนแบบหมุนขึ้น (up-spin) เท่านั้น

1.2.1 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

จากการศึกษาพบว่าอิเล็กตรอนอยู่กันเป็นชั้นๆ ในระดับพลังงานต่างๆ ดังภาพที่ 1.25 โดยจำนวนอิเล็กตรอนมีได้มากที่สุดในแต่ละระดับพลังงานไม่เกิน $2n^2$ เมื่อ n คือ เลขแสดงระดับพลังงานหลัก ดังนั้นจำนวนอิเล็กตรอนที่มีมากสุดในแต่ละระดับพลังงานหลัก แสดงดังตารางที่ 1.9



ภาพที่ 1.25 ระดับพลังงานหลัก

ตารางที่ 1.9 จำนวนอิเล็กตรอนที่มีมากสุดในแต่ละระดับพลังงานหลัก

ระดับพลังงาน	เซลล์	จำนวนอิเล็กตรอนที่มีได้มากที่สุด
$n = 1$	K	$2 \times 1^2 = 2$
$n = 2$	L	$2 \times 2^2 = 8$
$n = 3$	M	$2 \times 3^2 = 18$
$n = 4$	N	$2 \times 4^2 = 32$

หลักการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

- 1) ต้องรู้จำนวนอิเล็กตรอนทั้งหมดของอะตอม
- 2) บรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานต่ำก่อนโดยเริ่มจากระดับพลังงานที่ 1, 2, 3, ...ตามลำดับ โดยสามารถบรรจุอิเล็กตรอนมากที่สุด ในแต่ละระดับพลังงานได้ไม่เกิน $2n^2$ (ตารางที่ 1.9)
- 3) การบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้าย (วงนอกสุด) ไม่ว่าจะป็นระดับพลังงานใด จะบรรจุอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 8 อิเล็กตรอนเท่านั้น
- 4) การบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานก่อนระดับพลังงานสุดท้าย (วงก่อนวงนอกสุด) จะบรรจุอิเล็กตรอนได้ไม่เกิน 18 อิเล็กตรอนเท่านั้น

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุบางชนิด แสดงในตารางที่ 1.10

ตารางที่ 1.10 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุบางชนิด

ธาตุ	จำนวนอิเล็กตรอน	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
คาร์บอน	6	2 4
โซเดียม	11	2 8 1
แคลเซียม	20	2 8 8 2
สังกะสี	30	2 8 18 2
ไอโอดีน	53	2 8 18 18 7

ตัวอย่าง 1.2 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลัก

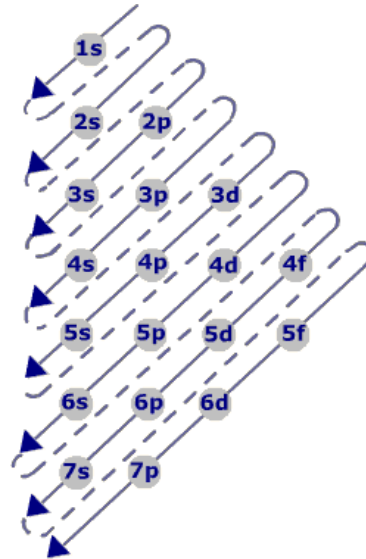
- 1) ${}^9\text{F} = 2\ 8\ 1$
- 2) ${}^{16}\text{S} = 2\ 8\ 6$
- 3) ${}^{27}\text{Co} = 2\ 8\ 8\ 8\ 1$
- 4) ${}^{33}\text{As} = 2\ 8\ 18\ 5$
- 5) ${}^{36}\text{Kr} = 2\ 8\ 18\ 8$
- 6) ${}^{38}\text{Sr} = 2\ 8\ 18\ 2$
- 7) ${}^{51}\text{Sb} = 2\ 8\ 18\ 18\ 5$
- 8) ${}^{56}\text{Ba} = 2\ 8\ 18\ 18\ 8\ 2$

1.2.2 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย

ในระดับพลังงานหลัก ยังมีระดับพลังงานย่อย (sub-shell level) ตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุมที่เรียกว่าระดับ s, p, d และ f (ยกเว้นระดับพลังงานที่ 1 ที่มีระดับพลังงานเพียงระดับเดียว) โดยการจัดเรียงอิเล็กตรอนจะเรียงลำดับจากค่าระดับพลังงานต่ำไปพลังงานสูง ลำดับระดับพลังงานเรียงจากต่ำไปสูงได้คือ s, p, d และ f ตามลำดับ

ในระดับพลังงานย่อย s, p, d และ f จะมีจำนวนอิเล็กตรอนที่จะบรรจุได้มากที่สุดไม่เกิน 2, 6, 10 และ 14 ตามลำดับ อย่างไรก็ตามในแต่ละระดับพลังงานหลักยังคงยึดหลักจำนวนอิเล็กตรอนมีได้มากที่สุดไม่เกิน $2n^2$

ในการบรรจุอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยจะบรรจุอิเล็กตรอนเข้าระดับพลังงานย่อยที่มีพลังงานต่ำสุดก่อนจนเต็ม จึงจะบรรจุเข้าชั้นถัดไป เพื่อให้เป็นการง่ายในการบรรจุอิเล็กตรอนของอะตอมหนึ่งๆ ลงในออร์บิทัลเชิงอะตอมที่เหมาะสมได้แสดงลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนตามลูกศรในภาพที่ 1.26 ในการจัดเรียงอิเล็กตรอนลงในออร์บิทัลตามลำดับคือ 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s แล้วเขียนตัวเลขบอกจำนวนอิเล็กตรอนในแต่ละออร์บิทัลเชิงอะตอมไว้ข้างบน (เหมือนเลขยกกำลัง)



ภาพที่ 1.26 ลำดับการจัดเรียงออร์บิทัลในระดัปลังงานย่อย

ตัวอย่าง 1.3 การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดัปลังงานย่อยของอะตอม

- 1) ${}_{9}\text{F} = 1s^2 2s^2 2p^5$
- 2) ${}_{16}\text{S} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- 3) ${}_{27}\text{Co} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
- 4) ${}_{33}\text{As} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
- 5) ${}_{36}\text{Kr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- 6) ${}_{38}\text{Sr} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
- 7) ${}_{51}\text{Sb} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
- 8) ${}_{56}\text{Ba} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

การเขียนสัญลักษณ์แก่น

เพื่อให้การจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดัปลังงานย่อยมีความกระชับขึ้น อาจเขียนลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนโดยอาศัยการจัดเรียงอิเล็กตรอนของแก๊สมีสกุล (หมู่ 8A) เป็นสัญลักษณ์แก่น (core symbol) เนื่องจากในแต่ละออร์บิทัลเชิงอะตอมของระดัปลังงานหลักของแก๊สมีสกุลมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบเต็ม ดังตารางที่ 1.11

ตารางที่ 1.11 สัญลักษณ์แก่นของแก๊สมีสกุล

ธาตุ	สัญลักษณ์ การจัดเรียงอิเล็กตรอน	สัญลักษณ์แก่น
${}_{2}\text{He}$	$1s^2$	[He]
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	[Ne]
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	[Ar]
${}_{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	[Kr]
${}_{54}\text{Xe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	[Xe]

การเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอนโดยอาศัยสัญลักษณ์แทนของแก๊สมีสกุล ยังคงยึดหลักลำดับการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย ดังภาพที่ 1.26 อย่างเคร่งครัด แต่เพื่อให้การเขียนย่อลง จะใช้สัญลักษณ์แทนของแก๊สมีสกุลที่มีจำนวนอิเล็กตรอนที่น้อยกว่าและใกล้เคียงกับอะตอมที่ต้องการเขียนการจัดเรียงอิเล็กตรอน

ตัวอย่าง 1.4 การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนโดยอาศัยสัญลักษณ์แทนของแก๊สมีสกุล

สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	โครงแบบอิเล็กตรอนโดยอาศัยสัญลักษณ์แทน
${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
${}^{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
${}^{27}\text{Co}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^7$
${}^{37}\text{X}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	$[\text{Kr}] 5s^1$
${}^{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[\text{Ar}] 4s^2$
${}^{58}\text{X}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$ $5p^6 6s^2 5d^2$	$[\text{Xe}] 6s^2 5d^2$

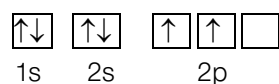
โครงแบบอิเล็กตรอนแบบแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม

การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนแบบแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อย s, p, d และ f ไม่แสดงให้เห็นอย่างชัดเจนเกี่ยวกับพฤติกรรมของอิเล็กตรอนและความสอดคล้องกับสมบัติทางกายภาพหรือทางเคมีของอะตอมนั้นๆ ได้ ดังนั้นการเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนแบบแสดงการหมุนของอิเล็กตรอนที่บรรจุในออร์บิทัลเชิงอะตอมโดยอาศัยแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม จะสามารถบอก พฤติกรรมของอิเล็กตรอนและความสอดคล้องกับสมบัติทางแม่เหล็กของอะตอมนั้นๆ

การเขียนแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม จะแสดงชนิดและจำนวนออร์บิทัลย่อยในแต่ละระดับพลังงานเป็นตามเลขควอนตัมโมเมนตัมเชิงมุมและเลขควอนตัมแม่เหล็ก

ออร์บิทัล-s มีทั้งหมด 1 ออร์บิทัล	เขียนแทนด้วย <input type="checkbox"/>
ออร์บิทัล-p มีทั้งหมด 3 ออร์บิทัลย่อย	เขียนแทนด้วย <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
ออร์บิทัล-d มีทั้งหมด 5 ออร์บิทัลย่อย	เขียนแทนด้วย <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
ออร์บิทัล-f มีทั้งหมด 7 ออร์บิทัลย่อย	เขียนแทนด้วย <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>

ตัวอย่างอะตอม C ($Z=6$) การจัดเรียงอิเล็กตรอน คือ $1s^2 2s^2 2p^2$ อาจเขียนแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมของ C ได้เป็น



การเขียนแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมแสดงการหมุนของอิเล็กตรอนที่บรรจุในออร์บิทัล แสดงดังตารางที่ 1.12

ตารางที่ 1.12 การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนแบบแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม

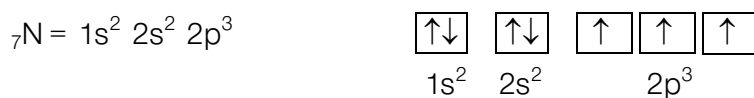
สัญลักษณ์ธาตุ	การจัดเรียงอิเล็กตรอน	แผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอม
${}_1\text{H}$	$1s^1$	\uparrow
${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow
${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \square
${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow
${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
${}_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \square \square \square \square \square \square
		1s 2s 2p 3s 3p 3d

โครงแบบอิเล็กตรอนของอะตอมสามารถอธิบายสมบัติบางประการที่แตกต่างจากแนวโน้มปกติได้ เช่น อะตอม Be และ N จะแสดงสมบัติบางประการที่ไม่เป็นแนวโน้มเดียวกันกับธาตุอื่นๆ ในคาบเดียวกัน ซึ่งเหตุผลอธิบายด้วยเสถียรภาพของอะตอมที่มีผลมาจากการจัดเรียงอิเล็กตรอน ดังนี้

1) การบรรจุอิเล็กตรอนแบบเต็ม (full-filled) เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันแบบเต็ม เช่น ออร์บิทัล-s บรรจุครบ 2 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-p บรรจุครบ 6 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-d บรรจุครบ 10 อิเล็กตรอน และออร์บิทัล-f บรรจุครบ 14 อิเล็กตรอน ตัวอย่างการบรรจุแบบเต็ม เช่น



2) การบรรจุอิเล็กตรอนแบบครึ่ง (half-filled) เป็นการบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากันเป็นจำนวนครึ่งหนึ่งของจำนวนอิเล็กตรอนที่ครอบครองได้ทั้งหมดในออร์บิทัลนั้นๆ เช่น ออร์บิทัล-s บรรจุ 1 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-p บรรจุ 3 อิเล็กตรอน, ออร์บิทัล-d บรรจุ 5 อิเล็กตรอน และออร์บิทัล-f บรรจุ 7 อิเล็กตรอน ตัวอย่างการบรรจุแบบครึ่ง เช่น



โดยลำดับความเสถียรของอะตอมคือ การบรรจุแบบเต็ม > การบรรจุแบบครึ่ง > การบรรจุแบบไม่เต็ม/ไม่ครึ่ง

กฎการจัดเรียงอิเล็กตรอน

การเขียนโครงแบบอิเล็กตรอนเพื่อแสดงการกระจายของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่างๆ ของอะตอมในสถานะพื้น ใช้กฎเกณฑ์ดังต่อไปนี้

1) หลักการกีดกันเพาลี (Pauli exclusion principle)

เพาลี (Wolfgang Pauli, ค.ศ. 1925) นักวิทยาศาสตร์ชาวออสเตรียได้เสนอหลักที่เรียกว่า หลักการกีดกันเพาลี โดยมีความสำคัญว่า “ในอะตอมหนึ่งๆ จะมีอิเล็กตรอนคู่หนึ่งคู่ใดที่มีเลขควอนตัมทั้ง 4 ชนิด (n , l , m_l และ m_s) เหมือนกันไม่ได้” นั่นคืออิเล็กตรอนคู่หนึ่งในออร์บิทัลจะมีค่า n , l และ m_l

เหมือนกันได้แต่การหมุนของอิเล็กตรอนต้องไม่เหมือนกัน (อาจสรุปได้ว่าในแต่ละออร์บิทัลย่อยของแต่ละระดับพลังงานจะมีอิเล็กตรอนอยู่ได้เป็นคู่ที่มีการหมุนตรงกันข้ามเท่านั้น)

หลักการกีดกันเพาลีเป็นหลักพื้นฐานในกลศาสตร์ควอนตัม ซึ่งสามารถพิสูจน์ถึงสมบัติความเป็นแม่เหล็กของอะตอมได้เป็นอย่างดี สมบัติความเป็นแม่เหล็กแบ่งได้ 2 ประเภทคือ

(1) สมบัติพาราแมกเนติก (paramagnetic) คือสมบัติเบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็ก กล่าวคือสารจะถูกดูดโดยสนามแม่เหล็ก เกิดขึ้นได้ถ้าในออร์บิทัลเชิงอะตอมมีอิเล็กตรอนเดี่ยวไม่เข้าคู่ จึงมีอำนาจดึงดูดสนามแม่เหล็ก อำนาจดึงดูดจะมากเมื่ออิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัลมีจำนวนมาก เช่น Cr และ Mn

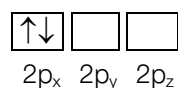
(2) สมบัติไดอะแมกเนติก (diamagnetic) คือไม่เบี่ยงเบนในสนามแม่เหล็ก กล่าวคือสารจะถูกผลักโดยสนามแม่เหล็ก เกิดขึ้นในออร์บิทัลเชิงอะตอมมีอิเล็กตรอนเข้าคู่ (หมุนตรงกันข้าม) ไม่มีอิเล็กตรอนเดี่ยวในออร์บิทัล

ตัวอย่างอะตอม He ถ้าอิเล็กตรอนทั้ง 2 ตัวที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s มีการเข้าคู่กันแบบขนาน คือแบบหมุนขึ้น-ขึ้น $\uparrow\uparrow$ หรือหมุนแบบลง-ลง $\downarrow\downarrow$ จะส่งผลให้สนามแม่เหล็กเสริมกัน ซึ่งจะทำให้แก๊ส He มีสมบัติเป็นพาราแมกเนติก แต่ในความเป็นจริง แก๊ส He มีสมบัติเป็นไดอะแมกเนติก ดังนั้น อิเล็กตรอน 2 ตัวที่ครอบครองในออร์บิทัล-1s มีการเข้าคู่กันแบบหมุนขึ้น-ลง $\uparrow\downarrow$ (ทิศทางตรงกันข้าม)

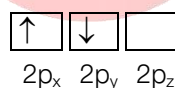
2) หลักเกณฑ์ของฮุนด์ (Hund's rule)

ฮุนด์ (Friedrich Hund) นักเคมีชาวเยอรมัน ระบุว่า “การบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานเท่ากัน จะต้องบรรจุในลักษณะที่ทำให้มีอิเล็กตรอนเดี่ยวมากที่สุดเท่าที่จะทำได้”

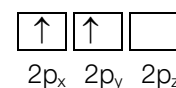
ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอม C ($Z=6$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^2$ ซึ่งสามารถแสดงการจัดเรียงแผนภาพแผนภาพออร์บิทัลเชิงอะตอมในออร์บิทัล-2p ได้ 3 แบบดังนี้



(ก)



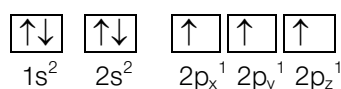
(ข)



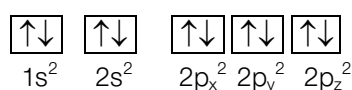
(ค)

ซึ่งการบรรจุอิเล็กตรอนทั้ง 3 แบบไม่ขัดต่อการจัดตามหลักการกีดกันเพาลี แต่เมื่อพิจารณาความเสถียรตามหลักเกณฑ์ของฮุนด์แล้วพบว่าการจัดแบบ (ค) สอดคล้องมากที่สุด กล่าวคือมีอิเล็กตรอนเดี่ยวในระดับพลังงานเดียวกันมากที่สุด

ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ N ($Z=7$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^3$ ดังนั้นอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-2p จึงเป็นอิเล็กตรอนเดี่ยวทั้งหมด ดังนี้



ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของ Ne ($Z=10$) เป็น $1s^2 2s^2 2p^6$ ดังนั้นอิเล็กตรอนในออร์บิทัล-2p จึงเป็นอิเล็กตรอนแบบเข้าคู่ทั้งหมด ดังนี้



แก๊ส Ne ควรมีสสมบัติไดอะแมกเนติก ซึ่งจะถูกแม่เหล็กผลักเล็กน้อยเมื่ออยู่ในสนามแม่เหล็ก และการทดลองสอดคล้องกับการจัดเรียงอิเล็กตรอนดังกล่าว ดังนั้นในการจัดเรียงของอิเล็กตรอนในออร์บิทัลต่างๆ มีผลต่อสมบัติความเป็นแม่เหล็กของอะตอม

3) หลักของเอาฟบาว (Aufbau principle)

หลักของเอาฟบาว คือต้องบรรจุอิเล็กตรอนในออร์บิทัลที่มีระดับพลังงานต่ำให้เต็มก่อน แล้วจึงบรรจุในระดับพลังงานที่สูงขึ้นไปเมื่อระดับพลังงานต่ำกว่าเต็มแล้ว

หลักของเอาฟบาวสอดคล้องกับการจัดเรียงอิเล็กตรอนตามระดับพลังงานตามเลขควอนตัม โดยให้พิจารณาการจัดเรียงตามภาพที่ 1.26

การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออน

การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนจะแตกต่างจากอะตอมอยู่บ้าง เนื่องจากมีจำนวนอิเล็กตรอนที่เพิ่มขึ้นหรือลดลงในระดับพลังงานสุดท้าย

กรณีเป็นไอออนบวก อิเล็กตรอนที่สูญเสียไปจะต้องเป็นอิเล็กตรอนที่อยู่ในระดับพลังงานสุดท้าย (วงนอกสุด) ก่อน ตัวอย่างเช่น

อะตอม Ni มีการจัดเรียงอิเล็กตรอนเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$

ถ้าเกิดเป็น Ni^{2+} แสดงว่ามีการสูญเสียอิเล็กตรอน 2 อิเล็กตรอน และอิเล็กตรอนที่สูญเสียจะต้องเป็นอิเล็กตรอนในระดับพลังงานสุดท้ายก่อน ซึ่งคือ ออร์บิทัล-4s ดังนั้นการจัดเรียงอิเล็กตรอนจึงเป็น $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$ แต่ถ้าเป็นระดับพลังงานเดียวกัน อิเล็กตรอนที่อยู่ในออร์บิทัลย่อยที่มีพลังงานมากกว่าจะต้องสูญเสียก่อน

กรณีไอออนลบเป็นการรับอิเล็กตรอนเพิ่มเข้ามา ดังนั้นการจัดเรียงอิเล็กตรอนจึงต้องเพิ่มในระดับพลังงานสุดท้ายเสมอ

ดังนั้น การจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนจะต้องพิจารณาชนิดและจำนวนของประจุไฟฟ้าสุทธิเสียก่อน ตัวอย่างการจัดเรียงอิเล็กตรอนของไอออนเปรียบเทียบกับอะตอมของธาตุแสดงในตารางที่ 1.13

ตารางที่ 1.13 การจัดเรียงอิเล็กตรอนของอะตอมและไอออน

ธาตุและไอออน	จำนวนอิเล็กตรอน	การจัดเรียงอิเล็กตรอน
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Mg^{2+}	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ni	28	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
Ni^{2+}	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Cl^-	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

แบบฝึกหัด

1. จงอธิบายระดับพลังงานหลัก และค่าพลังงานของระดับพลังงานหลัก
2. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานหลักของธาตุต่อไปนี้
 - 1) O
 - 2) Cl
 - 3) Ba
 - 4) Br
 - 5) Xe
3. จงอธิบายความหมายของสัญลักษณ์การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ $3p^3$
4. จงอธิบายความหมายของสัญลักษณ์การจัดเรียงอิเล็กตรอนของ $1s^2 2s^2 2p^2$
5. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของธาตุต่อไปนี้
 - 1) O
 - 2) Cl
 - 3) Ba
 - 4) Br
 - 5) Xe
6. จงอธิบายหลักการกีดกันเพาลี
7. จงอธิบายกฎของฮุนด์ พร้อมยกตัวอย่าง
8. จงอธิบายความหมายของการจัดเรียงอิเล็กตรอนแบบเต็มและแบบครึ่ง
9. เพราะเหตุใดอะตอม Cr และ Zn จึงมีการจัดเรียงอิเล็กตรอนที่ไม่เป็นตามกฎของฮุนด์
10. จงอธิบายความหมายไอออน (ion) และการเกิดเป็นไอออนบวกและไอออนลบ พร้อมยกตัวอย่าง
11. จงแสดงการจัดเรียงอิเล็กตรอนในระดับพลังงานย่อยของไอออนต่อไปนี้
 - 1) Ca^{2+}
 - 2) Fe^{3+}
 - 3) Cr^{3+}
 - 4) S^{2-}
 - 5) P^{3-}