شارح: التوزيعات الإلكترونية

في هذا الشارح، سوف نتعلَّم كيف نستخدم ترميز الغلاف الإلكتروني لتحديد العناصر، ووَصْف التوزيع الإلكتروني للذرات والأيونات.

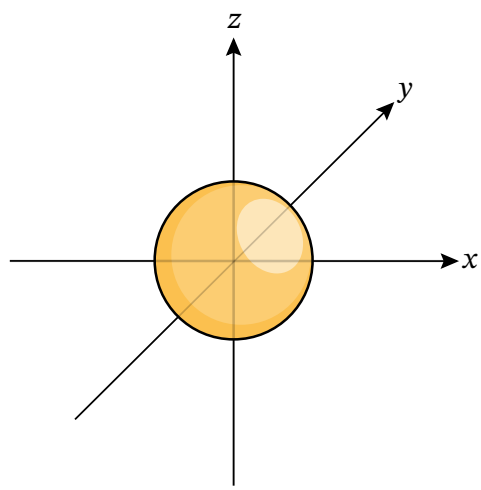
قدَّم علماء الكم أفكارًا ثورية عن تركيب الإلكترونات في 1920. وقد قلبت هذه الأفكار النموذج الذري النووي الذي طرحه علماء سابقون، ومنهم إرنست رذرفورد، رأسًا على عقب، لتحل محله نظريات كيميائية كمية أكثر ثورية. أوضح علماء، من بينهم لويس دي برولي وإروين شرودينجر، أن للإلكترونات خواص الموجات والجسيمات على حدٍّ سواء، واقترحوا أنه ينبغي وصف الذرات بمعادلات موجية. الآن، يستخدم الكيميائيون دوال رياضية معقَّدة، أو مدارات ذرية، لوصف موقع الإلكترون وسلوكه الموجي في الذرة.

تعريف: المدار الذري

المدارات الذرية دوال رياضية تَصِف موقع الإلكترون وسلوكه الموجي في الذرة.

واقترح علماء كيمياء الكم أربعة أعدادٍ كمٍّ يمكن أن تَصِف الأنواع المختلفة من المدارات الذرية، وكيف تمتلئ المدارات الذرية تباعًا بالإلكترونات. المدار الذري s1 هو المدار الذري الأقل طاقةً. وعدد الكم الرئيسي للمدار الذري s1 يساوي واحدًا، وعدد الكم الثانوي والمغناطيسي له يساوي صفرًا. والإلكترونات تملأ دائمًا المدار الذري s1 قبل أن تملأ أي نوع آخر من المدارات الذرية.

المدار s
$l = 0, m_l = 0$

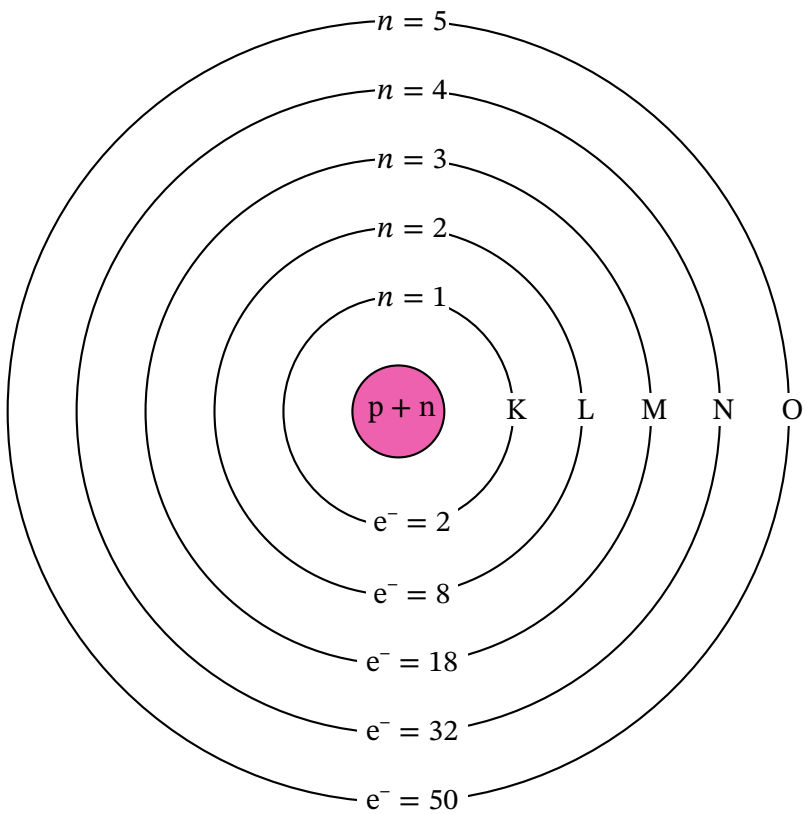


عدد الكم الرئيسي (n) يحدِّد حجم كل غلافٍ إلكتروني ومداه. ويمكن تربيع عدد الكم الرئيسي (n^2) لتحديد عدد الأغلفة الفرعية التي يمكن أن تُوجَد في أي غلاف إلكتروني. ويمكننا أيضًا تربيع هذا العدد وضربه في اثنين $(2n^2)$ لتحديد أقصى

عدد ممكن من الإلكترونات في الغلاف الإلكتروني أو مستوى الطاقة الواحد. وأغلفة الإلكترونات التي لها أعداد الكم الرئيسية 1، 2، 3، 4، 5 يُرمز إليها أحيانًا بأنواع الأشعة السينية؛ أي الأحرف K، L، M، N، O. ونستخدم الحرفين P وQ في الغلافين اللذين لهما عددا الكم الرئيسيين 6 و7.

عدد الكم الرئيسي n	اسم الغلاف	عدد المدارات n^2	أقصى عدد للإلكترونات $2n^2$
1	K	1	2
2	L	4	8
3	M	9	18
3	N	16	32
5	O	25	50

مخطط الأغلفة الإلكترونية



السعة الإلكترونية $= 2n^2$

n هو رقم الغلاف الإلكتروني

الجدول الدوري لا يحتوي على أي عنصر به الغلاف O ($n = 5$) مكتمل بالإلكترونات. الذرات عادةً ما تكون غير مستقرة للغاية إن كانت أعدادها الذرية عالية. ويصعب للغاية إيجاد ذرة بها الغلاف O مكتمل؛ لأن هذه الذرة سيكون عددها الذري

عاليًا جدًّا. وستكون هذه الذرة غير مستقرة للغاية، وستتفكَّك فَوْر تكوُّنها تقريبًا. تركِّز معظم مراجع الكيمياء على الأغلفة الإلكترونية الأربعة الأولى؛ لأن هناك العديد من العناصر التي تكتمل بها الأغلفة K، L، M، N.

وعدد الكم الثانوي (l) يحدِّد شكل المدار الذري. وهذا العدد يمكن أن يُساوي أي عدد صحيح بين صفر و$n - 1$. وهذا يعني أن كل غلاف طاقة يمكن أن يحتوي على عدد من الأغلفة الفرعية يساوي عدد الكم الرئيسي له. الغلاف الإلكتروني الأول ($n = 1$) يمكن أن يحتوي على غلافٍ فرعي واحد عدد الكم الثانوي له صفر، والغلاف الإلكتروني الثاني ($n = 2$) يمكن أن يحتوي على غلافين فرعيين، عددا الكم الثانويان لهما صفر وواحد. والغلاف الإلكتروني الثالث ($n = 3$) من الممكن أن يحتوي على ثلاثة أغلفة فرعية تتراوح أعداد الكم الثانوية لها من صفر إلى اثنين. والغلاف الإلكتروني الرابع ($n = 4$) من الممكن أن يحتوي على أربعة أغلفة فرعية تتراوح أعداد الكم الثانوية لها من صفر إلى ثلاثة. ويمكن تصنيف الأغلفة الفرعية الأربعة الأقل من حيث l، على النحو الآتي.

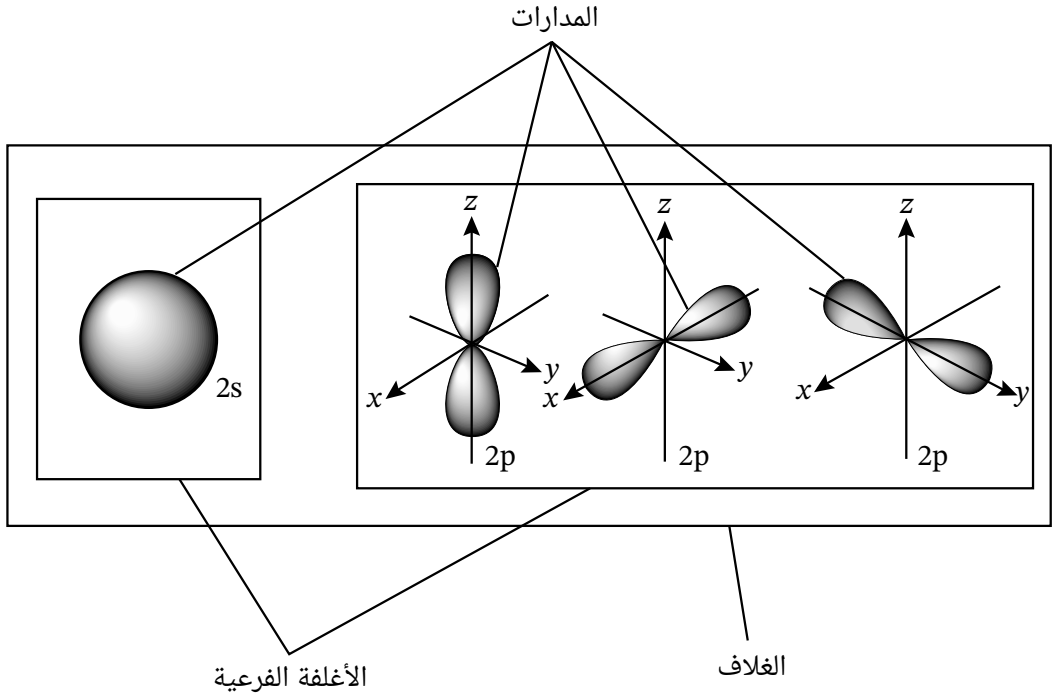
قيمة l	الغلاف الفرعي
0	s
1	p
2	d
3	f

ويُوجَد اختلاف طفيف في الطاقة بين الأغلفة الفرعية التي لها مستوى طاقة معيَّن. الغلاف الفرعي s له أقل طاقة، والغلاف الفرعي p ثاني أقل الأغلفة الفرعية من حيث الطاقة. والغلاف الفرعي d ثالث أقل الأغلفة الفرعية طاقةً، والغلاف الفرعي f رابعها. ويمكن تلخيص هذه الجُمل في العبارة الآتية: $f < d < p < s$.

ويحدِّد عدد الكم المغناطيسي (m_l) عدد المدارات في كل غلافٍ فرعي. كما أنه يحدِّد اتجاهها في الفراغ. ويتراوح عدد الكم المغناطيسي بين $-l$ و$+l$. الغلاف الفرعي s له مدار ذري واحد، والغلافان الفرعيان p وd لهما ثلاثة وخمسة مدارات ذرية على الترتيب. والغلاف الفرعي f به سبعة مدارات ذرية. ويمكن تحديد إجمالي عدد المدارات في كل غلاف فرعي من الصيغة $2l + 1$.

أي مدار ذري يمكن أن يحتوي على إلكترونين فقط. وهذا يعني أن الغلاف الفرعي s يمكن أن تصل سعته إلى إلكترونين؛ لأن الغلاف الفرعي s يحتوي على مدارٍ واحدٍ، و$2 = 1 \times 2$. ويعني هذا أيضًا أن الغلاف الفرعي p يمكن أن تصل سعته إلى ستة إلكترونات؛ لأن الغلاف الفرعي p يحتوي على ثلاثة مدارات، و$6 = 3 \times 2$. وهذا الاستدلال يمكن تطبيقه لتحديد أن أي غلاف فرعي d يمكن أن تصل سعته إلى 10 إلكترونات.

قيمة l	الغلاف الفرعي	قيمة m_l	عدد المدارات $(2l + 1)$	الحد الأقصى للإلكترونات في كل غلاف فرعي
0	s	0	1	2
1	p	$-1, 0, 1$	3	6
2	d	$-2, -1, 0, 1, 2$	5	10
3	f	$-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$	7	14



آخر أعداد الكم هو عدد الكم المغزلي (m_s)، الذي يحدِّد العزم الزاوي الداخلي للإلكترون. كل مدار ذري يمكن أن يحتوي على إلكترون يدور لأعلى $\left(m_s = +\frac{1}{2}\right)$ وإلكترون ثانٍ يدور لأسفل $\left(m_s = -\frac{1}{2}\right)$.

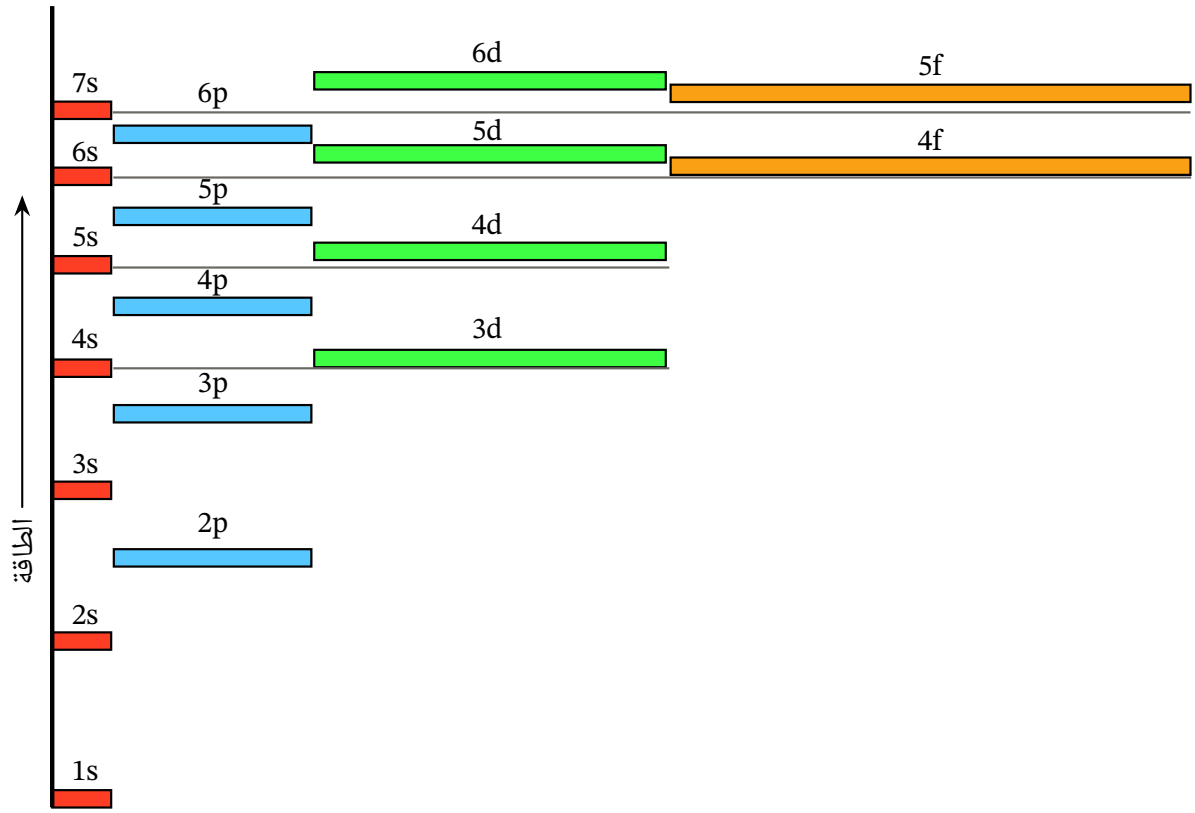
ينص مبدأ باولي للاستبعاد على أنه لا يوجد إلكترونان في أي ذرة أو أيون لهما المجموعة نفسها من أعداد الكم الأربعة. وكل مدار ذري في أي ذرة له مجموعته الخاصة من أعداد الكم n، l، m_l، وكل مدار ذري يمكن أن يحمل إلكترونًا في حالة دوران لأعلى $\left(m_s = +\frac{1}{2}\right)$، وإلكترونًا ثانيًا في حالة دوران لأسفل $\left(m_s = -\frac{1}{2}\right)$.

تعريف: مبدأ باولي للاستبعاد

ينص مبدأ باولي للاستبعاد على أنه لا يُوجَد إلكترونان في أي ذرة أو أيون لهما المجموعة نفسها من أعداد الكم الأربعة (n، l، m_l، m_s).

ويمكن فهم مبدأ باولي للاستبعاد بسهولة إذا نظرنا إلى الإلكترونين في ذرة هليوم منفردة. إن إلكترونَي ذرة الهليوم يشغلان المدار الذري نفسه. كلا الإلكترونين يقع في المدار الذري 1s. وهذا يعني أن لهما نفس عدد الكم الرئيسي، وكذلك عدد الكم الثانوي. ويعني هذا أيضًا أن لهما نفس عدد الكم المغناطيسي. لكلٍّ من الإلكترونين، عدد الكم الرئيسي يساوي واحدًا ($n = 1$)، وعدد الكم الثانوي يساوي صفرًا ($l = 0$). وكلاهما له عدد كم مغناطيسي يساوي صفرًا ($m_l = 0$). لكن لا يمكن أن يشتركا في المجموعة نفسها من أعداد الكم الأربعة. يجب أن يختلف عدد الكم المغزلي لكلٍّ منهما. ولا بد أن تكون لهما حالتا دوران مختلفتان. وهذا بالفعل صحيح. يكون إلكترون واحد من إلكترونَي الهليوم في حالة دوران إلى الأعلى $\left(m_s = +\frac{1}{2}\right)$، في حين يكون الإلكترون الآخر في حالة دوران إلى الأسفل $\left(m_s = -\frac{1}{2}\right)$. يقع إلكترونا ذرة الهليوم في المدار الذري نفسه، لكنهما يمتثلان لمبدأ استبعاد باولي؛ لأن عدد الكم المغزلي لكلٍّ منهما مختلف عن الآخر.

وينص مبدأ أوفباو على أن إلكترونات أي ذرة يجب أن تملأ المدارات الذرية الأقل طاقةً قبل أن يمكنها ملء المدارات الذرية الأعلى طاقةً. ستملأ الإلكترونات دائمًا المدار الذري الأقل طاقةً، s1، أولًا، ثم تملأ المدارين الذريين الأعلى منه في الطاقة؛ وهما s2 وp2. ويوضِّح الشكل الآتي القيم النسبية للطاقة لأول 18 غلافًا إلكترونيًا فرعيًا.



تعريف: مبدأ أوفباو

ينص مبدأ أوفباو على أن الإلكترونات تملأ المدارات الذرية الأقل طاقةً قبل أن تملأ المدارات الذرية الأعلى طاقةً.

يمكن استخدام مخطط مستويات الطاقة لفهم أن الإلكترونات ستملأ دائمًا الغلاف الفرعي s1 قبل أن تبدأ في ملء الغلاف الفرعي s2، وأن الغلاف الفرعي p2 سيُملأ بالإلكترونات بعد الغلاف الفرعي s2 دائمًا. ويمكن أيضًا أن نستخدم مخطط مستويات الطاقة لنستدل على أن ترتيب الملء لا يكمل بهذا الترتيب دائمًا. بعض المدارات الذرية التي لها أعداد كم رئيسية عالية نسبيًا ينبغي ملؤها قبل مدارات ذرية أخرى لها أعداد كم رئيسية أقل. على سبيل المثال، المدار الذري s4 يمتلئ قبل المدار d3؛ لأن قيمة طاقة المدار الذري s4 أقل.

وقد يبدو الموضع النسبي للأغلفة الفرعية على مخطط مستويات الطاقة مربكًا، لكن يمكن فهمه بقاعدة $n + l$ البسيطة نسبيًا. تنص قاعدة $n + l$ على أن طاقة أي غلافٍ فرعي تحدَّد بأنها مجموع عدد الكم الرئيسي وأعداد الكم الفرعية له $(n + l)$. ويوضِّح الجدول الآتي مجموع قيم $n + l$ للمدارات السبعة الأقل طاقةً. يوضِّح لنا الجدول أن المدارين الذريين الأقل طاقةً لهما أقل قيمتين لـ $n + l$. المدار الذري s1 تساوي قيمة $n + l$ له واحدًا (1)، في حين أن المدار الذري s2 تُساوي قيمة $n + l$ له اثنين (2). وهذا يفسِّر ملء الغلافين s1 وs2 أولًا. ويوضِّح الجدول أيضًا أن المدار الذري s4 تُساوي قيمة $n + l$ له أربعة (4)، والمدار الذري d3 تُساوي قيمة $n + l$ له خمسة (5). إذن ينبغي ملء المدار الذري d3 قبل المدار الذري s4؛ لأن قيمة $n + l$ للمدار d3 أقل. يمكن توسيع هذا الجدول لتحديد ترتيب الأنواع الأخرى من المدارات الذرية.

$n+l$	l	n	الغلاف الفرعي
1	0	1	1s
2	0	2	2s
3	1	2	2p
3	0	3	3s
4	1	3	3p
4	0	4	4s
5	2	3	3d

ستلاحظ هنا أن بعض المدارات الذرية لها نفس قيمة $n+l$. لكن هذه ليست مشكلة كما يبدو. يقول علماء كيمياء الكم إن علينا المقارنة بين أعداد الكم الرئيسية في حالة تساوي المدارات في قيمة $n+l$. المدار الأعلى في الطاقة هو المدار الذي له عدد الكم الرئيسي الأكبر. يوضِّح الجدول أن المدارين p2 وs3 متساويان في قيمة $n+l$. قيمة $n+l$ لكلٍّ منهما تُساوي ثلاثة ($n+l=3$). لكن هذا لا يعني أن لهما الطاقة نفسها. لكلٍّ منهما قيمة مختلفة للطاقة؛ لأن عدد الكم الرئيسي لكلٍّ منهما مختلف عن الآخر. المدار s3 طاقته أعلى؛ لأن عدد الكم الرئيسي له أكبر. عدد الكم الرئيسي للمدار s3 ثلاثة، وعدد الكم الرئيسي للمدار p2 اثنان.

مثال ١: فهم واستخدام قاعدة أوفباو

تُحدّد طريقة أوفباو الترتيب الذي تُملأ به المدارات الإلكترونية.

١. ما المدار الذي يُملَأ بعد المدار s1؟

أ. s2
ب. p2
جـ. d1
د. p1

٢. ما المدار الذي يُملَأ بعد المدار p2؟

أ. s2
ب. d3
جـ. s3
د. p3
هـ. d2

٣. ما المدار الذي يُملَأ بعد المدار p3؟

أ. d3
ب. s4
جـ. p4

د. $3s$

هـ. $4d$

الحل

الجزء الأول

ينص مبدأ أوفباو على أن الأغلفة الفرعية المنخفضة الطاقة تُملأ أولًا، والأغلفة الفرعية الأعلى طاقةً تُملأ بعدها. يمكن استخدام مبدأ أوفباو مع مخطط مستويات الطاقة لتحديد كيف تمتلئ المدارات الذرية تِباعًا بالإلكترونات. يوضِّح مخطط مستويات الطاقة للأغلفة الفرعية أن طاقة الغلاف الفرعي $2s$ أعلى قليلًا من طاقة الغلاف الفرعي $1s$. وهذا يُشير إلى أن الغلاف الفرعي $2s$ سيمتلئ بالإلكترونات بعد المدار الذري $1s$ مباشرةً، وأن الخيار أ هو الإجابة الصحيحة للجزء الأول من هذا السؤال.

الجزء الثاني

يوضِّح مخطط مستويات الطاقة للأغلفة الفرعية أن طاقة الغلاف الفرعي $3s$ أعلى قليلًا من طاقة الغلاف الفرعي $2p$. وهذا يُشير إلى أن الغلاف الفرعي $3s$ سيمتلئ بالإلكترونات بعد المدار الذري $2p$ مباشرةً، وأن الخيار ج هو الإجابة الصحيحة للجزء الثاني من هذا السؤال.

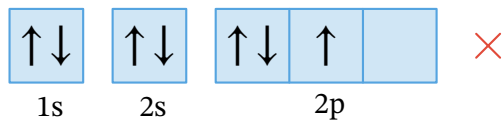
الجزء الثالث

يوضِّح مخطط مستويات الطاقة أن طاقة الغلاف الفرعي $4s$ أعلى بقليل من طاقة الغلاف الفرعي $3p$. وهذا يُشير إلى أن الغلاف الفرعي $4s$ سيمتلئ بالإلكترونات بعد الغلاف الفرعي $3p$، وأن الخيار ب هو الإجابة الصحيحة للجزء الثالث من هذا السؤال.

وتنص قاعدة هوند على أن الإلكترونات ستشغل منفردة الغلاف الإلكتروني الفرعي في حالة دوران لأعلى، قبل أن يزدوج إلكترون آخر في الغلاف الفرعي، ويكون في حالة دوران لأسفل. ويمكن توضيح ذلك بمخططات بسيطة. يمثِّل الشكلان الآتيان المدارات الذرية في صورة مربعات صغيرة، والإلكترونات في صورة أسهم أحادية الرأس. الإلكترونات التي في حالة دوران لأعلى ممثَّلة بأسهم تُشير لأعلى (↑)، والإلكترونات التي في حالة دوران لأسفل ممثَّلة بأسهم تُشير لأسفل (↓). يقارِن هذان الشكلان بين التوزيع الإلكتروني الصحيح والخاطئ في ذرة نيتروجين. ويتضح أن الإلكترونات الموجودة في المدار p تشغل منفردة جميع مدارات p، بدلًا من أن تزدوج وتملأ أحد المدارات وتشغل منفردة مدارًا آخر.

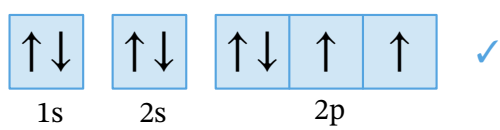
النيتروجين

النيتروجين



ويوضِّح الشكل الآتي التوزيع الإلكتروني لذرة الأكسجين، لتوصيل الفكرة بالكامل. ذرة الأكسجين لها أربعة إلكترونات في المدار p. ثلاثة من إلكتروناتها في المدار p في حالة دوران لأعلى، والإلكترون الأخير في حالة دوران لأسفل. ويُجبَر الإلكترون الأخير على أن يكون في حالة دوران لأسفل لتقليل قوة التنافر بين الإلكترونين في أحد المدارات الذرية في p2.

الأكسجين



تعريف: قاعدة هوند

تنص قاعدة هوند على أن الأغلفة الإلكترونية الفرعية تشغلها إلكترونات منفردة في حالة دوران لأعلى (↑) قبل أن تزدوج بإلكترونات في حالة دوران لأسفل (↓).

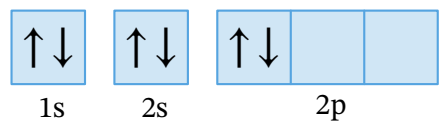
من الواضح أن الإلكترونات تقاوم ملء الغلاف الفرعي بزوجٍ منها إذا كان بإمكانها شغلها منفردة. ويرجع ذلك إلى قوى التنافر بين زوجَي الإلكترونات في المدار الذري الواحد. هيا نُلقِ نظرة على الغلاف الفرعي في ذرة نيتروجين واحدة. الغلاف الفرعي p2 له طاقة نظام أقل نسبيًّا إذا كان يحتوي على ثلاثة إلكترونات في حالة دوران لأعلى؛ لوجود قوى تنافر ضعيفة نسبيًّا بين هذه الإلكترونات الثلاثة. وسيكون للغلاف الفرعي p2 طاقة نظام أعلى إن احتوى على إلكترونين في حالة دوران لأعلى، وإلكترون في حالة دوران لأسفل؛ لأن أحد المدارات الذرية سيشغله إلكترونان. وسيكون للمدار الذري طاقة نظام عالية؛ لأن به إلكترون في حالة دوران لأعلى، وآخر في حالة دوران لأسفل. وستكون له طاقة عالية؛ لأنه يحتوي على إلكترونين يتنافران.

وقد نفترض خطأً أن ذرة الأكسجين يمكن أن تكون لها طاقة نظام أقل نسبيًّا إن احتوت على ثلاثة إلكترونات في الغلاف الفرعي p2 وإلكترون واحد في الغلاف الفرعي s3. وهذا يبدو افتراضًا منطقيًّا؛ لأن الأكسجين في نهاية المطاف لن يوجد به أي مدار ذري في الغلافين الفرعيين p2 وs3 يشغله زوجٌ من الإلكترونات. وهذا الافتراض، الذي يبدو منطقيًّا، غير صحيح على الإطلاق. طاقة الغلاف الفرعي s3 أعلى بكثير من طاقة الغلاف الفرعي p2، وفي النهاية ستكون طاقة النظام

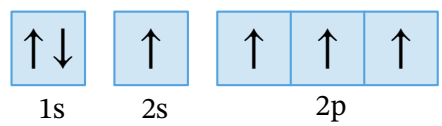
لذرة الأكسجين عالية للغاية إن شَغَل إلكترون أو أكثر الغلاف الفرعي 3s. يكون للذرات طاقة نظام عالية نسبيًا عندما تزدوج الإلكترونات في مداراتها، لكن طاقة النظام تكون أعلى أيضًا إن وُضِعت هذه الإلكترونات نفسها في أغلفة فرعية أعلى.

مثال ٢: فَهْم كيف تملأ الإلكترونات المدارات الذرية تِباعًا

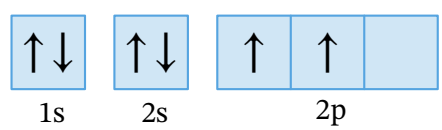
أيُّ شكل يوضِّح الموضع الصحيح لأول ستة إلكترونات في التمثيل الخطي الآتي للتوزيع الإلكتروني لأحد العناصر؟



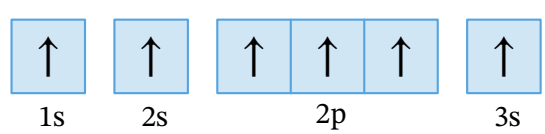
أ



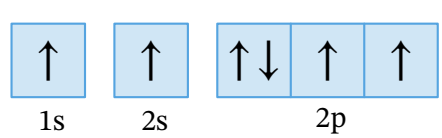
ب



ج



د



هـ

الحل

ينص مبدأ أوفباو على أن الإلكترونات يجب أن تملأ المدارات الذرية المنخفضة الطاقة قبل أن تملأ المدارات الذرية الأعلى طاقةً. وهذا يعني أن الإلكترونات يجب أن تملأ الغلافين الفرعيين s1 وs2 الأقل طاقةً قبل ملء الغلاف الفرعي p2 الأعلى طاقةً. وتنص قاعدة هوند على أن الإلكترونات تشغل منفردة المدارات الذرية لغلاف فرعي قبل أن تزدوج الإلكترونات فيه. يجب أن يمتلئ الغلاف الفرعي p2 بإلكترونات في حالة دوران لأعلى قبل ملئه بإلكترونات في حالة دوران لأسفل. الخيار ج لا يُخالف هاتين القاعدتين لكيمياء الكم؛ ومن ثَمَّ، يمكننا تحديد أنه الإجابة الصحيحة لهذا السؤال.

يمكننا تمثيل التوزيع الإلكتروني الكامل عن طريق كتابة الأغلفة الفرعية بالترتيب، واستعمال الأرقام العلوية لتوضيح عدد الإلكترونات في كل غلاف فرعي. ويوضِّح الجدول الآتي التوزيعات الإلكترونية للعناصر، التي تشكِّل الدورة الثانية من الجدول الدوري.

العنصر	التوزيع الإلكتروني
Li	$1s^2 2s^1$
Be	$1s^2 2s^2$
B	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$

يمثِّل الرمز الأساسي الغلاف الفرعي، ويمثِّل الرقم العلوي عدد الإلكترونات في هذا الغلاف الفرعي. من المهم أن نؤكِّد هنا أن هناك طريقتين شائعتين لكتابة التوزيعات الإلكترونية. ويمكننا التعرُّف على هاتين الطريقتين بتناوُل التوزيع الإلكتروني للكريبتون. يمكن كتابة التوزيع الإلكتروني للكريبتون على الصورة $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

ويمكننا أيضًا كتابة التوزيع الإلكتروني للكريبتون على الصورة $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

التتابُع الأول مرتَّب بدلالة موضع العنصر في الجدول الدوري، والتتابع الثاني مرتَّب بدلالة الزيادة في أعداد الكم. سنختار توضيح التوزيع الإلكتروني بدلالة الموضع في الجدول الدوري هنا؛ لأنها الطريقة الأكثر شيوعًا والأسهل في الفهم على ما يبدو.

يمكن أن يطول التوزيع الإلكتروني للذرات عندما نتعامل مع عناصر عددها الذري كبير. ومن السهل أحيانًا استخدام رموز الغازات النبيلة بين قوسين لتمثيل الإلكترونات الأساسية لعنصر ما، بدلًا من تمثيل منفصل لكل غلاف فرعي.

يمكننا تمثيل البوتاسيوم بالتوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^1$ بدلًا من التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. ويمكننا تمثيل الروبيديوم بالتوزيع الإلكتروني $[Kr]\ 5s^1$ بدلًا من التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$. ويمكننا تمثيل السيزيوم بالتوزيع الإلكتروني $[Xe]\ 6s^1$، والفرانسيوم بالتوزيع الإلكتروني $[Rn]\ 7s^1$. ويوضِّح الجدول الآتي التوزيعات الإلكترونية لعناصر المجموعة 1. يوضِّح الجدول التوزيعات الإلكترونية الكاملة والمختصرة.

الترميز المختصر	التوزيع الإلكتروني	العنصر
$[He]\ 2s^1$	$1s^2 2s^1$	Li
$[Ne]\ 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Na
$[Ar]\ 4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	K
$[Kr]\ 5s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	Rb
$[Xe]\ 6s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	Cs
$[Rn]\ 7s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$	Fr

مثال ٣: تحديد التوزيع الإلكتروني المختصر لذرة البوتاسيوم

ذرة البوتاسيوم لها التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. كيف يُمكِن أيضًا تمثيل التوزيع الإلكتروني هذا؟

أ. $[Ar\ 4s^1]$

ب. $[Ar]\ 4s^1$

ج. $[Ne]2\ 4s^1$

د. $[Ne]\ 4s^1$

هـ. $[Kr]\ 4s^1$

الحل

يمكن كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة متعادلة الشحنة حتى يتضمَّن رموز جميع الأغلفة الفرعية المساهمة في الذرة، أو يمكن كتابته بصورة مختصرة جدًّا برموز الغازات النبيلة الموضوعة بين قوسين. يُستخدَم رمز الغاز النبيل بين قوسين لتمثيل الإلكترونات الأساسية لعنصر. التوزيع الإلكتروني لذرة البوتاسيوم $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. ويمكن تمثيل إلكتروناتها الأساسية ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) برمز الغاز النبيل [Ar]. ويجب إظهار إلكترون التكافؤ $4s^1$ بوضوح في الحالتين؛ سواء كتبنا التوزيع الإلكتروني كاملًا أو بالرمز المختصر للغاز النبيل [Ar]. يتضمَّن الخيار ب الرمزين [Ar] و$4s^1$، ويمكننا استخدام هذه المعلومات لتحديد أن الخيار ب هو الإجابة الصحيحة لهذا السؤال.

يمكن إزالة الإلكترونات من ذرة خلال التفاعل الكيميائي أو عند قصف الذرة بأنواع مختلفة من الإشعاع المؤين. وتفقد ذرة العنصر إلكترونات التكافؤ في كل الحالات تقريبًا قبل فقدانها أي إلكترونات أساسية. المغنيسيوم فلزٌّ من فلزات المجموعة الثانية توزيعه الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. وعادةً ما تفقد ذرات المغنيسيوم المتعادلة الشحنةِ إلكترونَي الغلاف الفرعي 3s عند تفاعلها مع ذرات اللافلزات وتكوِّن مركبات أيونية. تفقد ذرة المغنيسيوم الإلكترونين في الغلاف الفرعي 3s، ويتكوَّن أيون Mg^{2+}، وتوزيعه الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$.

مثال ٤: تحديد عنصر كيميائي من التوزيع الإلكتروني للأيون

أي عنصر يُمثَّل بـ Z، ويُكوِّن أيون Z^{2+} بالتوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$؟

أ. المغنيسيوم

ب. الكالسيوم

جـ. الصوديوم

د. البريليوم

هـ. الألومنيوم

الحل

يمكن أن تفقد الذرات الإلكترونات إما عند تفاعلها مع العناصر الأخرى وإما عند قصفها بالإشعاع المؤين. تكوِّن الذرات أيونات +1 حين تفقد إلكترونًا واحدًا، وأيونات +2 حين تفقد إلكترونين. هذه العبارة تُشير إلى أن العنصر Z عدد الإلكترونات به يزيد باثنين على عدد الإلكترونات في الأيون Z^{2+}. إذن لا بد أن العنصر Z له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$؛ لأن توزيعه الإلكتروني بعد فقدان إلكترونين $1s^2 2s^2 2p^6$، والغلاف الفرعي s3 يمتلئ بالإلكترونات بعد الغلاف الفرعي p2. والتوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ يرتبط بعنصر المغنيسيوم؛ من ثَمَّ، يمكننا تحديد أن الخيار أ هو الإجابة الصحيحة لهذا السؤال.

يمكن استخدام الإشعاع المؤين لإزاحة كلٍّ من إلكترونات التكافؤ وإلكترونات الأغلفة الداخلية تباعًا من ذرة متعادلة الشحنة. وطاقة التأيُّن الأولى هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرة غاز متعادلة الشحنة. وهي تحدِّد كمية الطاقة اللازمة لتكوين كاتيون شحنته +1 من ذرة غاز متعادلة الشحنة. ويمكن وصف طاقة التأيُّن الأولى بالمعادلة العامة الآتية، التي تَستعمل الرمز X لتمثيل ذرة متعادلة الشحنة:

$$X(g) \longrightarrow X^{+}(g) + e^{-}$$

وتُحدِّد طاقة التأيُّن الثانية كمية الطاقة اللازمة لتكوين أيون حالة شحنته +2 من أيون حالة شحنته +1. وتُحدِّد طاقة التأيُّن الثالثة كمية الطاقة اللازمة لتكوين أيون حالة شحنته +3 من أيون حالة شحنته +2. وتُحدِّد طاقة التأيُّن nth كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة أو أيون حالة شحنته $n - 1$. وتزداد قيم طاقة التأيُّن بنزع الإلكترونات تباعًا من أي ذرة. طاقة التأيُّن الأولى منخفضة نسبيًّا، وطاقة التأيُّن الثانية والثالثة أكبر بكثير.

وتُنزَع الإلكترونات دائمًا من الغلاف الإلكتروني الخارجي قبل نزعها من أي غلاف من الأغلفة الإلكترونية الداخلية. وعادةً ما تُنزَع الإلكترونات من الغلاف الفرعي p لمستوى الطاقة قبل نزعها من الغلاف الفرعي s، ثم الغلاف الفرعي d. ستفقد ذرة الكربيتون الإلكترونات من الغلاف الفرعي p4 قبل أن تفقد أي إلكترونات من الغلاف الفرعي s4، وستفقد ذرة الروبيديوم الإلكترونات من الغلاف الفرعي s5 قبل أن تفقد أي إلكترونات من الغلاف الفرعي p4.

مثال ٥: تحديد المدارات التي تخضع إلكتروناتها للتأيُّن

طاقة التأيُّن الرابعة لعنصر الألومنيوم مقدارها 154 eV تقريبًا. من أي مدار يُنزَع الإلكترون؟

أ. p2

ب. p3

جـ. s2

د. s3

الحل

قد تفقد الذرات والأيونات الإلكترونات عند قصفها بأنواع مختلفة من الإشعاع المؤين. وتُحدِّد طاقة التأيُّن nth كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة أو أيون حالة شحنته $n - 1$. وتُحدِّد طاقة التأيُّن الرابعة كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من أيون حالة شحنته +3.

والألومنيوم توزيعه الإلكتروني [Ne] $3s^2 3p^1$، وأيون الألومنيوم +3 يجب أن يكون توزيعه الإلكتروني [Ne]؛ لأن إلكترونات التكافؤ الخارجية تُنزَع دائمًا قبل إلكترونات الأغلفة الداخلية. إذن يمكننا أن نقول إن طاقة التأيُّن الرابعة تَصِف حالة يُنزَع فيها إلكترون واحد من نظام توزيعه الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$؛ لأن هذا يُطابِق رمز غاز النيون النبيل الموضوع بين قوسين. ولا بد من نزع الإلكترون الرابع من الغلاف الفرعي p2؛ لأنه لن يُنزَع من الغلاف الإلكتروني $n = 1$ إن أمكن نزعه من الغلاف الإلكتروني $n = 2$. وأيضًا لن يُنزَع من الغلاف الفرعي s في مستوى الطاقة $n = 2$ إن أمكن نزعه من الغلاف الفرعي p في مستوى الطاقة $n = 2$. يمكن استخدام هذا المنطق لتحديد أن الخيار أ هو الإجابة الصحيحة لهذا السؤال.

ويمكن أيضًا استثارة الإلكترونات لتنتقل من مدارٍ ذري إلى مدارٍ ذري مختلف تمامًا، عند امتصاصها فوتونات أو اصطدامها بذرات أو جسيمات أخرى قريبة. والإلكترون المُثار يكون في حالة غير مستقرة، وعادةً ما تنبعث منه الفوتونات ويعود إلى غلافه الفرعي الأصلي بسرعة كبيرة. ويسهل نسبيًا تحديد التوزيع الإلكتروني للذرة المثارة؛ لأن توزيعها الإلكتروني لا يمتثل لمبدأ أوفباو. ستحتوي بعض الأغلفة الفرعية العالية الطاقة على إلكترون واحد على الأقل، في حين لن تكتمل الأغلفة الفرعية المنخفضة الطاقة بالإلكترونات.

ذرات النيتروجين غير المثارة توزيعها الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^3$ دائمًا، ولكن يمكن أن يكون التوزيع الإلكتروني لذرة نيتروجين مثارة $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$ أو $1s^2 2s^2 2p^2 3p^1$. يُثار إلكترون من الغلاف الفرعي p2 لينتقل إلى الغلاف الفرعي s3 في المثال الأول، ويُثار إلكترون من الغلاف الفرعي p2 لينتقل إلى الغلاف الفرعي p3 في المثال الثاني.

وينبغي توضيح أن الذرات يمكن أن يكون لها أحيانًا نفس التوزيع الإلكتروني لأيون عنصر مختلف تمامًا. الذرات المتعادلة الشحنة لعنصرٍ يمكن أن تفقد أو تكتسب بعض الإلكترونات للحظات، ليصبح عدد إلكتروناتها وتوزيعها الإلكتروني مماثلًا لعنصر آخر. وتُوصَف الأنظمة المختلفة للذرات والأيونات بأنها متكافئة الإلكترونات عندما يكون لها العدد نفسه من الإلكترونات والتوزيع الإلكتروني نفسه. فأيون المغنيسيوم Mg^{2+} متكافئ الإلكترونات مع أيون الفلور السالب (F^-) وذرات النيون المتعادلة (Ne). كلُّ نظام منها توزيعه الإلكتروني [Ne] أو $1s^2 2s^2 2p^6$.

تعريف: الأنظمة المتكافئة الإلكترونات

الأنظمة المتكافئة الإلكترونات لها العدد نفسه من الإلكترونات والتوزيع الإلكتروني نفسه.

النقاط الرئيسية

- ينص مبدأ الاستبعاد لباولي على أن كل إلكترون في أي ذرة أو أيون ينبغي أن تكون له مجموعة مختلفة من أعداد الكم الأربعة (n، l، m_l، m_s).
- ينص مبدأ أوفباو على أن الإلكترونات تملأ المدارات الذرية الأقل طاقةً قبل أن تملأ أيًّا من المدارات الذرية الأعلى طاقةً.
- يمكن تمثيل التوزيعات الإلكترونية تمثيلًا تخطيطيًّا، أو التعبير عنها في صورة سلسلة من الرموز المرتبة للأغلفة الفرعية.

- تنص قاعدة هوند على أن المدارات الذرية في أي غلاف فرعي تشغلها إلكترونات منفردة في حالة دوران لأعلى (↑) قبل أن تزدوج بإلكترونات أخرى في حالة دوران لأسفل (↓).
- التوزيع الإلكتروني لذرة متعادلة الشحنة لا يُطابِق التوزيع الإلكتروني لأيونات هذه الذرة.
- التوزيع الإلكتروني لذرة مُثارة لا يُطابِق التوزيع الإلكتروني لذرة غير مُثارة.
- الأنظمة المتكافئة الإلكترونات تحتوي على العدد نفسه من الإلكترونات والتوزيع الإلكتروني نفسه.