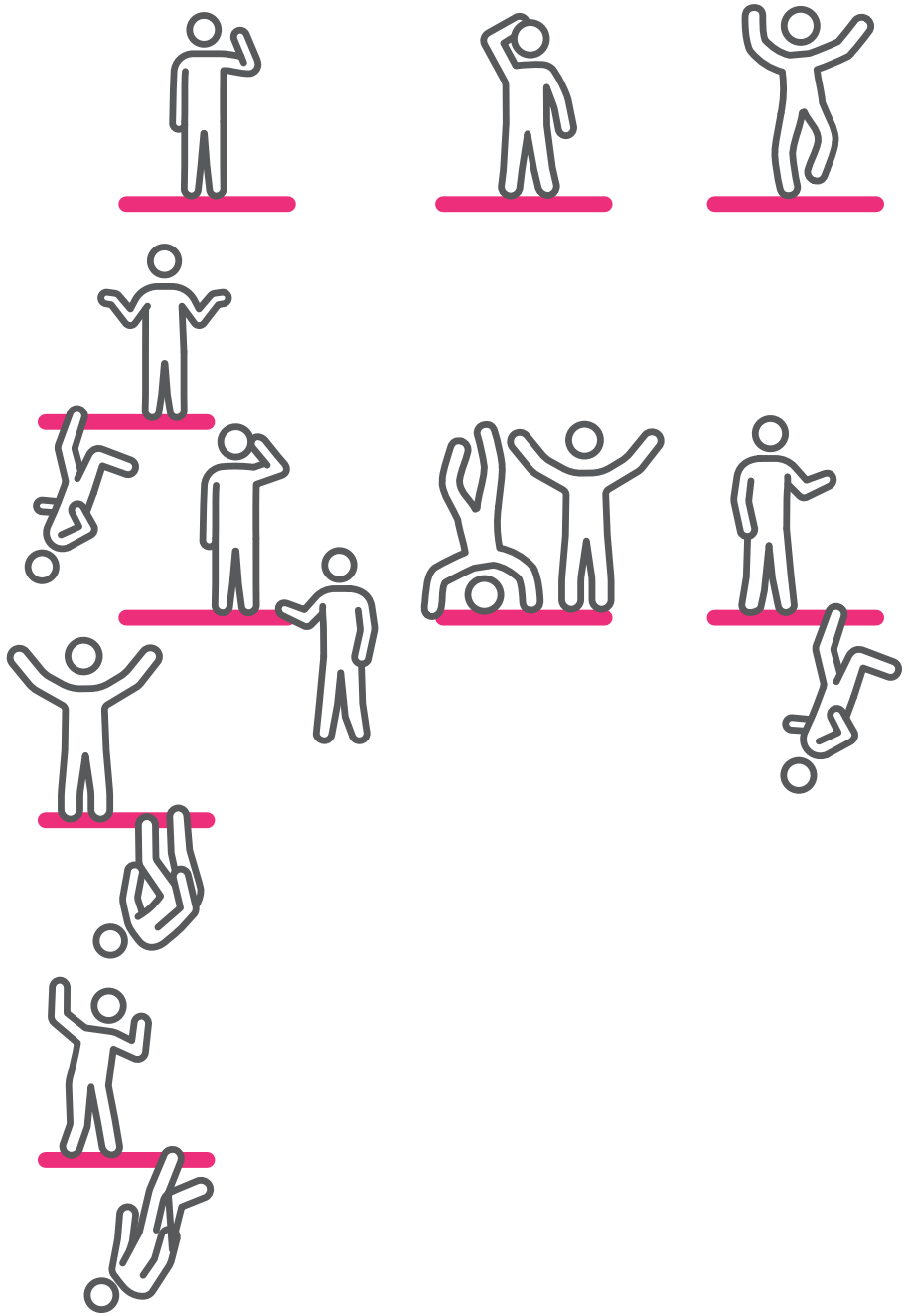


التوزيعات الإلكترونية

أهداف الدرس

ستتمكَّن من:

- ربط أفكار الأغلفة الإلكترونية بالتوزيع الإلكتروني
- وصف عدد المدارات الإلكترونية وتركيبها في إطار أعداد الكم الرئيسية
- وصف مستويات الطاقة الخاصة والتركيب لأعداد الكم الرئيسية والمدارات
- استخدام القواعد التي تحكم أي الإلكترونات تملأ المدارات أو تُفقد منها

المدار الذري

أوضح علماء من بينهم لويس دي برولي وإروين شرودينجر أن الإلكترونات لها خواص كلٍّ من الموجات والجسيمات.

واقترحوا أن الذرات ينبغي وصفها 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.

أعداد الكم

اقترح علماء كيمياء الكم أربعة أعدادِ كمٍّ يمكن أن تَصِف الأنواع المختلفة من المدارات الذرية، وكيف تمتلئ المدارات الذرية تباعًا بالإلكترونات؟

هذه هي أعداد الكم الأربعة:

- عدد الكم الرئيسي (n).
- عدد الكم الثانوي (l).
- عدد الكم المغناطيسي (m_l).
- عدد الكم المغزلي (m_s).

عدد الكم الرئيسي (n)

يحدد حجم كل غلافٍ إلكتروني ومداه.

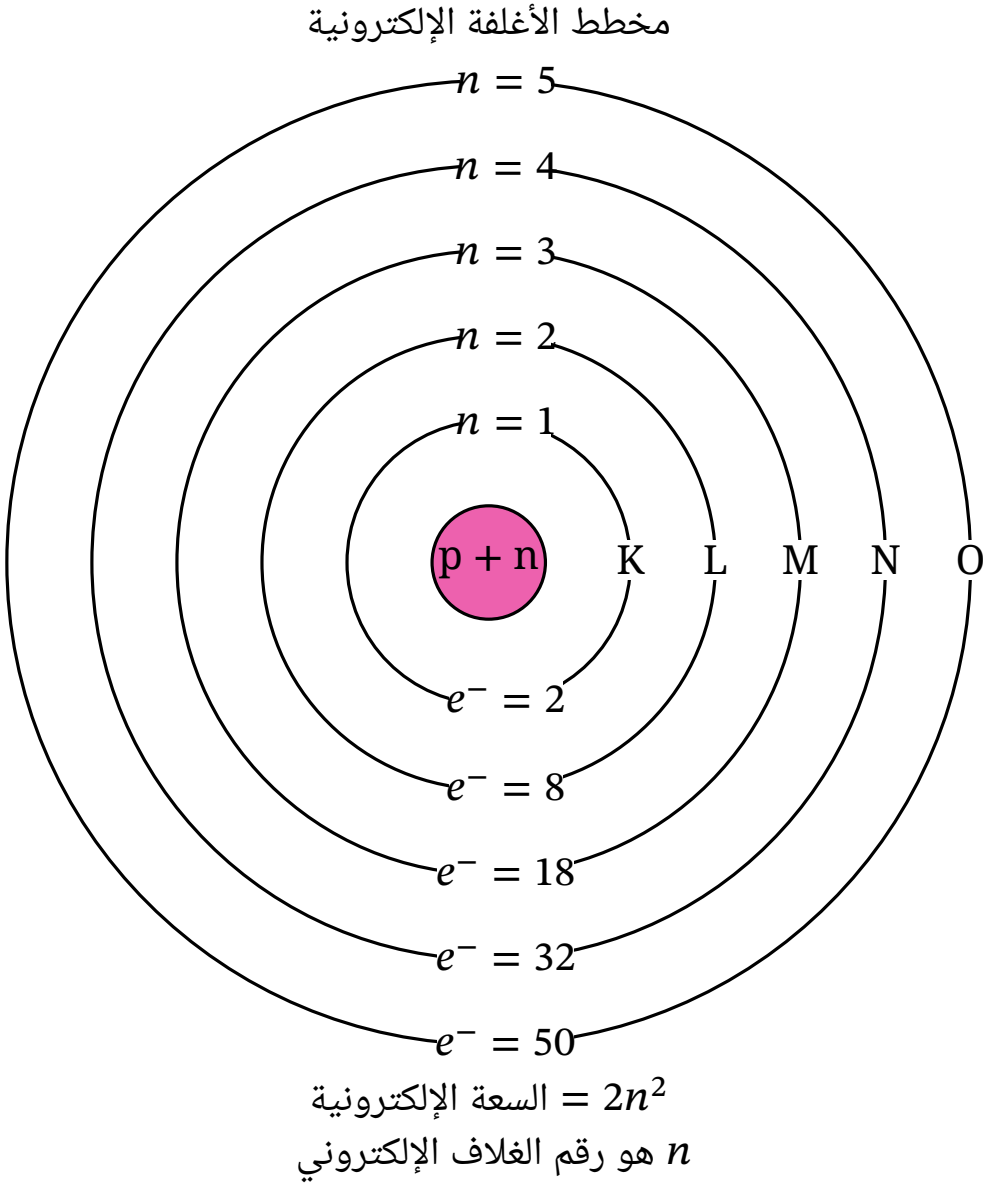
ويمكن تربيع عدد الكم الرئيسي n لتحديد عدد الأغلفة الفرعية التي يمكن أن تُوجَد في أي غلاف إلكتروني.

ويمكننا أيضًا تربيع هذا العدد وضربه في اثنين $2n^2$ لتحديد أقصى عدد ممكن من الإلكترونات في الغلاف الإلكتروني أو مستوى الطاقة الواحد.

يأتي في صورة قيم صحيحة: 1، 2، 3، ...، 7 ويمكن تسميته بالحروف K، L، M، N، O، P على الترتيب.

عدد الكم الرئيسي (n) (متابعة)

يلخص الجدول والمخطط الآتيان عدد المدارات والإلكترونات في أول خمسة مستويات من الطاقة:



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
4	N	16	32
5	O	25	50

عدد الكم الرئيسي (n) (متابعة)

الجدول الدوري لا يحتوي على أي عنصر به الغلاف O $(n = 5)$ مكتمل بالإلكترونات.

سوف تكون الذرة غير مستقرة للغاية إذا زاد عدد الإلكترونات في أي مستوى من مستويات الطاقة عن 32 إلكترونًا.

تركِّز معظم مراجع الكيمياء على الأغلفة الإلكترونية الأربعة الأولى؛ لأن هناك العديد من العناصر التي تكتمل بها الأغلفة K، L، M، N.

عدد الكم الثانوي (l)

يحدد عدد الكم الثانوي (l) شكل المدار الذري.

وهذا العدد يمكن أن يُساوي أي عدد صحيح بين صفر و$n - 1$.

يمكن تسميته أيضًا بالحروف s ،p ،d ،f.

ويمكن تلخيص الأغلفة الفرعية الأربعة الأقل من حيث قيمة l في الجدول المقابل.

قيمة l	الغلاف الفرعي
0	s
1	p
2	d
3	f

عدد الكم الثانوي (l) (متابعة)

وإن 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.

عدد الكم الثانوي (l) (متابعة)

ويُوجَد اختلاف طفيف في الطاقة بين الأغلفة الفرعية في مستوى الطاقة نفسه.

يمكن ترتيب هذه الأغلفة الفرعية وفقًا لزيادة الطاقة على النحو الآتي:

$$s < p < d < f.$$

عدد الكم المغناطيسي (m_l)

يحدِّد عدد الكم المغناطيسي (m_l) عدد المدارات في كل غلافٍ فرعي.

كما أنه يحدِّد اتجاهها في الفراغ.

ويمكن أن يكون عدد الكم المغناطيسي أي عدد صحيح بين $-l$ و$+l$

ويمكن تحديد إجمالي عدد المدارات في كل غلاف فرعي من الصيغة $2l + 1$.

أيُّ مدار ذري يمكن أن يحتوي على إلكترونين بحدٍّ أقصى.

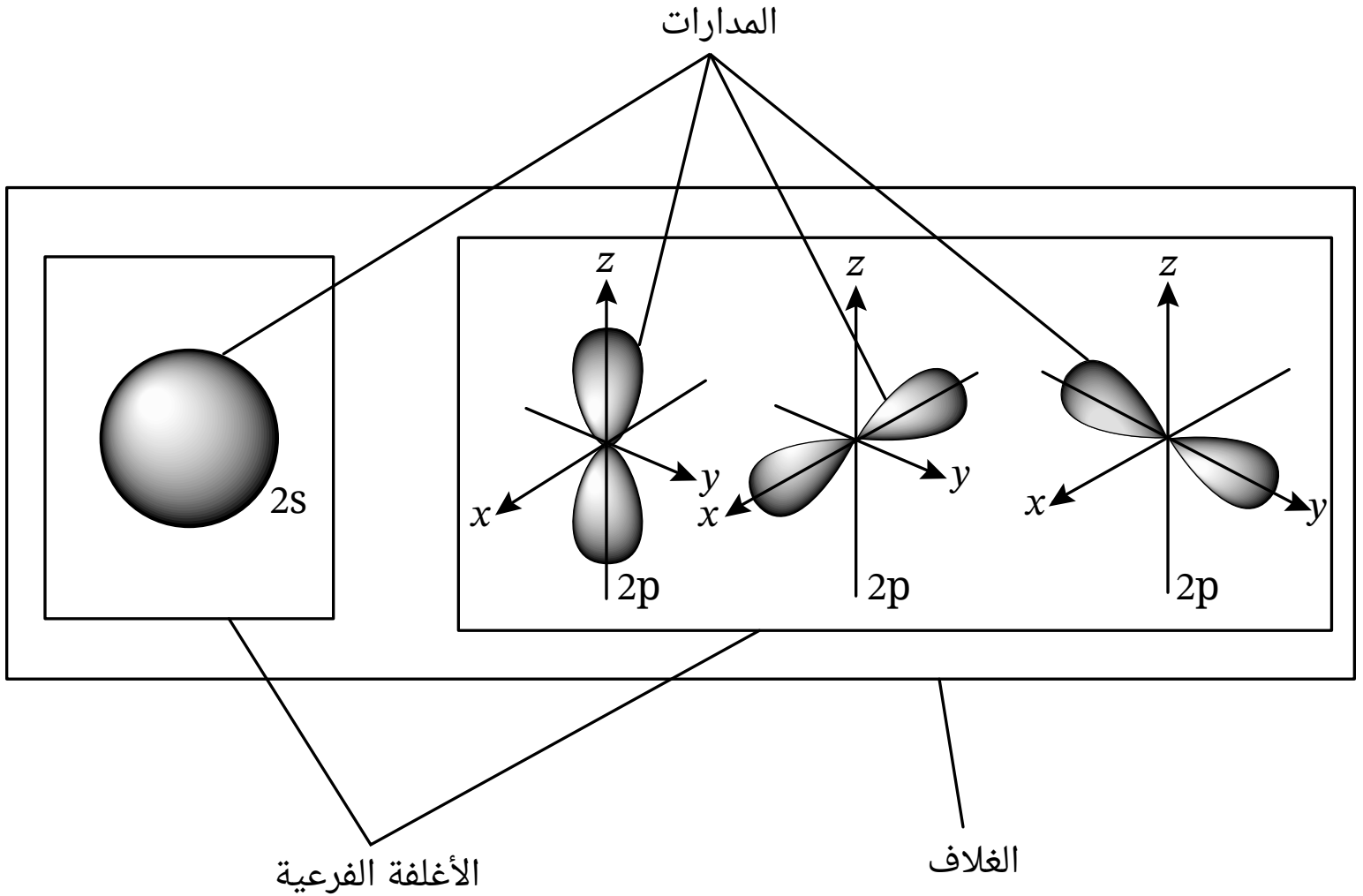
عدد الكم المغناطيسي (ml) (متابعة)

يلخص الجدول الآتي عدد المدارات والإلكترونات في كل غلاف فرعي:

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

عدد الكم المغناطيسي (m_l) (متابعة)

يمكن تمثيل عدد وشكل الغلافين الفرعيين s, p على النحو الآتي:



عدد الكم المغزلي (m_s)

يحدِّد عدد الكم المغزلي (m_s) العزم الزاوي الداخلي للإلكترون.

كل مدار ذري يمكن أن يحتوي على إلكترون يدور لأعلى $m_s = +\frac{1}{2}$ وإلكترون ثانٍ يدور لأسفل $m_s = -\frac{1}{2}$.

قواعد التوزيع الإلكتروني

هناك العديد من المبادئ والقواعد التي تنظم عملية التوزيع الإلكتروني في الذرة:

أ. مبدأ باولي للاستبعاد.
ب. مبدأ أوفباو.
ج. قاعدة هوند.

مبدأ باولي للاستبعاد

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

حتى بالنسبة إلى الإلكترونات الموجودة في نفس المدار، يكون لها نفس عدد الكم الرئيسي والثانوي والمغناطيسي لكنها تختلف في عدد الكم المغزلي.

يمثل الجدول المقابل أعداد الكم الأربعة لإلكترونين في ذرة هليوم.

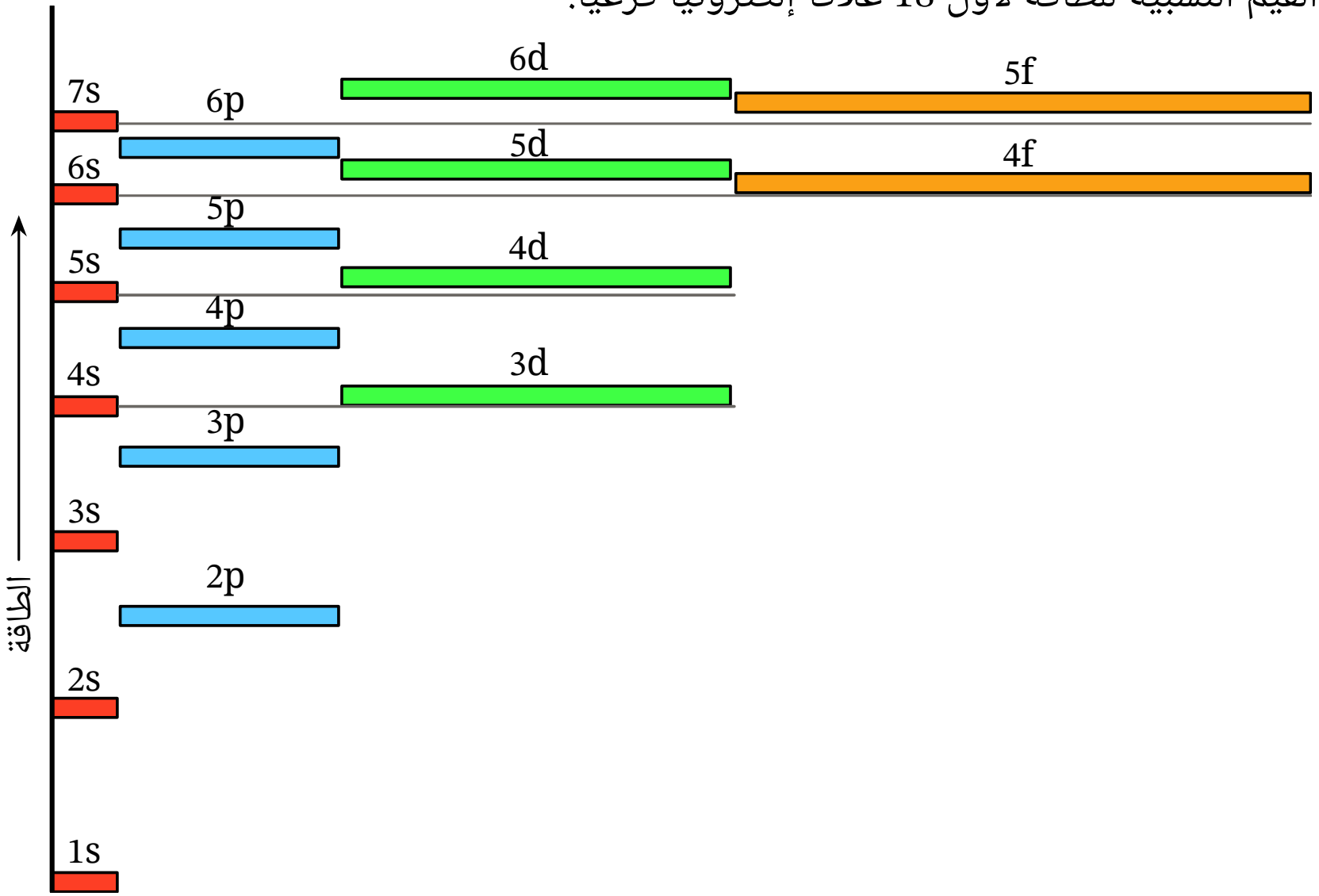
m_s	m_l	l	n	
$+\frac{1}{2}$	0	0	1	إلكترون يدور لأعلى (↑)
$-\frac{1}{2}$	0	0	1	إلكترون يدور لأسفل (↓)

تعريف: مبدأ أوفباو

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

مبدأ أوفباو

يوضِّح الشكل الآتي القيم النسبية للطاقة لأول 18 غلافًا إلكترونيًّا فرعيًّا.



مبدأ أوفباو (متابعة)

ونُدرك من مخطط مستويات الطاقة أن الإلكترونات ستملأ دائمًا الغلاف الفرعي 1s قبل أن تبدأ في ملء الغلاف الفرعي 2s، وأن الغلاف الفرعي 2p سيمتلئ بالإلكترونات بعد الغلاف الفرعي 2s دائمًا.

يوضح مخطط مستويات الطاقة أن ترتيب الملء ليس مُباشرًا. فبعض المدارات الذرية التي لها أعداد كم رئيسية عالية نسبيًّا مثل (4s)، ينبغي ملؤها قبل مدارات ذرية أخرى أعداد الكم الرئيسية لها أقل (3d).

يمكن فهم الموضع النسبي للأغلفة الفرعية على مخطط مستويات الطاقة بقاعدة $n + l$ البسيطة نسبيًّا.

قاعدة $n + l$

تنص قاعدة $n + l$ على أن طاقة أي غلافٍ فرعي تحدَّد بأنها مجموع عدد الكم الرئيسي وعدد الكم الثانوي له $(n + l)$.

ويوضِّح الجدول الآتي مجموع قيم $n + l$ للمدارات السبعة الأقل في الطاقة.

يوضِّح لنا الجدول أن المدارات الذرية الأقل في الطاقة لها أقل قيم لـ $n + l$ والعكس بالعكس.

$n + l$	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

قاعدة $n + l$ (متابعة)

ستلاحظ هنا أن بعض المدارات الذرية لها نفس قيمة $n + l$.

يقول علماء كيمياء الكم إن علينا المقارنة بين أعداد الكم الرئيسية في حالة تساوي المدارات في قيمة $n + l$.

لاحظ المثال الآتي:

يوضح الجدول المذكور سابقًا أن المدارين الذريين 2p، 3s لهما نفس قيمة $n + l$، وهي تساوي ثلاثة $(n + l = 3)$، لكن المدار 3s طاقته أعلى؛ لأن عدد الكم الرئيسي له أكبر.

مثال ١: فهم واستخدام مبدأ أوفباو

تحدد طريقة أوفباو الترتيب الذي تُملَأ به المدارات الإلكترونية.

1. ما المدار الذي يُملَأ بعد المدار 1s؟
   أ. 2s.
   ب. 2p.
   ج. 1d.
   د. 1p.
2. ما المدار الذي يُملَأ بعد المدار 2p؟
   أ. 2s.
   ب. 3d.
   ج. 3s.
   د. 3p.
   هـ. 2d.

مثال ١ (متابعة)

3. ما المدار الذي يُملَأ بعد المدار 3p؟
   أ. 3d.
   ب. 4s.
   ج. 4p.
   د. 3s.
   هـ. 4d.

الحل

الجزء الأول:

ينص مبدأ أوفباو على أن الأغلفة الفرعية المنخفضة الطاقة تُملأ أولًا، والأغلفة الفرعية الأعلى في الطاقة تُملأ بعدها.

يمكن استخدام مبدأ أوفباو مع مخطط مستويات الطاقة؛ لتحديد كيف تمتلئ المدارات الذرية تِباعًا بالإلكترونات.

مثال ١ (متابعة)

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 مباشرة، وأن الخيار ب هو الإجابة الصحيحة للجزء الثالث من هذا السؤال.

تعريف: قاعدة هوند

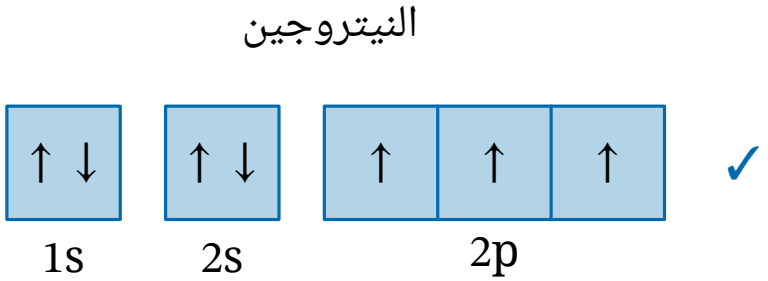
تنص قاعدة هوند على أن الأغلفة الإلكترونية الفرعية تشغلها إلكترونات منفردة في حالة دوران لأعلى (↑) قبل أن تزدوج بإلكترونين أحدهما في حالة دوران لأسفل (↓) قبل أن تزدوج بإلكترونين.

ويمكن توضيح ذلك بمخططات بسيطة.

تمثل 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 (↓).

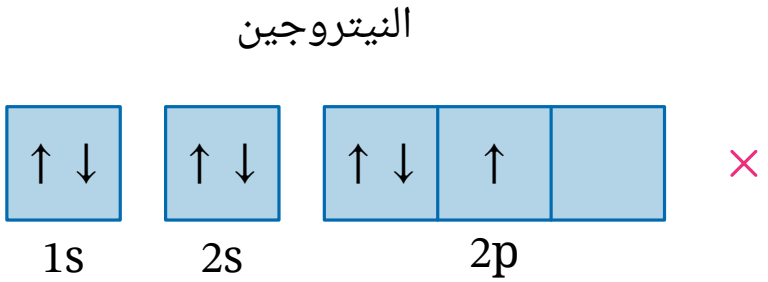
قاعدة هوند



✓

يقارِن الشكلان المقابلان بين التوزيع الإلكتروني الصحيح والخاطئ في ذرة نيتروجين.

ويتضح أن الإلكترونات الموجودة في المدار p تشغل منفردةً جميع مدارات p بدلًا من أن تزدوج ويشغل كل إلكترون مدارًا منفردًا.



×

من الواضح أن الإلكترونات تقاوم ملء الغلاف الفرعي بزوجٍ منها إذا كان بإمكانها شغلها منفردة.

ويرجع ذلك إلى قوى التنافر بين زوج الإلكترونات في المدار الذري الواحد.

وهذا المدار الذري ستكون طاقة النظام له عالية؛ لإذا كان به إلكترون في حالة دوران لأعلى، وآخر في حالة دوران لأسفل بفعل التنافر بين الإلكترونين.

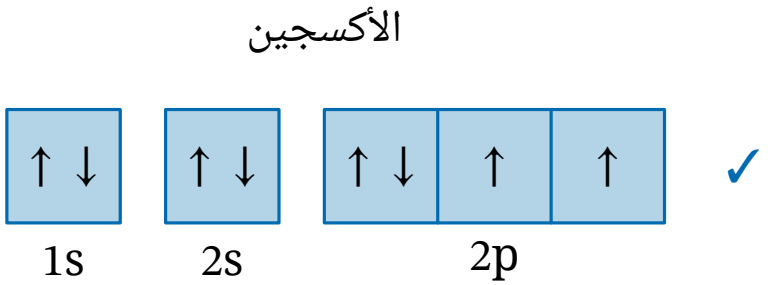
قاعدة هوند (متابعة)

يوضِّح الشكل المقابل التوزيع الإلكتروني لذرة الأكسجين.

ذرة الأكسجين لها أربعة إلكترونات في المدار p.

وثلاثة 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 المزدوجين في واحد من مدارات 2p الذرية.



✓

قاعدة هوند (متابعة)

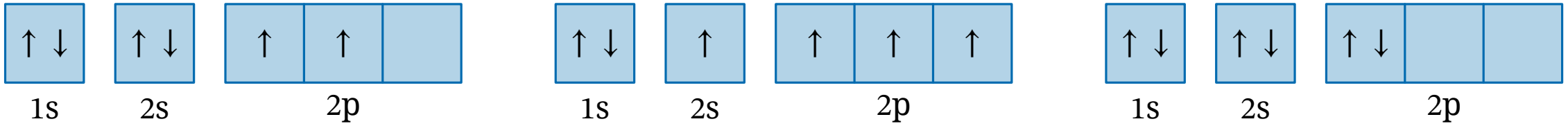
وقد نفترض خطأً أن ذرة الأكسجين يمكن أن تنخفض طاقة النظام لها نسبيًّا إن احتوت على ثلاثة إلكترونات في الغلاف الفرعي 2p، وإلكترون واحد في الغلاف الفرعي 3s.

هذا الافتراض الذي يبدو منطقيًّا، غير صحيح على الإطلاق. فطاقة الغلاف الفرعي 3s أعلى بكثير من طاقة الغلاف الفرعي 2p، وفي النهاية ستكون طاقة النظام لذرة الأكسجين عاليةً للغاية إن شَغَل إلكترون أو أكثر الغلاف الفرعي 3s.

فطاقة الذرات تزيد نسبيًّا عندما تزدوج الإلكترونات في مداراتها، لكن طاقة النظام تكون أعلى بكثير إن وضعنا هذه الإلكترونات نفسها في أغلفة فرعية أعلى طاقة.

مثال ٢: فهم كيف تملأ الإلكترونات المدارات الذرية تِباعًا

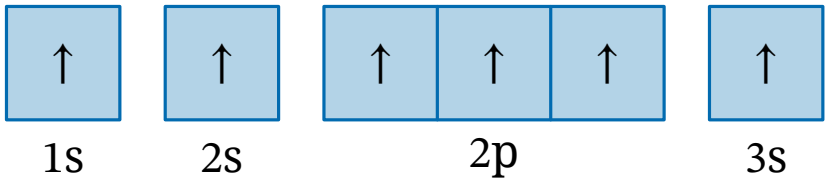
أيُّ شكل يوضِّح الموضع الصحيح لأول ستة إلكترونات في التمثيل الرسومي الآتي للتوزيع الإلكتروني لأحد العناصر؟



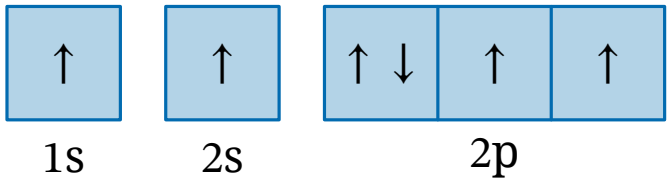
(أ)

(ب)

(ج)



(د)



(هـ)

مثال ٢ (متابعة)

الحل

ينص مبدأ أوفباو على أن الإلكترونات يجب أن تملأ المدارات الذرية المنخفضة الطاقة قبل أن تملأ المدارات الذرية الأعلى في الطاقة.

وهذا يعني أن الإلكترونات يجب أن تملأ الغلافين الفرعيين 1s و2s الأقل طاقةً قبل ملء الغلاف الفرعي 2p الأعلى في الطاقة.

وتنص قاعدة هوند على أن الإلكترونات تشغل منفردةً المدارات الذرية لغلاف فرعي قبل أن تزدوج الإلكترونات فيه.

يجب أن يمتلئ الغلاف الفرعي 2p بإلكترونات في حالة دوران لأعلى قبل ملئه بإلكترونات في حالة دوران لأسفل.

الخيار ج لا يُخالف هاتين القاعدتين لكيمياء الكم؛ ومن ثمَّ يمكننا تحديد أنه الإجابة الصحيحة لهذا السؤال.

تمثيل التوزيع الإلكتروني الكامل

يمكننا تمثيل التوزيع الإلكتروني الكامل عن طريق كتابة رموز الأغلفة الفرعية بالترتيب على التوالي للأرقام جانب الرمز، واستعمال الأرقام العلوية لتوضيح عدد الإلكترونات في كل غلاف فرعي.

من المهم أن نؤكِّد هنا أن هناك طريقتين شائعتين لكتابة التوزيعات الإلكترونية:

أ. التتابع الأول مرتَّب بدلالة موضع العنصر في الجدول الدوري (الزيادة في الطاقة).
ب. التتابع الثاني مرتَّب بدلالة الزيادة في أعداد الكم.

يمثل الجدول الآتي التوزيع الإلكتروني لذرة الكريبتون وفقًا للزيادة في الطاقة والزيادة في عدد الكم.

وفقًا للزيادة في الطاقة (المَوْضِع في الجدول الدوري)	وفقًا للزيادة في أعداد الكم
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

تمثيل التوزيع الإلكتروني الكامل (متابعة)

سنختار توضيح التوزيع الإلكتروني بدلالة الموضع في الجدول الدوري هنا؛ لأنها الطريقة الأكثر شيوعًا والأسهل في الفهم على ما يبدو.

تمثيل التوزيع الإلكتروني باستخدام الغازات النبيلة

يمكن أن يطول التوزيع الإلكتروني للذرات عندما نتعامل مع عناصر عددها الذري عالٍ.

ومن السهل أحيانًا استخدام رموز الغازات النبيلة بين قوسين لتمثيل الإلكترونات الأساسية لعنصر ما، بدلًا من تمثيل منفصل لكل غلاف فرعي.

يوضِّح الجدول الآتي التوزيعات الإلكترونية لعناصر المجموعة 1. يوضح الجدول التوزيعات الإلكترونية الكاملة والمختصرة.

تمثيل التوزيع الإلكتروني باستخدام الغازات النبيلة (متابعة)

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

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. $4s^1\ [Ar]$.

ج. $4s^1\ [2Ne]$.

د. $4s^1\ [Ne]$.

هـ. $4s^1\ [Kr]$.

الحل

يمكن كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة متعادلة الشحنة؛ بحيث يتضمَّن جميع الأغلفة الفرعية المشاركة في الذرة، أو يمكن كتابته بصورة مختصرة جدًّا، برموز الغازات النبيلة الموضوعة بين قوسين.

يُستخدَم رمز الغاز النبيل بين قوسين لتمثيل الإلكترونات الأساسية لعنصر.

مثال ٣ (متابعة)

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 بوضوح في الحالتين؛ سواء كتبنا التوزيع الإلكتروني كاملًا أو بالرمز المختصر للغاز النبيل [Ar].

يتضمَّن الخيار ب الرمزين 4s، و[Ar]، يمكننا استخدام هذا لتحديد أن الخيار ب هو الإجابة الصحيحة لهذا السؤال.

إزالة الإلكترونات من ذرات متعادلة الشحنة

يمكن إزالة الإلكترونات من ذرة أثناء التفاعل الكيميائي أو عند قصف الذرة بأنواع مختلفة من الإشعاع المؤيِّن.

وتفقد ذرة العنصر إلكترونات التكافؤ في كل الحالات تقريبًا قبل فقدانها لأي إلكترونات أساسية.

لاحظ المثال الآتي:

- المغنيسيوم فلزٌّ من فلزات المجموعة الثانية توزيعه الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
- وعادةً ما تفقد ذرات المغنيسيوم إلكترونَي الغلاف الفرعي 3s، ويتكوَّن أيون Mg^{2+} وتوزيعه الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$.

مثال ٤: تحديد عنصر كيميائي من التوزيع الإلكتروني لأيونه

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

أ. المغنيسيوم.

ب. الكالسيوم.

ج. الصوديوم.

د. البريليوم.

هـ. الألومنيوم.

الحل

يمكن أن تفقد الذرات الإلكترونات إما عند تفاعلها مع العناصر الأخرى وإما عند قصفها بالإشعاع المؤيِّن.

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 عن عدد الإلكترونات في الأيون Z^{2+}.

مثال ٤ (متابعة)

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 3s يمتلئ بالإلكترونات بعد الغلاف الفرعي 2p.

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.

طاقة التأين

طاقة التأين الأولى هي الطاقة اللازمة لإزالة إلكترون من ذرة غازية متعادلة الشحنة. وتساوي كمية الطاقة اللازمة لإنتاج كاتيون شحنته +1 من ذرة غازية متعادلة الشحنة.

ويمكن وصف طاقة التأيُّن الأولى بالمعادلة العامة الآتية، التي تَستعمل الرمز X لتمثيل الذرة المتعادلة الشحنة:

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

طاقة التأين الثانية تحدد كمية الطاقة اللازمة لتكوين أيونات شحنتها +2 من أيونات شحنتها +1.

طاقة التأين الثالثة تحدد كمية الطاقة اللازمة لتكوين أيونات شحنتها +3 من أيونات شحنتها +2.

وتحدِّد طاقة التأيُّن النونية كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة أو أيون شحنتها تساوي $n - 1$.

طاقة التأين (متابعة)

وتزداد قيم طاقة التأيُّن بنزع الإلكترونات تباعًا من أي ذرة.

فطاقة التأيُّن الأولى منخفضة نسبيًا، وطاقة التأيُّن الثانية والثالثة أكبر بكثير.

وعادةً ما تُنزَع الإلكترونات من الغلاف الفرعي p لمستوى الطاقة قبل نزعها من الغلاف الفرعي s، ثم الغلاف الفرعي d.

لاحظ الأمثلة الآتية:

- ستفقد ذرة الكريبتون الإلكترونات من الغلاف الفرعي 4p قبل أن تفقد أي إلكترونات من الغلاف الفرعي 4s.
- وستفقد ذرة الروبيديوم الإلكترونات من الغلاف الفرعي 5s قبل أن تفقد أي إلكترونات من الغلاف الفرعي 4p.

مثال ٥: تحديد الإلكترونات المدارية الخاضعة للتأيُّن

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

أ. 2p.
ب. 3p.
ج. 2s.
د. 3s.

الحل

تحدِّد طاقة التأيُّن النونية كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة أو أيون شحنتها تُساوي $n - 1$.

طاقة التأيُّن الرابعة تحدِّد كمية الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من أيونات +3 المشحونة.

مثال ٥ (متابعة)

والألومنيوم توزيعه الإلكتروني $[\text{Ne}]\ 3s^2 3p^1$، وأيون الألومنيوم $+3$ يجب أن يكون توزيعه الإلكتروني $[\text{Ne}]$؛ لأن إلكترونات التكافؤ الخارجية تُنزَع دائمًا قبل إلكترونات الأغلفة الداخلية.

إذن يمكننا أن نقول إن طاقة التأيُّن الرابعة تَصِف حالةً يُنزَع فيها إلكترون واحد من نظام توزيعه الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6$؛ لأن هذا يطابق رمز غاز النيون النبيل الموضوع بين قوسين.

ولا بد من نزع الإلكترون الرابع من الغلاف الفرعي 2p؛ لأنه لن يُنزَع من الغلاف الإلكتروني $n = 1$ إن أمكن نزعه من الغلاف الإلكتروني $n = 2$، وأيضًا لن يُنزع 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.

التوزيع الإلكتروني للذرة المثارة

يمكن أيضًا استثارة الإلكترونات لتنتقل من مدارٍ ذري إلى مدارٍ ذري مختلف تمامًا، عند امتصاصها لفوتونات أو اصطدامها بذرات أو جسيمات قريبة.

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.

لاحظ الأمثلة الآتية:

- 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 2p؛ لينتقل إلى الغلاف الفرعي 3s في المثال الأول، ويُثار إلكترون من الغلاف الفرعي 2p؛ لينتقل إلى الغلاف الفرعي 3p في المثال الثاني.

تعريف: الأنظمة المتكافئة الإلكترونات

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

لاحظ المثال الآتي:

- أيون المغنيسيوم (Mg^{2+}) متكافئ الإلكترونات مع أيون الفلور السالب (F^-) وذرات النيون المتعادلة (Ne). فكلٌّ نظام منها توزيعه الإلكتروني [Ne] أو $1s^2 2s^2 2p^6$.

النقاط الرئيسية

- ينص مبدأ الاستبعاد لباولي على أن كل إلكترون في أي ذرة ينبغي أن يكون 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 في الطاقة.
- 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 بإلكترون آخر في حالة دوران لأسفل (↓).
- التوزيع الإلكتروني لأيون لا يُطابِق التوزيع الإلكتروني لذرة متعادلة الشحنة.
- التوزيع الإلكتروني لذرة مُثارة لا يُطابِق التوزيع الإلكتروني لذرة غير مُثارة.
- الأنظمة المتكافئة الإلكترونات تحتوي على العدد نفسه من الإلكترونات والتوزيع الإلكتروني نفسه.