

نظرية الكم والنزرة

Quantum Theory and the Atom

الأهداف

تقارن بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة.

توضح تأثير كل من الطبيعة الموجية - الجسيمية للبروني ومبدأ الشك لهايزنبرج في النظرية الحالية للإلكترونات في الذرة.

تعرف العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسية والمستويات الثانوية والمستويات الفرعية لذرة الهيدروجين.

مراجعة المفردات

النزرة: أصغر جزء من العنصر يحتفظ بجميع خواصه، وتتكون من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات.

المفردات الجديدة

حالة الاستقرار

حالة الإثارة

العدد الكمي

مبدأ الشك لهايزنبرج

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة المستوى

العدد الكمي الرئيس

مستوى الطاقة الرئيس

مستوى الطاقة الثانوي

الفكرة الرئيسية تساعدك الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث النري وطاقة النزرة ومستويات الطاقة.

الربط مع الحياة تصور أنك ترتقي سلمًا، هل تستطيع الوقوف بين درجاته بكلتا رجلتيك؟ إنك لا تستطيع فعل ذلك؛ لأنك لا تقدر على الوقوف في الهواء. وهذا يشبه ما تقوم به الإلكترونات في مستويات الطاقة في الذرات.

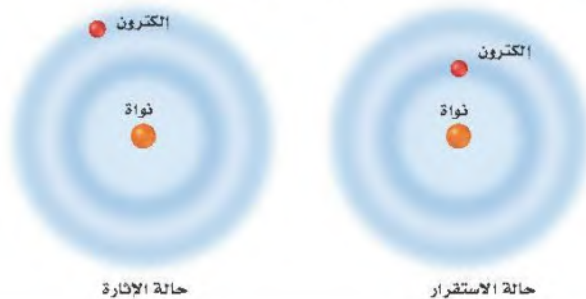
Bohr's Model of the Atom نموذج بور للذرة

فسر نموذج الطبيعة الموجية - الجسيمية للضوء العديد من الظواهر المتخصصة، ولكن بقي العلماء غير قادرين على فهم العلاقات بين البناء الذري، والإلكترونات، وطيف الانبعاث الذري. تذكر مما سبق أن طيف الانبعاث الذري للهيدروجين منفصل؛ أي يتكون من ترددات محددة من الضوء. لماذا يكون طيف الانبعاث الذري للعناصر منفصلًا وليس متصلًا؟

طاقة ذرة الهيدروجين استفاد العالم نيلز بور من أفكار العالمين بلانك وأينشتاين، واقترح أن لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة يسمح للإلكترونات أن توجد فيها. وتسمى الحالة التي تكون إلكترونات الذرة فيها أدنى طاقة حالة الاستقرار أما عندما تكتسب إلكترونات الذرة الطاقة فتصبح في حالة إثارة.

كما ربط بور أيضًا بين مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين والإلكترون داخلها. واقترح أن الإلكترون في ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها فقط. وكلما صغر مدار الإلكترون قلت طاقته أو قل مستوى الطاقة. وعلى العكس من ذلك، كلما كبر مدار الإلكترون زادت طاقة الذرة أو زاد مستوى الطاقة. وبناءً على ذلك، فإن لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة، رغم أنها تحتوي على إلكترون واحد. والشكل 10-1 يوضح أفكار العالم بور.

الشكل 10-1 يوضح ذرة تحتوي على إلكترون واحد، يوجد في حالته المستقرة في المستوى الأقل طاقة، وعندما تكون الذرة في حالة إثارة يكون الإلكترون في مستوى طاقة أعلى.



وصف بور لذرة الهيدروجين

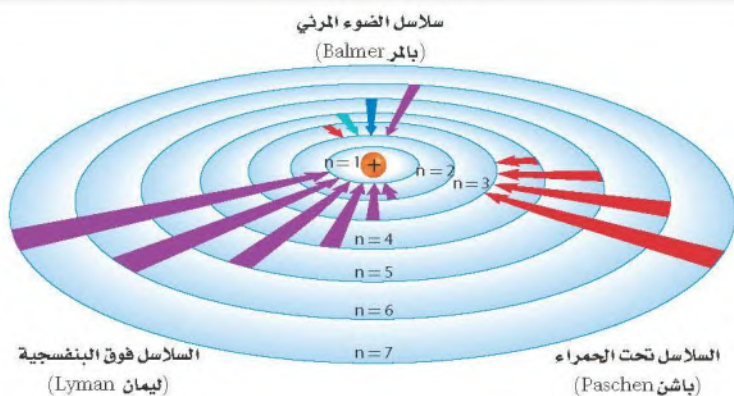
الجدول 1-1

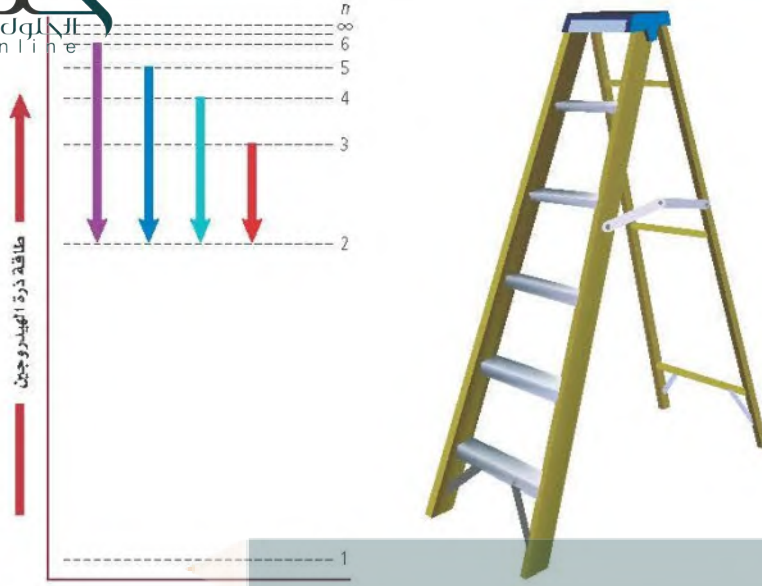
مدار بور النظري	العدد الكمي	نصف القطر المداري (nm)	عدد المستويات الثانوية	الطاقة النسبية
الأول	$n=1$	0.0529	1	E_1
الثاني	$n=2$	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	$n=3$	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	$n=4$	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	$n=5$	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	$n=6$	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع	$n=7$	2.59	7	$E_7 = 49E_1$

خصص بور لكل مدار عدداً صحيحاً (n)، أطلق عليه اسم العدد الكمي من أجل استكمال حساباته. كما قام بحساب أنصاف أقطار المدارات. وكان نصف قطر المدار الأول $n=1$ مساوياً 0.0529 nm، ونصف قطر المدار الثاني $n=2$ مساوياً 0.212 nm، ويلخص الجدول 1-1 معلومات إضافية وصف بها العالم بور المدارات المسموح بها ومستويات الطاقة.

طيف الهيدروجين الخطي اقترح بور أن ذرة الهيدروجين تكون في الحالة المستقرة - وتسمى أيضاً مستوى الطاقة الأول - عندما يكون الإلكترون الوحيد في مستوى الطاقة $n=1$. ولا تشع الذرة الطاقة عند هذه الحالة. وعندما تضاف طاقة من مصدر خارجي إلى الذرة ينتقل الإلكترون إلى مستوى طاقة أعلى مثل مستوى الطاقة $n=2$ الموضح في الشكل 1-11. ومثل هذا الانتقال للإلكترون يجعل الذرة في حالة الإثارة. وعندما تكون الذرة في حالة الإثارة (وضع غير مستقر للذرة) يمكن أن ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل. ونتيجة لهذا الانتقال، ترسل الذرة فوتوناً له طاقة تساوي الفرق بين طاقة المستويين. فرق الطاقة = طاقة المستوى الأعلى - طاقة المستوى الأدنى = طاقة الفوتون $h\nu$

الشكل 1-11 عندما ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل ينطلق فوتون، وتنتج السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر)، وتحت الحمراء (باشن) عند انتقال الإلكترونات إلى مستويات $n=1$ و $n=2$ و $n=3$ على الترتيب.





الشكل 12-1 مستويات الطاقة مشابهة لدرجات السلم، وتمثل الخطوط المرئية الأربعة عودة الإلكترون من المستويات (n) الأعلى إلى المستوى $n=2$ ، وكلما زادت قيمة n ، اقتربت مستويات طاقة الذرة أكثر بعضها من بعض.

يمكنك مقارنة مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين بدرجات السلم. حيث يمكن للشخص أن يصعد أو يهبط من درجة إلى أخرى. وكذلك حال إلكترون ذرة الهيدروجين؛ حيث يمكنه الانتقال فقط من مستوى مسموح به إلى آخر. ولذا يمكن أن تنبعث أو تمتص كميات معينة من الطاقة تساوي فرق الطاقة بين المستويين.

يوضح الشكل 12-1 أن مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين لا يبعد بعضها عن بعض مسافات متساوية، وذلك بخلاف درجات السلم. كما يوضح هذا الشكل أيضاً تنقلات الإلكترون الأربعة التي تنتج الخطوط المرئية في طيف الانبعاث الذري لذرة الهيدروجين، وينتج انتقال الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثاني $n=2$ خطوط الهيدروجين المرئية كلها، والتي تشكل سلسلة بالمر. وكما قيسست طاقة انتقال الإلكترون في المنطقة غير المرئية، مثل سلسلة ليمان (فوق البنفسجية) التي ينتقل فيها الإلكترون إلى المستوى $n=1$ ، وكذلك سلسلة باشن (تحت الحمراء)، التي تنتج عن انتقال الإلكترون إلى المستوى $n=3$.

جواب ماذا قرأت :

عندما تعود الإلكترونات إلى حالتها المستقرة من حالة الإثارة تبعث الذرة فوتونا يتناسب مع فرق الطاقة بين مستويي الطاقة اللذين انتقل بينهما، ويرتبط كل تردد مع لون معين.

✓ **ماذا قرأت؟ وضح** لماذا ينتج عن سلوك الإلكترون في الذرة ألوان مختلفة للضوء؟

حدود نموذج بور فسر نموذج بور الطيف المرئي للهيدروجين، إلا أنه لم يستطع تفسير طيف أي عنصر آخر، كما أنه لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات. وعلى الرغم من أن فكرة بور عن ذرة الهيدروجين وضعت الأساس للنماذج الذرية اللاحقة، إلا أن التجارب اللاحقة أوضحت خطأ نموذج بور بشكل أساسي؛ إذ لم تفهم حركة الإلكترونات في الذرات بصورة تامة حتى الآن، وهناك أدلة تؤكد أن الإلكترونات لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة The Quantum Mechanical Model of the Atom

اقتنع العلماء في منتصف القرن العشرين أن نموذج بور للذرة غير صحيح، فوضعوا تصورات جديدة ومبتكرة تبين كيف تتوزع الإلكترونات في الذرات. ففي عام 1924م اقترح أحد طلاب الدراسات العليا في الفيزياء - اسمه لوي دي برولي De Broglie (1892 - 1987م) - فكرة أدت إلى تفسير مستويات الطاقة الثابتة في نموذج بور.

الإلكترونات موجات اعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات. وقد عرف دي برولي أنه إذا كان للإلكترون حركة الموجة وكان مقيداً بمدارات دائرية أنصاف أقطارها ثابتة، فإنه يستطيع إشعاع موجات ذات أطوال موجية وترددات وطاقات معينة فقط. وبتطوير فكرته اشتق دي برولي المعادلة الآتية:

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

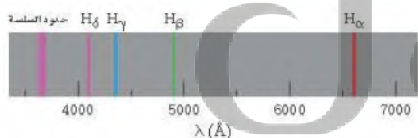
λ تمثل طول الموجة m تمثل كتلة الجسيمات $\lambda = h/m.v$

h ثابت بلانك v تمثل السرعة

طول موجة الجسيم هي النسبة بين ثابت بلانك، وناتج ضرب كتلة الجسيم في سرعته.

مختبر حل المشكلات

تفسير الرسوم العلمية



التفكير الناقد

1. احسب الطول الموجي لانتقال الإلكترون بين المدارات:

- a. $n_i = 3; n_f = 2$ c. $n_i = 5; n_f = 2$
b. $n_i = 4; n_f = 2$ d. $n_i = 6; n_f = 2$

2. اربط بين الطول الموجي في سلسلة بالمر، والتي حسبته في السؤال 1، والقيم المحسوبة تجريبياً. وهل تتوافق أطوال الموجات مع الأخذ بعين الاعتبار خطأ التجربة وعدم دقة الحسابات؟ وضح إجابتك. واحد إنجستروم ($10^{-10} m$)

3. طبق معادلة $E = hc/\lambda$ لتحديد طاقة الكم لكل انتقال في السؤال 1.

ما تنقلات الإلكترون التي تفسر سلسلة بالمر؟ يتكون طيف انبعاث الهيدروجين من ثلاث سلاسل من الخطوط. فبعض الأطوال الموجية فوق بنفسجية (سلسلة ليمان)، وبعضها الآخر تحت حمراء (سلسلة باشن)، وتشكل الأطوال الموجية المرئية سلسلة بالمر. يعزو نموذج بور الذري هذه الخطوط الطيفية إلى انتقال إلكترون من مستويات الطاقة العليا التي يكون فيها $n = n_i$ إلى مستويات الطاقة المنخفضة التي يكون فيها $n = n_f$.

التحليل

توضح الصورة على الجهة اليسرى بعض تنقلات الإلكترون في سلسلة بالمر للهيدروجين. وتسمى هذه الخطوط H_α (6562 Å), H_β (4861 Å), H_γ (4340 Å), H_δ (4101 Å). وكل طول موجة (λ) مرتبط مع انتقال إلكترون ضمن ذرة الهيدروجين من خلال المعادلة الآتية التي يمثل فيها القيمة:

$$1/\lambda = 1.09678 \times 10^7 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) m^{-1}$$

وتحدث في سلسلة بالمر انتقالات الإلكترون من المستويات العليا إلى المستوى $n=2$ ، وهذا يعني أن $n_f = 2$.

1. احسب الطول الموجي لانتقال الإلكترون بين المدارات:

a. $2 = n_f, 3 = n_i$

$$\frac{1}{\lambda} = (1.09678 \times 10^7 \text{ m}^{-1}) \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = (1.09678 \times 10^7 \text{ m}^{-1}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 0.152331 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 6.565 \times 10^{-7} \text{ m}$$

b. $2 = n_f, 4 = n_i$

$$\frac{1}{\lambda} = (1.09678 \times 10^7 \text{ m}^{-1}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 0.205646 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 4.863 \times 10^{-7} \text{ m}$$

c. $2 = n_f, 5 = n_i$

$$\frac{1}{\lambda} = (1.09678 \times 10^7 \text{ m}^{-1}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 0.230324 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 4.342 \times 10^{-7} \text{ m}$$

d. $2 = n_f, 6 = n_i$

$$\frac{1}{\lambda} = (1.09678 \times 10^7 \text{ m}^{-1}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 0.243729 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\lambda = 4.103 \times 10^{-7} \text{ m}$$

2.

اربط بين الطول الموجي في سلسلة بالمر:

في السؤال 1، والقيم المحسوبة تجريبياً. هل تتوافق أطوال الموجات مع الأخذ في الحسبان خطأ التجربة وعدم دقة الحسابات؟ وضح إجابتك. 1 إنجست 10^{-10} m .

انظر الجدول أدناه.

3. طبق معادلة $E = hc/\lambda$ لتحديد طاقة الكم لكل انتقال في السؤال 1.

a.

$$\lambda_a = 6562 \text{ Å} \times (1 \text{ m} / 10^{10} \text{ Å}) = 6.562 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3.00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{(6.562 \times 10^{-7} \text{ m})} = 3.027 \times 10^{-19} \text{ J}$$

b.

$$\lambda_b = 4861 \text{ Å} \times (1 \text{ m} / 10^{10} \text{ Å}) = 4.861 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3.00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{(4.861 \times 10^{-7} \text{ m})} = 4.087 \times 10^{-19} \text{ J}$$

c.

$$\lambda_c = 4340 \text{ Å} \times (1 \text{ m} / 10^{10} \text{ Å}) = 4.340 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3.00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{(4.340 \times 10^{-7} \text{ m})} = 4.577 \times 10^{-19} \text{ J}$$

d.

$$\lambda_d = 4101 \text{ Å} \times (1 \text{ m} / 10^{10} \text{ Å}) = 4.101 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3.00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{(4.101 \times 10^{-7} \text{ m})} = 4.844 \times 10^{-19} \text{ J}$$

انتقالات مجموعات بالمر في نموذج بور

رقم المدار النهائي	القيمة التجريبية للطول الموجي	القيمة المحسوبة للطول الموجي	نسبة الخطأ %	التعليق
3	$6.562 \times 10^{-7} \text{ m} = 6562 \text{ Å}$	$6.565 \times 10^{-7} \text{ m} = 6565 \text{ Å}$	- 0.0404 %	قيم الطول الموجي المحسوب تطابق
4	$4.861 \times 10^{-7} \text{ m} = 4861 \text{ Å}$	$4.863 \times 10^{-7} \text{ m} = 4863 \text{ Å}$	- 0.0356 %	
5	$4.340 \times 10^{-7} \text{ m} = 4340 \text{ Å}$	$4.342 \times 10^{-7} \text{ m} = 4342 \text{ Å}$	- 0.0394 %	قيم الطول الموجي التجريبي
6	$4.101 \times 10^{-7} \text{ m} = 4101 \text{ Å}$	$4.103 \times 10^{-7} \text{ m} = 4103 \text{ Å}$	- 0.0468 %	

مبدأ هايزنبرج للشك - كشف العلماء - ومنهم رذرفورد Rutherford

- خفايا الذرة بالتدريج. إلا أن الاستنتاج الذي توصل إليه عالم الفيزياء النظرية هايزنبرج Heisenberg (1901 - 1976م) كان له آثاره الكبيرة في النماذج الذرية.

أوضح هايزنبرج أنه من المستحيل أن تأخذ أي قياسات لجسم ما دون التأثير فيه. فعلى سبيل المثال، تصور محاولة إيجاد موقع بالون متنقل مليء بغاز الهيليوم في غرفة مظلمة، فإذا حركت يدك تستطيع أن تحدد موقع البالون عندما تلمسه، إلا أنك عندما تلمس البالون تنقل إليه طاقة وتغير مكانه. وتستطيع أيضاً أن تحدد مكان البالون بإضاءة مصباح يدوي. وباستخدام هذه الطريقة تنعكس فوتونات الضوء من البالون وتصل إلى عينيك محددة مكان البالون.

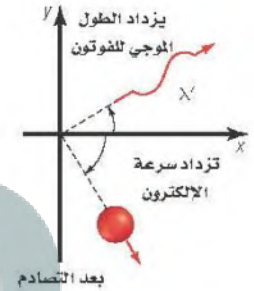
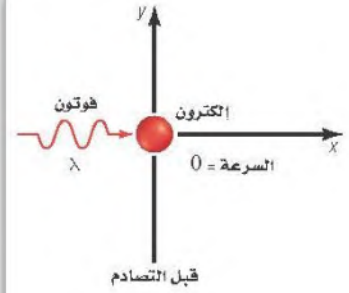
ولأن البالون جسم كبير نسبياً، لذا يكون تأثير الفوتونات المنعكس عنه على موقعه صغيراً جداً وغير ملاحظ. ولكن تصور محاولة تحديد مكان الإلكترون باصطدامه مع فوتون عالي الطاقة. ولأن للفوتون طاقة مماثلة لطاقة الإلكترون نفسه، لذا فإن التصادم بين الجسمين يغير كلياً من الطول الموجي للفوتون وموقع الإلكترون وسرعته المتجهة، كما في الشكل 1-13، أي أنه يحدث تغير لا يمكن تجاهله في مكان الإلكترون وحركته. لقد أدى تحليل هايزنبرج لمثل تلك التصادمات بين الفوتونات والإلكترونات إلى استنتاجه التاريخي، وهو "مبدأ هايزنبرج للشك" الذي ينص على أنه من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة.

اجابة سؤال ماذا قرأت :

ينص مبدأ هايزنبرج على أنه لا يمكن معرفة سرعة الجسم ومكانه في الوقت نفسه على نحو دقيق.

✓ **ماذا قرأت؟** وضح مبدأ هايزنبرج للشك. وعلى الرغم من أن العلماء قد وجدوا مبدأ هايزنبرج إلا أنه أثبت أنه يصف المحددات الأساسية لما يمكن بالجسم الكبير - مثل البالون المليء بالهيليوم - قليل، من أن يقاس. ولكن هذه الحالة لا تشبه إلكترونات النواة. فعدم التحديد أو الشك في مكان الإلكترونات هو أكبر 10 مرات تقريباً من قطر الذرة.

ويعني مبدأ هايزنبرج للشك أيضاً أنه من المستحيل تحديد مسارات ثابتة للإلكترونات مثل المدارات الدائرية في نموذج بور، وأن الكمية الوحيدة التي يمكن معرفتها هي المكان الذي يحتمل أن يوجد فيه إلكترون حول النواة.



الشكل 1-13 عندما يصطدم فوتون

مع إلكترون ساكن تتغير كل من سرعة الإلكترون ومكانه. وهذا يوضح مبدأ هايزنبرج للشك. فمن المستحيل أن نعرف مكان الجسيم وسرعته في الوقت نفسه.

فسر لماذا تتغير طاقة الفوتون؟

اجابة سؤال الشكل ١٣-١ :

نقلت بعض الطاقة الى الالكترون

معادلة شرودنجر الموجية في عام 1926م تابع الفيزيائي النمساوي إيريون شرودنجر Schrodinger (1887 - 1961م) نظرية الموجة - الجسيم التي اقترحها دي برولي، واشتق شرودنجر معادلة على اعتبار أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة. وظهر أن نموذج شرودنجر للذرة الهيدروجين ينطبق جيداً على ذرات العناصر الأخرى، وهو ما فشل نموذج بور في تحقيقه. ويسمى النموذج الذري الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات بالنموذج الموجي الميكانيكي للذرة أو النموذج الميكانيكي الكمي للذرة. وكما هو الحال في نموذج بور، يحدد النموذج الميكانيكي الكمي طاقة الإلكترون بقيم معينة، إلا أنه - بخلاف نموذج بور - لا يحاول وصف مسار الإلكترون حول النواة.

✓ **ماذا قرأت؟** قارن بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة.

أعتبر كل حل لمعادلة شرودنجر يمثل دالة موجية، ترتبط مع احتمال وجود الإلكترون ضمن حجم معين من الفراغ حول النواة. تذكر من خلال دراستك للرياضيات أن حادثة ما ذات احتمال عال تكون أكثر قابلية للحدوث من الحادثة ذات الاحتمال المنخفض.

موقع الإلكترون المحتمل تنبأ دالة الموجة بمنطقة ثلاثية الأبعاد للإلكترون حول النواة تُسمى **المستوى**، وهو يصف الموقع المحتمل لوجود إلكترون. يشبه المستوى الفرعي سحابة تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الإلكترون عند تلك النقطة. ويوضح الشكل 1-14a خريطة الكثافة الإلكترونية (السحابة الإلكترونية) التي تصف الإلكترون في مستوى الطاقة الأدنى، كما أنها تُعد صورة لحظية لحركة الإلكترون حول النواة، حيث تمثل كل نقطة فيها موقع الإلكترون عند لحظة معينة من الوقت. وتمثل الكثافة العالية للنقاط قرب النواة احتمالاً كبيراً لوجود الإلكترون في هذا الموقع. إلا أنه - بسبب عدم وجود حدود ثابتة للسحابة - من الممكن أيضاً أن يوجد الإلكترون على مسافة أبعد من النواة.

✓ **ماذا قرأت؟** صف أين توجد الإلكترونات في ذرة ما؟

جواب ماذا قرأت :

توجد الإلكترونات حول النواة في مواقع توصف فقط بخريطة احتمالات، ويتم اختيار حدود لاحتواء المنطقة التي يتوقع أن يوجد ضمنها الإلكترون ٩٠% من الوقت..

احتمال وجود الإلكترون قرب النواة كبير جداً.

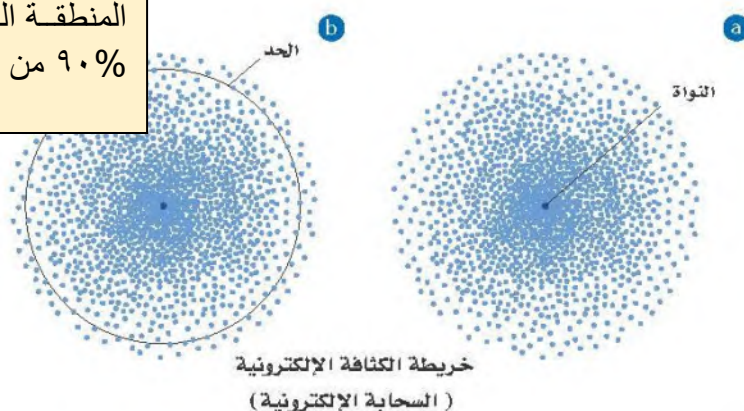
b. يحتمل وجود الإلكترون بنسبة 90% ضمن

المنطقة الدائرية الظاهرة عند أي لحظة.

وأحياناً يتم اعتبار هذه المنطقة تمثيلاً لحدود

الذرة. وفي هذا الرسم تمثل الدائرة مسقطاً

ثلاثي الأبعاد لكرة تحتوي على الإلكترونات.



لأن حدود المستوى غير واضحة فليس للمستوى حجم ثابت ودقيق. وللتغلب على عدم التحديد المؤكد في موقع الإلكترون يرسم الكيميائيون سطحاً للمستوى يحتوي على 90% من الاحتمال الكلي لوجود الإلكترون. وهذا يعني أن احتمال وجود الإلكترون ضمن هذه الحدود هو 0.9، واحتمال وجوده خارجها هو 0.1. وبعبارة أخرى، فإن احتمال وجود الإلكترون قريباً من النواة وضمن الحجم المعرف بالحدود أكثر من احتمال وجوده خارج ذلك الحجم. والدائرة في الشكل 14b-1 تمثل 90% من مستوى الهيدروجين الأقل طاقة.

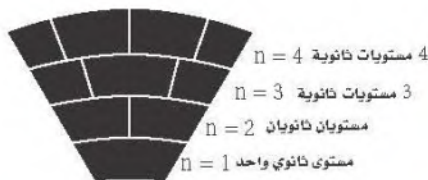
عدد الكم الرئيس تذكر أن نموذج بور قد عيّن أعداد الكم لمدارات الإلكترون. وعيّن النموذج الكمي بصورة مشابهة أربعة أعداد كم للمستويات الذرية. يعد العدد الأول هو **عدد الكم الرئيس** (n)، الذي يشير إلى الحجم النسبي وطاقة المستويات، إذ كلما ازدادت قيمة n زاد حجم المستوى، لذا يقضي الإلكترون وقتاً أكبر بعيداً عن النواة، وتزداد طاقة الذرة. لذا تحدد n مستويات الطاقة الرئيسة للذرة، ويُسمى كل منها **بمستوى الطاقة الرئيس**. وقد أعطي مستوى الطاقة الأدنى للذرة عدد كم رئيسي يساوي (1). وعندما يحتل إلكترون ذرة الهيدروجين الوحيد المستوى $n=1$ تكون الذرة في الحالة المستقرة. وقد تم تحديد 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين، أعطيت أعداداً (n) تتراوح بين 1 و 7.

مستويات الطاقة الثانوية تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على مستويات ثانوية. ويتألف مستوى الطاقة الرئيس 1 من مستوى ثانوي واحد، ومستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين ثانويين للطاقة، ومستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاثة مستويات ثانوية، ومستوى الطاقة الرئيس 4 من أربعة مستويات ثانوية، أما مستويات الطاقة الرئيسة (5-7) من أربعة مستويات ثانوية كالمستوى الرئيس الرابع. ولمعرفة العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الثانوية بطريقة أفضل، انظر إلى الشكل 15-1. فكلما ارتفعت إلى أعلى تحتوي الصفوف على مقاعد أكثر. وكذلك يتزايد عدد المستويات الثانوية للطاقة في مستوى الطاقة الرئيس عندما تزداد قيمة n .

الجدول 1-2	مستويات الطاقة الرئيسة
مستوى الطاقة الرئيس	عدد الكم
K	1
L	2
M	3
N	4
O	5
P	6
Q	7

الجدول 1-3	مستويات الطاقة الثانوية
عدد الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الثانوي	المستوى الثانوي
2	s
6	p
10	d
14	f

الشكل 15-1 يمكن التفكير في مستويات الطاقة وكأنها صفوف المقاعد في هذا المسرح الأثري؛ إذ تحتوي الصفوف العليا على مقاعد أكثر. وبشكل مماثل، تحتوي مستويات الطاقة الأبعد عن النواة على مستويات ثانوية أكثر للطاقة.



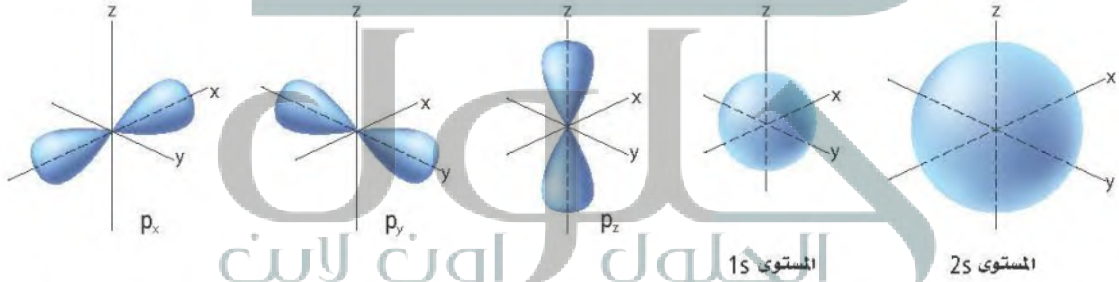
✓ **ماذا قرأت؟** وضع العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الثانوية.

أشكال المستويات الفرعية تسمى المستويات الثانوية s, p, d, f حسب أشكال المستويات الفرعية. فمستويات s جميعها كروية الشكل، والمستويات p جميعها تتكون من فصين، أما مستويات d و f فليس لها الشكل نفسه، ويحتوي كل مستوى على إلكترونين كحد أعلى. ويكون شكل المستوى الفرعي الوحيد في مستوى الطاقة الرئيس الأول كروياً مطابقاً لشكل المستوى الفرعي $1s$ الذي يوجد فيه. ويطلق على المستويين الثانويين في مستوى الطاقة الرئيس الثاني، $2s, 2p$. والمستوي الثانوي $2s$ يحوي المستوى الفرعي $2s$ ذا الشكل الكروي مثل شكل المستوى الفرعي $1s$ ولكنه أكبر حجماً، كما في الشكل **1-16a**.

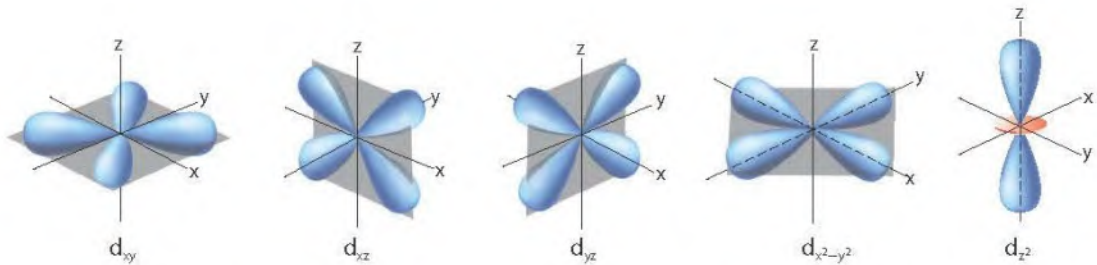
وتمثل المستوى الثانوي $2p$ بثلاثة مستويات فرعية يتكون كل منها من فصين، تُسمى: $2p_x, 2p_y, 2p_z$. وتعتبر الأحرف x و y و z عن اتجاهات المستويات الفرعية p على المحاور x, y, z ، كما في الشكل **1-16b**.

✓ **ماذا قرأت؟** صف أشكال المستويين s و p .

الشكل 1-16 يحتوي كل مستوى ثانوي على مستويات فرعية بأشكال مختلفة.



a. المستويات الفرعية s جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيس. **b.** مستويات p الفرعية الثلاثة لها أشكال فصيية موجهة نحو المحاور الثلاثة x, y, z .



c. أربعة من مستويات d الفرعية لها الشكل نفسه، ولكنها تقع على مستويات في اتجاهات مختلفة، أما المستوى الفرعي d_{z^2} فله شكله المميز.

مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين

الجدول 1-4

عدد الكم الرئيس (n)	أنواع المستويات الثانوية الموجودة	عدد المستويات الفرعية في المستويات الثانوية	مجموع المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

يحتوي مستوى الطاقة الرئيس الثالث على ثلاثة مستويات ثانوية هي: $3d$, $3p$, $3s$ ، حيث يحتوي كل مستوى ثانوي d خمسة مستويات فرعية ذات طاقة متساوية، أربعة من مستويات d الفرعية لها أشكال متشابهة ولكن اتجاهاتها مختلفة حول المستويات x , y , z ، إلا أن المستوى الفرعي الخامس d_{z^2} له شكل واتجاه يختلفان عن المستويات الفرعية الأربعة السابقة. وأشكال مستويات d الفرعية واتجاهاتها موضحة في الشكل 1-16c. يحتوي مستوى الطاقة الرابع ($n=4$) على مستوى ثانوي رابع يُسمى المستوى الثانوي $4f$ ، وهو يحتوي 7 مستويات فرعية ذات طاقة متساوية. وللمستويات الفرعية للمستوى الثانوي f أشكال معقدة متعددة القصور.

يلخص الجدول 1-4 مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة للهيدروجين، والمستويات الثانوية والمستويات الفرعية المرتبطة معها. لاحظ أن عدد المستويات الفرعية في كل مستوى ثانوي دائماً عدد فردي، وأن أكبر عدد للمستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس يساوي n^2 .

ويمكن أن يشغل إلكترون ذرة الهيدروجين في أي وقت مستويًا فرعيًا واحدًا فقط. وتستطيع أن تعدّ المستويات الفرعية الأخرى مساحات شاغرة، أي متوافرة، يمكن أن يشغلها الإلكترون إذا ارتفعت طاقة الذرة أو انخفضت. فعلى سبيل المثال، عندما تكون ذرة الهيدروجين في الحالة المستقرة يحتل الإلكترون المستوى الفرعي $1s$ ، فإذا اكتسبت الذرة كمية من الطاقة انتقل الإلكترون إلى أحد المستويات الفرعية الشاغرة. ويمكن للإلكترون اعتمادًا على كمية الطاقة المكتسبة أن ينتقل إلى المستوى الفرعي $2s$ ، أو إلى أحد المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي $2p$ ، أو إلى أي مستوى فرعي شاغر آخر.

التقويم 1-2

الخلاصة

- يربط نموذج بور للذرة طيف انبعاث الهيدروجين بانتقال إلكترون من مستويات طاقة عليا إلى مستويات طاقة منخفضة.
- تربط معادلة دي برولي طول موجة الجسيم مع كتلته وترددها وثابت بلانك.
- يفترض النموذج الميكانيكي الكمي للذرة أن للإلكترونات خواص الموجات.
- تشغل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد في الفراغ تُسمى المستويات الفرعية.

15. **الفكرة الرئيسة** فسر لماذا يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء، حسب نموذج بور الذري؟
16. عدّد المستويات الثانوية الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين.
17. حدّد المستويات الفرعية في كل مستوى ثانوي s، وفي كل مستوى ثانوي p لمستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين.
18. فسر لماذا يكون موقع الإلكترون في ذرة غير معلوم بدقة. مستخدماً مبدأ هايزنبرج للشك والطبيعة الموجية - الجسيمية؟ وكيف يُعرف موقع الإلكترونات في الذرات؟
19. احسب مستعيناً بالمعلومات في الجدول 1-1، كم مرة يساوي نصف قطر مدار ذرة الهيدروجين السابع بالنسبة إلى نصف قطر مدارها الأول، حسب نظرية بور؟
20. قارن بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة.

نفسه. فعملية الرؤية تعني التفاعل مع الفوتون مما يؤدي إلى عدم معرفة المكان وحالة الحركة؛ لذا يُعرف مكان الإلكترون بالتوزيع المحتمل.

19. احسب مستعينا بالمعلومات في الجدول 1-1، كم مرة يساوي نصف قطر مدار ذرة الهيدروجين السابع بالنسبة إلى نصف قطر مدارها الأول بحسب نظرية بور؟

$$n=7; \text{ نصف القطر} = 2.59 \text{ nm}$$

$$n=1; \text{ نصف القطر} = 0.0529 \text{ nm}$$

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{2.59 \text{ nm}}{0.0529 \text{ nm}} \text{ 49 مرة أكبر}$$

20. قارن بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة.

نموذج بور، يُعد الإلكترون جسيماً؛ ولذرة الهيدروجين حالات طاقة معينة مسموح بها. ولكنه لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات.

النموذج الميكانيكي الكمي، للإلكترون خواص موجية - جسيمية، وطاقة الإلكترون وتردده وطوله الموجي، كل ذلك محدد

بقيم معينة، كما أنه لم يفترض أي افتراضات بخصوص مسار الإلكترون حول النواة.

15. فسّر لماذا يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء بحسب نموذج بور الذري؟

لأن طاقة الذرات محدودة؛ لذا تنبعث ترددات معينة فقط من الإشعاع الصادر عن الذرة.

16. عدد المستويات الثانوية الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين.

$$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f$$

مستوى الطاقة الأول s، مستوى الطاقة الثاني s و p، مستوى الطاقة الثالث s و p و d، مستوى الطاقة الرابع s و p و d و f.

كل مستوى من s يتعلق بمستوى كروي s. كل مستوى فرعي من p يتعلق بثلاثة مستويات في صورة عوارف الانتقال (p_x, p_y, p_z) .

17. حدّد المستويات الفرعية في كل مستوى ثانوي s، وفي كل مستوى ثانوي p لمستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين.

كل مستوى من s يحتوي على مستوى كروي (s)، وكل مستوى ثانوي من p يحتوي على ثلاثة مستويات فرعية (p_x, p_y, p_z) .

18. فسّر، لماذا يكون موقع الإلكترون في ذرة غير معلوم بدقة؟ اعتماداً على مبدأ هايزنبرج للشك والطبيعة الموجية الجسيمية؟ وكيف يُعرف موقع الإلكترونات في الذرات؟ للإلكترون خواص الموجة - الجسيم، وليس له موقع محدد في الفضاء. وينص مبدأ هايزنبرج للشك على أنه من المستحيل أن نعرف بدقة كلاً من السرعة وموقع الجسيم في الوقت

وصف بور لذرة الهيدروجين				الجدول 1-1
الطاقة النسبية	عدد المستويات الثانوية	نصف القطر المداري (nm)	العدد الكمي	مدار بور الذري
E_1	1	0.0529	$n=1$	الأول
$E_2 = 4E_1$	2	0.212	$n=2$	الثاني
$E_3 = 9E_1$	3	0.476	$n=3$	الثالث
$E_4 = 16E_1$	4	0.846	$n=4$	الرابع
$E_5 = 25E_1$	5	1.32	$n=5$	الخامس
$E_6 = 36E_1$	6	1.90	$n=6$	السادس
$E_7 = 49E_1$	7	2.59	$n=7$	السابع